CIENCIAS Y TECNOLOGÍA

Física y Química

AUTORES
Mario Ballestero Jadraque
Jorge Barrio Gómez de Agüero

1 BACHILLERATO

Oxford EDUCACIÓN

Índice de contenidos

Química

La medida 5

1. Magnitudes 6
2. Unidades 7
3. Instrumentos de medida 8
4. Errores en la medida 11
5. Cifras significativas y redondeo 12
6. Representaciones gráficas 13

Formulación y nomenclatura química inorgánica 15

1. Conceptos básicos 16
2. Compuestos binarios 16
3. Compuestos ternarios 19
4. Sales ácidas 21
5. Formulación de iones 21

1 La teoría atómico-molecular 23

1. La materia 24
2. Clasificación de la materia 25
3. Leyes ponderales 27
4. Teoría atómica de Dalton 30
5. Leyes volumétricas 31
6. La unidad de cantidad de sustancia: el mol 32

Ideas claras 35
Cuestiones y problemas resueltos 36
Cuestiones y problemas 38
Evaluación 40

2 Estados de agregación. Teoría cinética 41

1. Los estados de agregación de la materia 42
2. Los gases y la teoría cinética 44
3. Las leyes de los gases 45
4. La teoría cinético-molecular 50

Ideas claras 53
Cuestiones y problemas resueltos 54
Cuestiones y problemas 56
Evaluación 58

3 Disoluciones 59

1. Disoluciones 60
2. Solubilidad 65
3. Factores que favorecen la disolución de las sustancias 67
4. Propiedades coligativas de las disoluciones 68
5. Suspensiones y disoluciones coloidales 73

Ideas claras 75
Cuestiones y problemas resueltos 76
Cuestiones y problemas 78
Evaluación 80

4 Estructura atómica. El sistema periódico 81

1. El átomo divisible 82
2. Modelos atómicos 83
3. Números que identifican a los átomos 85
4. Estructura electrónica del átomo 88
5. Sistema periódico 96
6. Propiedades periódicas 100
7. Abundancia e importancia de los elementos en la naturaleza 104

Ideas claras 105
Cuestiones y problemas resueltos 106
Cuestiones y problemas 108
Evaluación 110

5 El enlace químico 111

1. Naturaleza del enlace químico 112
2. Enlace iónico 113
3. Enlace covalente 116
4. Fuerzas intermoleculares 122
5. Enlace metálico 124

Ideas claras 125
Cuestiones y problemas resueltos 126
Cuestiones y problemas 128
Evaluación 130

6 Las transformaciones químicas 131

1. La reacción química 132
2. Clasificación de las reacciones químicas 137
3. Energía de las reacciones químicas 141
4. Velocidad de reacción 144
5. Química industrial 147
6. Reacciones químicas de interés 148
7. El papel de la química en la construcción de un futuro sostenible 150

Ideas claras 151
Cuestiones y problemas resueltos 152
Cuestiones y problemas 154
Evaluación 156

7 Química del carbono. Formulación orgánica 157

1. Enlaces del carbono 158
2. Hidrocarburos 161
3. Halogenuros de alquilo 169
4. Compuestos oxigenados 170
5. Compuestos nitrogenados 175
6. Isomería 177
7. El petróleo 180
8. Desarrollo de los compuestos orgánicos de síntesis 183

Ideas claras 185
Cuestiones y problemas resueltos 186
Cuestiones y problemas 188
Evaluación 190

Física

Herramientas matemáticas de la física 191

1. Los símbolos del lenguaje matemático 192
2. Un poco de álgebra 192
3. Un poco de geometría 192
4. Trigonometría 193
5. Cálculo vectorial 194
6. Cálculo diferencial 197

8 La descripción de los movimientos: cinemática 199

1. El problema del movimiento 200
2. La posición de los cuerpos 201
3. La velocidad de los cuerpos 205
4. La aceleración de los cuerpos 210

Ideas claras 215
Cuestiones y problemas resueltos 216
Cuestiones y problemas 218
Evaluación 220

9 Movimientos en una y dos dimensiones 221

1. ¿Cómo se describen los movimientos? 222
2. Movimientos en una dimensión: movimientos rectilíneos 224
3. Movimientos en dos dimensiones. Movimientos parabólicos 236
4. Movimientos circulares 243
5. ¿Por qué pueden variar los movimientos? 246

Ideas claras 247
Cuestiones y problemas resueltos 248
Cuestiones y problemas 250
Evaluación 254

10 Las leyes de la dinámica 255

1. El estado de movimiento de los cuerpos: la masa y el momento lineal 256
2. Las leyes de Newton acerca del movimiento o leyes de la dinámica 258
3. Conservación del momento lineal: una consecuencia de la tercera ley 265
4. Impulso y cantidad de movimiento 267
5. Relatividad y tercera ley 268

Ideas claras 269
Cuestiones y problemas resueltos 270
Cuestiones y problemas 272
Evaluación 274

11 Fuerzas en la naturaleza: aplicaciones 275

1. Introducción a las fuerzas de la naturaleza 276
2. La fuerza gravitacional 276
3. La fuerza de rozamiento 279
4. Fuerzas elásticas o restauradoras 282
5. Resolución de problemas en los que intervienen fuerzas 284
6. Las leyes de Newton en sistemas no inerciales: fuerzas de inercia 291

Ideas claras 293
Cuestiones y problemas resueltos 294
Cuestiones y problemas 296
Evaluación 298

12 Trabajo y energía mecánica 299

1. Introducción a los conceptos 300
2. Trabajo mecánico 302
3. La potencia 305
4. La energía 306
5. Fuerzas conservativas y conservación de la energía mecánica 311
6. Masa y energía en la Física moderna 316

Ideas claras 317
Cuestiones y problemas resueltos 318
Cuestiones y problemas 320
Evaluación 322

13 Calor y Termodinámica 323

1. La naturaleza del calor 324
2. Medida del calor: capacidad calorífica y calor específico 326
3. Medida del trabajo en los procesos termodinámicos 328
4. Criterio de signos para el calor y el trabajo mecánico 330
5. El primer principio de la termodinámica 331
6. Algunas consecuencias del primer principio 332
7. Restricciones naturales al primer principio 336
8. Fuentes de energía aprovechable 339
9. El problema energético y la necesidad del ahorro 340

Ideas claras 341
Cuestiones y problemas resueltos 342
Cuestiones y problemas 344
Evaluación 346

14 Electricidad y corriente eléctrica 347

1. La interacción electrostática 348
2. El campo eléctrico 352
3. El potencial eléctrico 355
4. Almacenamiento de la carga: los condensadores 359
5. La corriente eléctrica 362
6. Trabajo y energía en la corriente eléctrica 368
7. Distribución de la electricidad 372

Ideas claras 373
Cuestiones y problemas resueltos 374
Cuestiones y problemas 376
Evaluación 378

Anexos 379

Sistema periódico de los elementos 380
Índice analítico 382

Documentos de refuerzo y ampliación en el CD del alumno.

PAU Cuestiones y actividades tipo selectividad.

PAU Técnicas experimentales y aplicaciones tipo selectividad.

D Cuestiones y actividades de mayor dificultad.

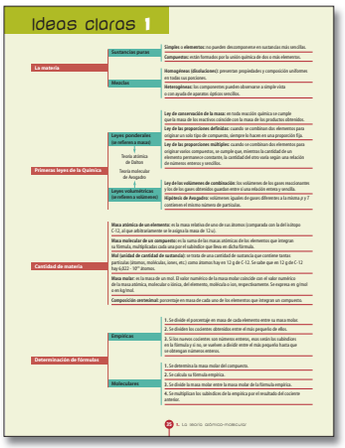
Cómo se trabaja con una unidad

Cada unidad consta de:

- Una página de **presentación.**
- Varias páginas de **desarrollo.**
- Una página de **Ideas claras.**
- Una doble página de **Cuestiones y problemas resueltos.**
- Una doble página de **Cuestiones y problemas.**
- Una página de **Evaluación.**

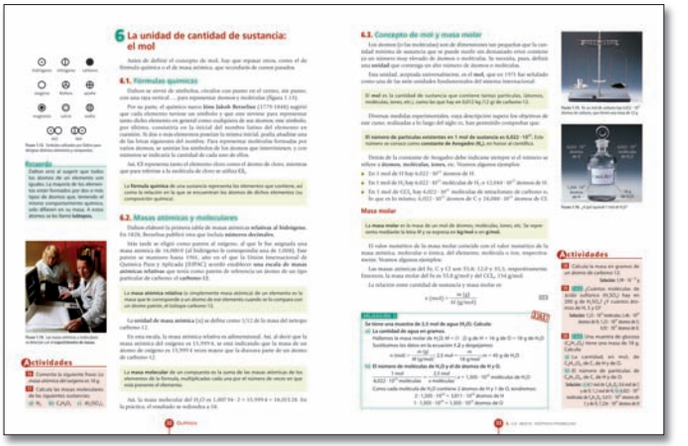
Presentación de la unidad

La página inicial te introducirá en los contenidos a partir de un texto relacionado con el tema de la unidad. Intenta contestar las cuestiones que se plantean.



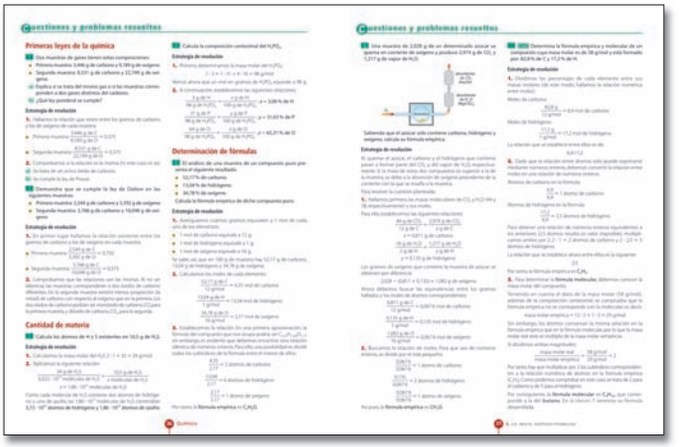
Ideas claras

En esta página se resumen los contenidos básicos de la unidad. Léela después del desarrollo y repásala con frecuencia con objeto de mantener frescas las ideas principales.



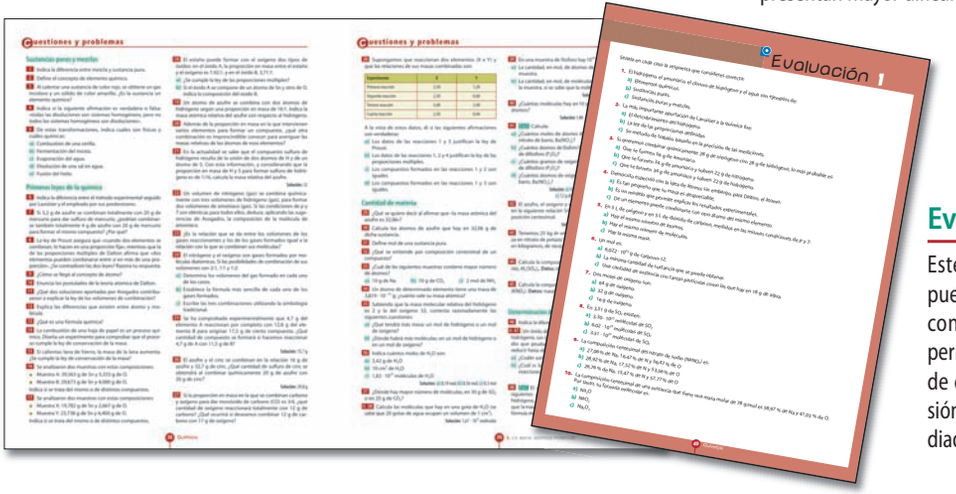
Desarrollo

En estas páginas se exponen los contenidos de la unidad distribuidos en epígrafes, y se proponen actividades para que apliques tus conocimientos a medida que los vas adquiriendo. Encontrarás definiciones de contenidos resaltados con fondo de color, actividades para reflexionar y avanzar en tu aprendizaje *(Reflexiona y Experimenta)*, actividades resueltas *(Aplicación)*… Algunas de ellas se identifican mediante el icono **PAU**, ya que son tipo selectividad. La información de los márgenes te servirá para completar tus conocimientos con curiosidades científicas, vocabulario, información para recordar *(Recuerda)*…



Cuestiones y problemas resueltos

Te proponemos estrategias para resolver un determinado tipo de ejercicios. Las preguntas que son tipo selectividad se identifican con el símbolo **PAU**, y las que presentan mayor dificultad mediante la letra **D**.



Cuestiones y problemas

Incluyen numerosas actividades que permiten consolidar los contenidos de la unidad. Se ordenan por contenidos. Las que son tipo selectividad se identifican con el símbolo **PAU** y las que presentan mayor dificultad mediante la letra **D**.

Evaluación

Este cuestionario de respuesta múltiple con el que concluye cada unidad te permite comprobar el grado de consecución y comprensión de los contenidos estudiados.

Actividades (páginas 16/22)

1 **Nombra los siguientes óxidos de todas las formas posibles:**

a) SO_3: trióxido de azufre, óxido de azufre(VI), anhídrido sulfúrico*

b) PbO: monóxido de plomo, óxido de plomo(II), óxido plumboso*

c) ZnO: monóxido de cinc, óxido de cinc

d) Li_2O: monóxido de dilitio, óxido de litio

e) Mn_2O_7: heptaóxido de dimanganeso, óxido de manganeso(VII), anhídrido permangánico*

f) I_2O: monóxido de diyodo, óxido de yodo(I), anhídrido hipoyodoso*

g) SnO_2: dióxido de estaño, óxido de estaño(IV), óxido estánnico*

h) Al_2O_3: trióxido de dialuminio, óxido de aluminio, óxido alumínico*

i) Cu_2O: monóxido de dicobre, óxido de cobre (I), óxido cuproso*

j) CaO: monóxido de calcio, óxido de calcio, óxido cálcico*.

2 **Nombra los siguientes peróxidos de todas las formas posibles:**

a) Au_2O_2: dióxido de dioro, peróxido de oro(I), peróxido auroso*

b) CaO_2: dióxido de calcio, peróxido de calcio, peróxido cálcico*

c) MgO_2: dióxido de magnesio, peroxido de magnesio, peróxido magnésico*

d) Li_2O_2: dióxido de dilitio, peróxido de litio, peróxido lítico*

e) Ni_2O_6: hexaóxido de diníquel, peróxido de níquel(III)

f) ZnO_2: dióxido de cinc, peróxido de cinc

g) HgO_2: dióxido de mercurio, peróxido de mercurio(II), peróxido mercúrico*

h) CoO_2: dióxido de cobalto, peróxido de cobalto(II), peróxido cobaltoso*

3 **Copia y completa la siguiente tabla de óxidos y peróxidos en tu cuaderno:**

Fórmula	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
P_2O_5	Óxido de fósforo(V)	Pentaóxido de difósforo
Co_2O_6	Peróxido de cobalto(III)	Hexaóxido de dicobalto
PbO_2	Óxido de plomo(IV)	Dióxido de plomo
SnO_2	Óxido de estaño(IV)	Dióxido de estaño
Ni_2O_6	Peróxido de níquel(III)	Hexaóxido de diníquel
Br_2O_3	Óxido de bromo(III)	Trióxido de dibromo
Ag_2O	Óxido de plata	Monóxido de diplata
H_2O_2	Peróxido de hidrógeno o agua oxigenada (nombre tradicional)	Dióxido de dihidrógeno

4 **Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno:**

Fórmula	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
FeH_2	Hidruro de hierro(II)	Dihidruro de hierro
AlH_3	Hidruro de aluminio	Trihidruro de aluminio
AgH	Hidruro de plata	Hidruro de plata
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio
NiH_3	Hidruro de níquel(III)	Trihidruro de níquel
CoH_2	Hidruro de cobalto(II)	Dihidruro de cobalto

5 Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno:

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
BH_3	Trihidruro de boro	Borano
NH_3	Trihidruro de nitrógeno	Amoníaco
HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
CH_4	Tetrahidruro de carbono	Metano
H_2Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H_2S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
SbH_3	Trihidruro de antimonio	Estibina

6 Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno:

Fórmula	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
NaBr	Bromuro de sodio	Bromuro de sodio
$FeCl_2$	Cloruro de hierro(II)	Dicloruro de hierro
KI	Yoduro de potasio	Yoduro de potasio
ICl_7	Cloruro de yodo(VII)	Heptacloruro de yodo
AuCl	Cloruro de oro(I)	Monocloruro de oro
PbS	Sulfuro de plomo(II)	Monosulfuro de plomo
CCl_4	Cloruro de carbono(IV)	Tetracloruro de carbono

7 Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno y nombra cada fórmula por las nomenclaturas sistemática y tradicional:

Fórmula	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura tradicional
$HBrO_3$	Ácido trioxobrómico(V)	Ácido brómico
HIO_2	Ácido dioxoyódico(III)	Ácido yodoso
$HMnO_4$	Ácido tetraoxomangánico(VII)	Ácido permangánico
HNO_2	Ácido dioxonítrico(III)	Ácido nitroso
HIO_4	Ácido tetraoxoyódico(VII)	Ácido peryódico
H_2SO_3	Ácido trioxosulfúrico(IV)	Ácido sulfuroso
H_3PO_4	Ácido tetraoxoforfórico(V)	Ácido fosfórico (ortofosfórico)

8 Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno y nombra cada fórmula según la nomenclatura sistemática:

Fórmula	Nomenclatura de Stock
Ag_2SO_4	Sulfato de plata
KIO	Hipoyodito de potasio
$CuSO_3$	Sulfito de cobre(II)
KNO_3	Nitrato de potasio
Na_2CO_3	Carbonato de sodio
$PbSeO_4$	Seleniato de plomo(II)
$KMnO_4$	Permanganato de potasio

9 Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno:

Fórmula	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática
$Au(OH)_3$	Hidróxido de oro(III)	Trihidróxido de oro
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
$Mn(OH)_4$	Hidróxido de manganeso(IV)	Tetrahidróxido de manganeso
CuOH	Hidróxido de cobre(I)	Hidróxido de cobre
$Hg_2(OH)_2$	Hidróxido de mercurio(I)	Dihidróxido de dimercurio
$Co(OH)_3$	Hidróxido de cobalto(III)	Trihidróxido de cobalto
$Fe(OH)_2$	Hidróxido de hierro(II)	Dihidróxido de hierro

10 Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno y nombra cada fórmula por las nomenclaturas sistemática y tradicional:

Fórmula	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional
LiHS	Hidrogenosulfuro de litio	Hidrogenosulfuro de litio	Bisulfuro de litio*
$KHSO_4$	Hidrogenosulfato de potasio	Hidrogenotetraoxosulfato(VI) de potasio	Bisulfato de potasio*
$Fe(H_2PO_4)_2$	Dihidrogenofosfato de hierro(II)	Bis[dihidrogenotetraoxofosfato(V)] de hierro	Dihidrogenofosfato ferroso*
$Cu(HSO_4)_2$	Hidrogenosulfato de cobre(II)	Bis[hidrogenotetraoxosulfato(VI)] de cobre	Bisulfato cúprico*
$CuHCO_3$	Hidrogenocarbonato de cobre(I)	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de cobre	Bicarbonato cuproso*
$FeHPO_4$	Hidrogenofosfato de hierro(II)	Hidrogenotetraoxofosfato(V) de hierro	Hidrogenofosfato ferroso*
$AuHCO_3$	Hidrogenocarbonato de oro(I)	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de oro	Bicarbonato auroso*

11 Copia y completa la siguiente tabla en tu cuaderno:

Ion	Nomenclatura
OH^-	Ion hidróxido
NO_3^-	Ion nitrato
Cu^+	Ion cobre(I) o cuproso
H^+	Ion hidrógeno (o protón)
PO_4^{3-}	Ion fosfato (ortofosfato)
K^+	Ion potasio
IO^-	Ion hipoyodito
SO_4^{2-}	Ion sulfato
Cl^-	Ion cloruro
NO_2^-	Ion nitrito
MnO_4^-	Ion permanganato
Li^+	Ion litio
H_3O^+	Ion hidronio
NH_4^+	Ion amonio

12 Copia y completa el cuadro siguiente en tu cuaderno:

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock/sistemática funcional	Nomenclatura sistemática
H_2CO_3	Ácido carbónico	Ácido trioxocarbónico(IV)	Trioxocarbonato(IV) de hidrógeno
$H_4P_2O_5$	Ácido pirofosforoso	Ácido pentaoxodifosfórico(III)	Pentaoxodifosfato(III) de hidrógeno
H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso	Ácido dioxosulfúrico(II)	Dioxosulfato(II) de hidrógeno
S^{2-}	Ion sulfuro	–	–
$Sn(OH)_4$	Hidróxido estánnico*	Hidróxido de estaño(IV)	Tetrahidróxido de estaño
NH_3	Amoníaco	–	Trihidruro de nitrógeno
$Cd(NO_2)_2$	Nitrito cádmico*	Nitrito de cadmio(II)	Dioxinitrato(III) de cadmio(II)
HPO_3	Ácido fosfórico	Ácido trioxofosfórico(V)	Trioxofosfato(V) de hidrógeno
PbH_2	Hidruro plumboso*	Hidruro de plomo(II)	Dihidruro de plomo
$Ni_2(CrO_4)_3$	Cromato niquélico*	Cromato de níquel(III)	Tris[tetraoxocromato(VI)] de níquel(III)
K_2O_2	Peróxido potásico*	Peróxido de potasio	Dióxido de dipotasio
$HAsO_2$	Ácido metaarsenioso	Ácido dioxoarsénico(III)	Dioxoarseniato(III) de hidrógeno
$AlHP_2O_7$	Pirofosfato monoalumínico*	Hidrogenopirofosfato de aluminio	Hidrogenoheptaoxodifosfato(V) de aluminio
$KMnO_4$	Permanganato potásico*	Permanganato de potasio	Tetraoxomanganato(VII) de potasio
$H_2Cr_2O_7$	Ácido dicrómico	Ácido heptaoxodicrómico(VI)	Heptaoxodicromato(VI) de hidrógeno
CoF_3	Fluoruro cobáltico*	Fluoruro de cobalto(III)	Trifluoruro de cobalto
$Ca(HCO_3)_2$	Bicarbonato de calcio	Hidrogenocarbonato de calcio	Bis[hidrogenotrioxocarbonato(IV)] de calcio
HgS	Sulfuro mercúrico*	Sulfuro de mercurio(II)	Monosulfuro de mercurio
$NiSbO_4$	Antimonio niquélico*	Antimoniato de níquel(III)	Tetraoxoantimoniato(V) de níquel(III)
SnO_2	Óxido estánnico*	Óxido de estaño(IV)	Dióxido de estaño
Br_2O_3	Anhídrico brómico*	Óxido de bromo(III)	Trióxido de dibromo
$Hg(MnO_4)_2$	Permanganato mercúrico*	Permanganato de mercurio(II)	Bis[tetraoxomanganato(VII)] de mercurio(II)
HIO	Ácido hipoyodoso	Ácido monoxoyódico(I)	Monoxoyodato(I) de hidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	–	Cloruro de hidrógeno
$Zn(HSe)_2$	Biseleniuro de cinc o seleniuro ácido de cinc	Hidrogenoseleniuro de cinc	Bis[hidrogenoseleniuro] de cinc
$AuBr_3$	Bromuro aúrico*	Bromuro de oro(III)	Tribromuro de oro
HBO_2	Ácido bórico	Ácido dioxobórico(III)	Dioxoborato(III) de hidrógeno
SO_3	Anhídrido sulfúrico*	Óxido de azufre(VI)	Trióxido de azufre
$Sn_3(PO_4)_4$	Fosfato estánnico*	Fosfato de estaño(IV)	Tetraoxofosfato(V) de estaño(IV)
CaO_2	Peróxido cálcico	Peróxido de calcio	Dióxido de calcio
NH_4NO_2	Nitrito amónico*	Nitrito de amonio	Dioxonitrato(III) de amonio
H_2O_2	Agua oxigenada	Peróxido de hidrógeno	Dióxido de dihidrógeno
$FeSe$	Seleniuro ferroso*	Seleniuro de hierro(II)	Seleniuro de hierro
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico(VI)	Tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno
PtO_2	Óxido platínico*	Óxido de platino(IV)	Dióxido de platino
$Al(HSO_3)_3$	Bisulfito de aluminio	Hidrogenosulfito de aluminio	Tris[hidrogenotrioxosulfato(IV)] de aluminio
HNO_3	Ácido nítrico	Ácido trioxonítrico(V)	Trioxonitrato(V) de hidrógeno

Cuestiones previas (página 23)

1. Indica si las siguientes porciones de materia son sustancias puras, mezclas homogéneas o mezclas heterogéneas: hierro, vino, bronce, agua, leche y aire.

Las sustancias puras son el hierro y el agua.

Las mezclas homogéneas son el vino, el bronce y el aire.

La única mezcla heterogénea es la leche.

2. ¿Qué son los átomos?

Partículas muy pequeñas constituyentes de los diferentes elementos químicos.

3. Lavoisier demostró en 1774 que la masa se conserva en cualquier combinación química. Sin embargo, si combinas 40 g de hidrógeno con 40 g de oxígeno, solo se forman 45 g de agua. ¿Qué explicación encuentras para este hecho?

Ocurre que, además de la ley de Lavoisier, se debe cumplir la ley de Proust: «cuando se combinan varios elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija». Y las cantidades de la cuestión no corresponden a esa relación fija, ya que hay exceso de uno de los reactivos. En el supuesto de que la ley de Lavoisier se cumpliera: se forman 45 g de agua y queda un exceso de 35 g de hidrógeno.

4. ¿Qué es el mol?

El mol es la cantidad de sustancia tal que contiene tantas partículas, átomos, moléculas, etc., como las que contienen 12 g de carbono-12.

Actividades (páginas 24/34)

1 Dos porciones de materia, hierro y agua, tienen la misma masa, pero distinto volumen. ¿Qué material es más denso?

La densidad es la relación *m/V;* a igualdad de masa, un cuerpo presentará mayor densidad cuanto menor volumen ocupe. En la tabla 1.1 puede observarse que ese cuerpo es el hierro.

2 Queremos conocer la masa de un cilindro de aluminio de radio 3 cm y de altura 20 cm y no disponemos de una balanza. Calcúlala con ayuda de la tabla 1.1.

Primero hallamos el volumen del cilindro:

$$V = S_{base}h = \pi r^2 h = \pi 3^2\ cm^2 \cdot 20\ cm = 565{,}2\ cm^3 = \\ = 565{,}2 \cdot 10^{-6}\ m^3 = 5{,}6 \cdot 10^{-4}\ m^3$$

Aplicando la ecuación de la densidad:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Despejamos la masa:

$$m = \rho V = 2\,700\ kg/m^3 \cdot 5{,}6 \cdot 10^{-4}\ m^3 = 1{,}5\ kg$$

3 ¿Por qué crees que es importante especificar la presión y la temperatura al dar los valores de densidad?

Porque el volumen de los cuerpos varía con la temperatura y, además, con la presión si se trata de un gas; y si varía el volumen (y no la masa), también varía la densidad.

4 Explica por qué las temperaturas de cambio de estado son propiedades físicas y no químicas.

Porque al producirse el cambio de estado de una sustancia no se altera la composición química de dicha sustancia, lo único que sucede es una variación en el movimiento de sus partículas.

5 Lee atentamente el siguiente texto e indica las propiedades físicas y químicas que presenta la sustancia de la que se habla:

«El yodo es un sólido cristalino, negro, con cierto brillo metálico. A pesar de que funde a 114 °C y hierve a 183 °C, a temperatura ambiente tiene una apreciable presión de vapor. Es muy poco soluble en agua, a la que da color pardo. Es más soluble en tetracloruro de carbono y da color violeta a la disolución. Su escasa reactividad hace que se combine con el hidrógeno muy lentamente. No se combina con el oxígeno, pero sí lo hace con otros halógenos y con muchos metales, dando entonces los yoduros correspondientes.»

Propiedades físicas: sólido cristalino, color negro, brillo metálico, punto de fusión, punto de ebullición, sublima fácilmente.

Propiedades químicas: poco soluble en agua y soluble en tetracloruro de carbono, alta reactividad con flúor, cloro, bromo y con metales, y escasa reactividad con el hidrógeno y nula con el oxígeno.

6 ¿Cómo separarías una mezcla de agua y gasolina?

Por decantación. Se echaría la mezcla en un embudo de decantación y enseguida observaríamos cómo se forman dos capas (ya que se trata de líquidos inmiscibles).

7 ¿Cómo separarías una mezcla de limaduras de hierro, limaduras de cobre y sal común?

Con un imán separamos el hierro. A continuación se añade agua a la mezcla de cobre y sal común. Al filtrar la mezcla anterior sobre papel de filtro, recogemos las limaduras de cobre en el papel, y la sal, junto al agua, forma el filtrado. Dejamos evaporar el agua del filtrado y obtenemos la sal cristalizada.

8 El hidrógeno y el oxígeno se combinan en una proporción de 1:8 para formar agua. Indica lo que ocurrirá si combinamos 14 g de hidrógeno con 50 g de oxígeno.

Se observa que hay exceso de hidrógeno (14 es una cantidad superior a 50/8); entonces establecemos la relación con el oxígeno (reactivo limitante):

$$\frac{1\ g\ de\ hidrógeno}{8\ g\ de\ oxígeno} = \frac{x\ g\ de\ hidrógeno}{50\ g\ de\ oxígeno};\ x = 6{,}2\ g\ de\ H_2$$

Es decir: 6,2 g de hidrógeno se combinan con 50 g de oxígeno para dar 56,2 g de agua y quedarían sin reaccionar 14 g − 6,2 g = 7,8 g de hidrógeno.

9 ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples en el caso de la tabla 1.2?

Experimento	Compuesto	Masa de A	Masa de B
1	1	20 g	15 g
2	2	35 g	52,5 g
3	3	50 g	112,5 g

La respuesta es sí. Dado que el compuesto A está en una cantidad fija de 20 g, para hallar las cantidades variables del elemento B que se combina con esta cantidad fija de A debemos conocer la proporción en la que reaccionan A y B, es decir: masa B/masa A.

Compuesto 1: $\frac{15}{20} = 0{,}75$

Compuesto 2: $\frac{52{,}5}{35} = 1{,}5$

Compuesto 3: $\frac{112{,}5}{50} = 2{,}25$

Dividiendo todas las relaciones entre la menor, obtenemos otras de números enteros 1, 2 y 3.

Podemos hacerlo de otra manera: manteniendo la masa de A fija (20 g), calculamos las cantidades de B mediante las siguientes proporciones:

$$\frac{35\text{ g}}{52{,}5\text{ g}} = \frac{20\text{ g}}{x}; x = 30\text{ g}$$

$$\frac{50\text{ g}}{112{,}5\text{ g}} = \frac{20\text{ g}}{x}; x = 45\text{ g}$$

Cuando una de las masas se mantiene constante, la del otro varía según una relación de números enteros sencillos:

$$15 : 30 : 45 = 1 : 2 : 3$$

10 ¿Cómo es posible que dos elementos puedan combinarse en más de una proporción si la ley de Proust afirma que la proporción es única?

La ley de Proust afirma que la proporción en la que se combinan dos elementos es única cuando de ella resulta un solo compuesto.

Por tanto, no excluye que dos elementos se puedan combinar en más de una proporción si como resultado se obtienen varios compuestos distintos.

11 El carbono se combina con oxígeno en dos proporciones en masa, 3:4 y 3:8. Con la primera forma monóxido de carbono (CO), y con la segunda, dióxido de carbono (CO_2). Razona cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

a) **12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno para dar CO.**

b) **12 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para dar CO.**

c) **12 g de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar CO_2.**

d) **12 g de carbono reaccionan con 36 g de oxígeno para dar CO_2.**

Son correctas la *b)* y la *c)*, pues $\frac{12}{16} = \frac{3}{4}$ y $\frac{12}{32} = \frac{3}{8}$.

12 Dalton sabía que la proporción en la que se combina el hidrógeno con el oxígeno es de 1:8, y creía que el agua se formaba mediante la combinación de un átomo de cada clase, por lo que dedujo que el átomo de oxígeno era 8 veces más pesado que el de hidrógeno. ¿Qué masa le correspondería al átomo de oxígeno si hubiera supuesto que el agua se formaba mediante la combinación de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno?

Si se combinan dos átomos de hidrógeno con uno de oxígeno para formar agua y, al mismo tiempo, ha de mantenerse la proporción de combinación 1:8, la única solución posible es pensar en otra proporción equivalente: 2:16, donde 2 correspondería a la masa de los dos átomos de hidrógeno y 16 a la masa del único átomo de oxígeno.

Por tanto, la masa atómica del oxígeno sería 16 (como realmente corresponde).

13 Cuando 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno, se obtiene el siguiente volumen de amoníaco:

a) **1 L** ***c)*** **4 L**

b) **2 L** ***d)*** **3,15 L**

Justifica tu respuesta.

La respuesta correcta es la *b)*. Se llega a esta conclusión teniendo en cuenta las dos leyes volumétricas y que el proceso es el siguiente:

$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

14 Teniendo en cuenta la ley de los volúmenes de combinación, la hipótesis de Avogadro y el concepto de molécula, justifica que la molécula de agua esté formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

1. Las moléculas de hidrógeno y de oxígeno son diatómicas.
2. En volúmenes iguales de gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay el mismo número de moléculas.
3. Dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para formar dos volúmenes de agua.

La única solución que explica estos tres hechos a la vez es que la molécula de agua sea H_2O.

15 A partir de las leyes volumétricas, y sabiendo que 2 volúmenes de hidrógeno reaccionan con 1 volumen de oxígeno para dar 2 volúmenes de agua, razona cómo son estas tres moléculas.

La única solución posible para que las moléculas de hidrógeno, oxígeno y agua cumplan la relación de volúmenes que indica el proceso químico de la actividad, es que las dos primeras sean diatómicas, y la molécula de agua esté formada por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno:

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

16 Comenta la siguiente frase: La masa atómica del oxígeno es 16 g.

La frase es incorrecta. Las masas atómicas son números adimensionales ya que resultan de relacionar dos masas y, siempre que se dividen dos magnitudes del mismo tipo, el resultado carece de dimensiones. Por otro lado, el gramo es una unidad extraordinariamente grande como para usarla como referencia para algo tan pequeño como los átomos.

17 Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias:

a) N_2

b) $C_9H_8O_4$

c) $Al_2(SO_4)_3$

a) N_2: $14 \cdot 2 = 28$

b) $C_9H_8O_4$: $12 \cdot 9 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 4 = 180$

c) $Al_2(SO_4)_3$: $27 \cdot 2 + 32 \cdot 3 + 16 \cdot 12 = 342$

18 Calcula la masa en gramos de un átomo de carbono-12.

$$\frac{12\text{ u}}{6{,}023 \cdot 10^{23}\text{ u/g}} = 1{,}99\,10^{-23}\text{ g}$$

19 PAU ¿Cuántas moléculas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hay en 200 g de H_2SO_4? ¿Y cuántos átomos de H, S y O?

Establecemos la relación:

$$\frac{98\text{ g de } H_2SO_4}{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ moléculas de } H_2SO_4} = \frac{200\text{ g de } H_2SO_4}{x\text{ moléculas de } H_2SO_4}$$

$$x = 1{,}23 \cdot 10^{24}\text{ moléculas}$$

La cantidad de átomos de H será el doble que la de moléculas: $2{,}46 \cdot 10^{24}$. La cantidad de átomos de S será la misma que la de moléculas: $1{,}23 \cdot 10^{24}$. La cantidad de átomos de O será el cuádruple que la de moléculas: $4{,}92 \cdot 10^{24}$. Esto se debe a que tienen que guardar la relación 2 átomos de H:1 átomo de S:4 átomos de O, tal y como indica la fórmula.

20 PAU Una muestra de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) tiene una masa de 18 g. Calcula:

a) **La cantidad, en mol, de $C_6H_{12}O_6$, de C, de H y de O.**

b) **El número de partículas de $C_6H_{12}O_6$, de C, de H y de O.**

a) $\frac{1\text{ mol}}{180\text{ g}} = \frac{x\text{ mol}}{18\text{ g}}; x = 0{,}1\text{ mol de } C_6H_{12}O_6$

En la fórmula se aprecia que en 1 mol de glucosa hay 6 mol de C, 12 mol de H y 6 mol de O. Por tanto:

$$6 \cdot 0{,}1 \text{ mol} = 0{,}6 \text{ mol de C}$$

$$12 \cdot 0{,}1 \text{ mol} = 1{,}2 \text{ mol de H}$$

$$6 \cdot 0{,}1 \text{ mol} = 0{,}6 \text{ mol de O}$$

b) $$\frac{1 \text{ mol}}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{0{,}1 \text{ mol}}{x \text{ moléculas}}$$

$$x = 6{,}022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6$$

Como cada molécula de $C_6H_{12}O_6$ contiene 6 átomos de C, 12 de H y 6 de O, tendremos:

$$6 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{22} = 3{,}613 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$12 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{22} = 7{,}226 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$6 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{22} = 3{,}613 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

21 Calcula la composición centesimal del carbonato de sodio (Na_2CO_3). Datos: masas atómicas: Na = 23; C = 12; O = 16

Hallamos la masa molar del Na_2CO_3:

$$23 \text{ g} \cdot 2 + 12 \text{ g} + 16 \text{ g} \cdot 3 = 106 \text{ g}$$

Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{46 \text{ g de Na}}{106 \text{ g de } Na_2CO_3} = \frac{x \text{ g de Na}}{100 \text{ g de } Na_2CO_3}$$

$$x = 43{,}4\,\% \text{ de Na}$$

$$\frac{12 \text{ g de C}}{106 \text{ g de } Na_2CO_3} = \frac{x \text{ g de C}}{100 \text{ g de } Na_2CO_3}$$

$$x = 11{,}3\,\% \text{ de C}$$

$$\frac{48 \text{ g de O}}{106 \text{ g de } Na_2CO_3} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de } Na_2CO_3}$$

$$x = 45{,}3\,\% \text{ de O}$$

22 PAU Cierto azúcar tiene por composición centesimal la siguiente: 40 % de carbono, 6,67 % de hidrógeno y 53,33 % de oxígeno. Si tiene una masa molar de 180 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?

Hallamos los moles de átomos:

$$\frac{40 \text{ g de carbono}}{12 \text{ g/mol}} = 3{,}33 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{6{,}67 \text{ g de hidrógeno}}{1 \text{ g/mol}} = 6{,}67 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$\frac{53{,}33 \text{ de oxígeno}}{16 \text{ g/mol}} = 3{,}33 \text{ mol de oxígeno}$$

Relaciones idénticas a las anteriores, pero de números enteros, son 1 mol de C, 2 mol de H y 1 mol de O. Por tanto, la fórmula empírica será CH_2O, cuya masa molar es 12 g + + 2 g + 16 g = 30 g/mol.

Dividiendo las dos masas molares, encontraremos cuántas veces son mayores los coeficientes de la fórmula molecular con respecto a la fórmula empírica:

$$\frac{180 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}} = 6$$

La fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$.

Cuestiones y problemas (páginas 38/39)

Sustancias puras y mezclas

1 Indica la diferencia entre mezcla y sustancia pura.

Una sustancia pura es toda clase de materia que presenta la misma composición y las mismas propiedades en cualquier punto de la misma, sea cual sea su procedencia. Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras en las que cada una mantiene su propia composición y propiedades.

2 Define el concepto de elemento químico.

Un elemento químico es toda sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más simples utilizando los métodos químicos habituales. Por ejemplo: Na, O, Cl...

3 Al calentar una sustancia de color rojo se obtiene un gas incoloro y un sólido de color amarillo. ¿Es la sustancia un elemento químico?

No, ya que un elemento químico no puede descomponerse en sustancias más simples utilizando los medios químicos habituales, y aquí, al realizar un cambio químico se ha descompuesto en otras sustancias más simples; se trata, por tanto, de un compuesto.

4 Indica si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: «todas las disoluciones son sistemas homogéneos, pero no todos los sistemas homogéneos son disoluciones».

Es cierta. Las sustancias puras son sistemas homogéneos (tienen composición constante) y, sin embargo, no son disoluciones.

5 De estas transformaciones, indica cuáles son físicas y cuáles químicas:

***a)* Combustión de una cerilla.**

***b)* Fermentación del mosto.**

***c)* Evaporación del agua.**

***d)* Disolución de una sal en agua.**

***e)* Fusión del hielo.**

Transformaciones físicas son *c)*, *d)* y *e)*, pues no hay alteración en la composición de la sustancia que sufre el proceso. Transformaciones químicas son *a)* y *b)*, ya que las sustancias de partida no coincidirán con las que se obtengan al final del proceso.

Primeras leyes de la química

6 Indica la diferencia entre el método experimental seguido por Lavoisier y el empleado por sus predecesores.

La realización de medidas precisas en procesos químicos es la diferencia fundamental entre el método experimental seguido por Lavoisier y el de los químicos que le precedieron.

7 Si 3,2 g de azufre se combinan totalmente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio, ¿podrían combinarse también totalmente 4 g de azufre con 20 g de mercurio para formar el mismo compuesto? ¿Por qué?

No, porque existe una única proporción en la que se combinan dos elementos para formar un determinado compuesto. En este caso es 3,2 g de azufre con 20 g de mercurio.

8 La ley de Proust asegura que «cuando dos elementos se combinan, lo hacen en una proporción fija», mientras que la ley de las proporciones múltiples de Dalton afirma que «dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción». ¿Se contradicen las dos leyes? Razona tu respuesta.

No, la proporción fija de la ley de Proust se da cuando forman un único compuesto, y en el caso de la ley de Dalton, las diferentes proporciones son para formar compuestos distintos (de forma que en cada uno de esos compuestos la proporción es única).

9 ¿Cómo se llegó al concepto de átomo?

A través de la ley de Proust y la de Dalton: si los elementos se combinan únicamente en determinadas proporciones, y con números enteros y sencillos, deben existir unas unidades materiales de combinación: los átomos.

10 Enuncia los postulados de la teoría atómica de Dalton.

1. Los elementos químicos están formados por pequeñísimas partículas, llamadas átomos, que son indivisibles e inalterables. **2.** Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades. **3.** Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí según una relación de números enteros sencillos. **4.** Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

11 ¿Qué dos soluciones aportadas por Avogadro contribuyeron a explicar la ley de los volúmenes de combinación?

La hipótesis «volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas (moléculas)» y el concepto de molécula, según el cual «las partículas fundamentales de nitrógeno, oxígeno y otros gases no son átomos, sino agrupaciones de varios átomos del elemento». Avogadro llamó moléculas a estas agrupaciones de átomos.

12 Explica las diferencias que existen entre átomo y molécula.

Átomo es la parte más pequeña de un elemento que, manteniendo su identidad, toma parte en las combinaciones químicas. Molécula es la parte más pequeña de un elemento o compuesto que tiene existencia estable e independiente.

13 ¿Qué es una fórmula química?

La manera de representar la composición de un compuesto, es decir, los elementos que contiene y la relación existente entre los átomos de esos elementos.

14 La combustión de una hoja de papel es un proceso químico. Diseña un experimento para comprobar que el proceso cumple la ley de conservación de la masa.

Pesamos el papel y el aire del recipiente (herméticamente cerrado) donde se va a realizar la combustión. Finalizada esta, volvemos a pesar. Si las medidas han sido bien tomadas, los resultados serán iguales.

15 Si calientas lana de hierro, la masa de la lana aumenta. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa?

Sí, debido a que el hierro al calentarlo se ha combinado con el oxígeno del aire, formándose óxido de hierro. Por tanto, esta masa de oxígeno hay que tenerla en cuenta.

16 Se analizaron dos muestras con estas composiciones:

- **Muestra A: 39,563 g de Sn y 5,333 g de O.**
- **Muestra B: 29,673 g de Sn y 4,000 g de O.**

Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.

Se trata del mismo óxido, pues:

- A: $\frac{39{,}563 \text{ g de Sn}}{5{,}333 \text{ g de O}} = 7{,}418$
- B: $\frac{29{,}673 \text{ g de Sn}}{4{,}000 \text{ g de O}} = 7{,}418$

Es un ejemplo de la ley de las proporciones definidas. Se puede comprobar que es el óxido de estaño(II), SnO.

17 Se analizaron dos muestras con estas composiciones:

- **Muestra X: 19,782 g de Sn y 2,667 g de O.**
- **Muestra Y: 23,738 g de Sn y 6,400 g de O.**

Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.

Son distintos compuestos, pues:

$$\frac{19{,}782 \text{ g de Sn}}{2{,}667 \text{ g de O}} = 7{,}417 \text{ y } \frac{23{,}738 \text{ g de Sn}}{6{,}400 \text{ g de O}} = 3{,}709$$

Si el primer óxido es SnO, el segundo debe ser SnO_2, ya que la segunda relación es la mitad que la primera.

18 El estaño puede formar con el oxígeno dos tipos de óxidos: en el óxido A, la proporción en masa entre el estaño y el oxígeno es 7,42:1, y en el óxido B, 3,71:1.

***a)* ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?**

***b)* Si el óxido A se compone de un átomo de Sn y otro de O, indica la composición del óxido B.**

a) Sí, pues si multiplicamos por 2 la relación 3,71:1, obtenemos 7,42:2, y sigue siendo la misma relación. Pero ahora puede apreciarse mejor, comparándola con la primera (7,42:1), que, mientras la cantidad de uno permanece constante (7,42), la del otro varía con números enteros (1 y 2).

b) Si tenemos en cuenta que la combinación de átomos, para formar el óxido A, es 1 de Sn con 1 de O, y como la relación en masa es 7,42:1, debemos concluir que un átomo de Sn es 7,42 veces más pesado que un átomo de O.

Por otra parte, si la segunda relación es 7,42:2, y un átomo de Sn es 7,42 veces más pesado que un átomo de O, deducimos que deben existir dos átomos de oxígeno, es decir, SnO_2.

19 Un átomo de azufre se combina con dos átomos de hidrógeno según una proporción en masa de 16:1. Indica la masa atómica relativa del azufre con respecto al hidrógeno.

Si un átomo de S se combina con dos de H en una relación de 16 g:1 g, podemos deducir que un átomo de S es 16 veces más pesado que dos átomos de H, es decir, un átomo de S será 32 veces más pesado que un átomo de H.

Por tanto, la masa atómica del azufre con respecto a la de hidrógeno será 32.

20 Además de la proporción en masa en la que intervienen varios elementos para formar un compuesto, ¿qué otra combinación es imprescindible conocer para averiguar las masas relativas de los átomos de esos elementos?

El número de átomos de cada uno de los elementos que es necesario combinar para formar el compuesto.

21 En la actualidad se sabe que el compuesto sulfuro de hidrógeno resulta de la unión de dos átomos de H y de un átomo de S. Con esta información, y considerando que la proporción en masa de H y S para formar sulfuro de hidrógeno es de 1:16, calcula la masa relativa del azufre.

Buscamos una proporción semejante a la 1:16, pero que contenga un 2 en primer lugar (ya que son dos átomos de H los que se combinan). Dicha proporción es: 2:32.

Por tanto, como el 2 equivale a la masa de los dos átomos de H, el 32 equivaldrá a la masa de 1 átomo de azufre.

22 Un volumen de nitrógeno (gas) se combina químicamente con tres volúmenes de hidrógeno (gas), para formar dos volúmenes de amoníaco (gas). Si las condiciones de *p* y *T* son idénticas para todos ellos, deduce, aplicando las sugerencias de Avogadro, la composición de la molécula de amoníaco.

Sugerencias de Avogadro:

1. Volúmenes iguales de gases diferentes (en las mismas condiciones de *p* y *T*) contienen el mismo número de partículas.
2. Las partículas fundamentales de nitrógeno, oxígeno y otros gases no son átomos, sino agrupaciones de varios átomos del elemento.

Entonces, la composición molecular de cada gas compatible con el número de volúmenes hallados es:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

23 **¿Es la relación que se da entre los volúmenes de los gases reaccionantes y los de los gases formados igual a la relación con la que se combinan sus moléculas?**

Sí, por la hipótesis de Avogadro.

24 **El nitrógeno y el oxígeno son gases formados por moléculas diatómicas. Si las posibilidades de combinación de sus volúmenes son 2:1, 1:1 y 1:2:**

a) **Determina los volúmenes del gas formado en cada uno de los casos.**

b) **Establece la fórmula más sencilla de cada uno de los gases formados.**

c) **Escribe las tres combinaciones utilizando la simbología tradicional.**

Teniendo en cuenta las posibilidades de combinación de los volúmenes de nitrógeno y oxígeno, y que ambos gases están formados por moléculas diatómicas, podemos escribir:

$$2\ N_2 + 1\ O_2 \rightarrow 2\ N_2O$$
$$1\ N_2 + 1\ O_2 \rightarrow 2\ NO$$
$$1\ N_2 + 2\ O_2 \rightarrow 2\ NO_2$$

Entonces:

a) En todos los casos la cantidad de gas formado son dos volúmenes.

b) La fórmula más sencilla para cada uno de los gases formados es N_2O, NO y NO_2.

c) Los tres procesos son los descritos anteriormente.

25 **Se ha comprobado experimentalmente que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para originar 17,5 g de cierto compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si hacemos reaccionar 4,7 g de A con 11,5 g de B?**

El reactivo limitante es el B, y el que está en exceso es el A. Establecemos la proporción con el reactivo limitante:

$$\frac{4{,}7\text{ g de A}}{12{,}8\text{ g de B}} = \frac{x\text{ g de A}}{11{,}5\text{ g de B}}$$
$$x = 4{,}2\text{ g de A}$$

Entonces, según el principio de conservación de la masa $4{,}2\text{ g} + 11{,}5\text{ g} = 15{,}7\text{ g}$ de compuesto y sobraría:

$$4{,}7\text{ g} - 4{,}2\text{ g} = 0{,}5\text{ g de A}$$

26 **El azufre y el cinc se combinan en la relación 16 g de azufre y 32,7 g de cinc. ¿Qué cantidad de sulfuro de cinc se obtendrá al combinar químicamente 20 g de azufre con 20 g de cinc?**

Establecemos la proporción con el reactivo limitante, el Zn:

$$\frac{16\text{ g de S}}{32{,}7\text{ g de Zn}} = \frac{x\text{ g de S}}{20\text{ g de Zn}};\ x = 9{,}8\text{ g de S}$$

Entonces, según el principio de conservación de la masa $9{,}8\text{ g} + 20\text{ g} = 29{,}8\text{ g}$ de compuesto y sobraría:

$$20\text{ g} - 9{,}8\text{ g} = 10{,}2\text{ g de S}$$

27 **Si la proporción en masa en la que se combinan carbono y oxígeno para dar monóxido de carbono (CO) es 3:4, ¿qué cantidad de oxígeno reaccionará totalmente con 12 g de carbono? ¿Qué ocurrirá si deseamos combinar 12 g de carbono con 17 g de oxígeno?**

Aplicamos la relación:

$$\frac{3\text{ g de carbono}}{4\text{ g de oxígeno}} = \frac{12\text{ g de carbono}}{x\text{ g de oxígeno}};\ x = 16\text{ g de oxígeno}$$

Si combinamos 12 g de carbono con 17 g de oxígeno, se formarán: $12 + 16 = 28$ g de CO, y quedará sin reaccionar 1 g de oxígeno.

28 **Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) y que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:**

Experimento	X	Y
Primera reacción	2,50	1,20
Segunda reacción	2,50	0,60
Tercera reacción	5,00	2,40
Cuarta reacción	2,50	0,40

A la vista de estos datos, di si las siguientes afirmaciones son verdaderas:

a) **Los datos de las reacciones 1 y 3 justifican la ley de Proust.**

b) **Los datos de las reacciones 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples.**

c) **Los compuestos formados en las reacciones 1 y 2 son iguales.**

d) **Los compuestos formados en las reacciones 1 y 3 son iguales.**

a) Verdadera, ya que las relaciones son idénticas.

b) Verdadera, ya que mientras la cantidad de uno de los elementos (X) permanece constante, la del otro (Y) varía siguiendo una relación de números enteros sencillos:

$$\frac{1{,}20}{0{,}60} = 2;\ \frac{1{,}20}{0{,}40} = 3;\ \frac{0{,}60}{0{,}40} = \frac{3}{2}$$

c) Falsa. El formado en la reacción 2 tiene la mitad de átomos de Y que el formado en la reacción 1.

d) Verdadera, ya que las relaciones son idénticas.

Cantidad de materia

29 **¿Qué se quiere decir al afirmar que «la masa atómica del azufre es 32,06»?**

Que la masa promedio de un átomo del elemento azufre es 32,06/12 veces superior a la masa de un átomo de carbono-12.

30 **Calcula los átomos de S que hay en 32,06 g de dicha sustancia.**

Como 32,06 g de azufre corresponden a la masa molar del azufre, entonces habrá $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre.

31 **Define mol de una sustancia pura.**

Es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos o moléculas) como las existentes en 12 g de carbono-12, es decir, $6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas.

32 **¿Qué se entiende por composición centesimal de un compuesto?**

Es la expresión del tanto por ciento en masa de cada uno de los elementos que integran el compuesto.

33 **¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de átomos?**

a) **10 g de Na**

b) **10 g de CO_2**

c) **2 mol de NH_3**

Establecemos las siguientes relaciones:

a) $$\frac{23\text{ g de Na}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ átomos de Na}} = \frac{10\text{ g de Na}}{x\text{ átomos de Na}}$$
$$x = 2{,}62 \cdot 10^{23}\text{ átomos de Na}$$

b) $$\frac{44\text{ g de } CO_2}{3 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ átomos de C y de O}} =$$
$$= \frac{10\text{ g de } CO_2}{x\text{ átomos de C y de O}};\ x = 4{,}1 \cdot 10^{23}\text{ átomos}$$

c) $\dfrac{1 \text{ mol de } NH_3}{4 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N y de H}} =$

$= \dfrac{2 \text{ mol de } NH_3}{x \text{ átomos de N y de H}}$

$x = 4{,}8 \cdot 10^{24}$ átomos

Por tanto, *c)* > *b)* > *a)*.

34 Un átomo de un elemento tiene una masa de $3{,}819 \cdot 10^{-23}$ g; ¿cuánto vale su masa atómica?

Dividiendo la masa del átomo (en gramos) entre el número de gramos que corresponde a una unidad de masa atómica, tendremos la respuesta:

$$\frac{3{,}819 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1{,}66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}} = 23 \text{ u}$$

35 Sabiendo que la masa molecular relativa del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, contesta razonadamente las siguientes cuestiones:

***a)* ¿Qué tendrá más masa: un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?**

***b)* ¿Dónde habrá más moléculas: en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?**

a) Un mol de oxígeno (32 g).

b) En ambas porciones de materia existirá el mismo número de moléculas: $6{,}022 \cdot 10^{23}$.

36 Indica cuántos moles de H_2O son:

***a)* 3,42 g de H_2O**

***b)* 10 cm^3 de H_2O**

***c)* $1{,}82 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O**

a) $\dfrac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g de agua}} = \dfrac{x \text{ mol de agua}}{3{,}42 \text{ g de agua}}$

$x = 0{,}19$ mol

b) $\dfrac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g de agua}} = \dfrac{x \text{ mol de agua}}{10 \text{ g de agua}}$

$x = 0{,}56$ mol

c) $\dfrac{1 \text{ mol de agua}}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}} =$

$= \dfrac{x \text{ mol de agua}}{1{,}82 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}}$

$x = 0{,}3$ mol

37 ¿Dónde hay mayor número de moléculas, en 30 g de SO_2 o en 25 g de CO_2?

Transformamos los gramos en moles:

$$\frac{30 \text{ g de } SO_2}{64 \text{ g/1 mol}} = 0{,}47 \text{ mol de } SO_2$$

$$\frac{25 \text{ g de } CO_2}{44 \text{ g/1 mol}} = 0{,}57 \text{ mol de } CO_2$$

Por tanto, hay más moléculas en los 25 g de CO_2.

D 38 Calcula las moléculas que hay en una gota de H_2O (se sabe que 20 gotas de agua ocupan un volumen de 1 cm^3).

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{20 \text{ gotas de agua}}{1 \text{ cm}^3} = \frac{1 \text{ gota de agua}}{x \text{ cm}^3}$$

$$x = 0{,}05 \text{ cm}^3$$

Como la densidad del H_2O es 1 g/cm^3, la masa de una gota de agua será 0,05 g. Establecemos la relación:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}}{18 \text{ g de agua/mol}} = \frac{x \text{ moléculas de agua}}{0{,}05 \text{ g de agua}}$$

$$x = 1{,}67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de agua}$$

39 En una muestra de fósforo hay 10^{24} átomos. Calcula:

***a)* La cantidad, en mol, de átomos de fósforo que hay en la muestra.**

***b)* La cantidad, en mol, de moléculas de fósforo que hay en la muestra, si se sabe que la molécula de fósforo es P_4.**

a) Establecemos la relación:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de fósforo}}{1 \text{ mol de átomos de fósforo}} =$$

$$= \frac{10^{24} \text{ átomos de fósforo}}{x \text{ mol de átomos de fósforo}}$$

$$x = 1{,}66 \text{ mol de átomos de P}$$

b) Hallamos el número de moléculas de P_4:

$$\frac{10^{24} \text{ átomos}}{4 \text{ átomos (1 molécula)}} = 2{,}5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Establecemos la relación:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de moléculas}} = \frac{2{,}5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{x \text{ mol}}$$

$$x = 0{,}415 \text{ mol de moléculas de } P_4$$

40 ¿Cuántas moléculas hay en 10 g de oxígeno? ¿Y cuántos átomos?

Para calcular las moléculas existentes en 10 g de oxígeno, establecemos la relación:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{32 \text{ g de oxígeno}} = \frac{x \text{ moléculas}}{10 \text{ g de oxígeno}}$$

$$x = 1{,}88 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de oxígeno}$$

Como cada molécula de oxígeno está formada por dos átomos, entonces los átomos que hay en los 10 g serán:

$$1{,}88 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos (1 molécula)} =$$
$$= 3{,}76 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno}$$

41 PAU Calcula:

***a)* ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 200 g de nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2$?**

***b)* ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 0,15 mol de pentóxido de difósforo (P_2O_5)?**

***c)* ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,15 mol de trióxido de difósforo (P_2O_3)?**

***d)* ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5,22 g de nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2$?**

a) La masa molar del nitrato es 261,3 g/mol; en esta masa hay 96 g de oxígeno (16 g/mol · 6).

Entonces:

$$\frac{96 \text{ g de oxígeno}}{261{,}3 \text{ g de nitrato}} = \frac{x \text{ g de oxígeno}}{200 \text{ g de nitrato}}$$

$$x = 73{,}48 \text{ g de oxígeno}$$

$$\frac{73{,}48 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 4{,}59 \text{ mol de átomos de O}$$

b) $\dfrac{1 \text{ mol de } P_2O_5}{2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}} = \dfrac{0{,}15 \text{ mol de } P_2O_5}{x \text{ átomos de P}}$

$x = 1{,}807 \cdot 10^{23}$ átomos de P

c) $\dfrac{1 \text{ mol de } P_2O_3}{48 \text{ g de oxígeno}} = \dfrac{0{,}15 \text{ mol de } P_2O_3}{x \text{ g de oxígeno}}$

$x = 7{,}2$ g de oxígeno; $\dfrac{7{,}2 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0{,}45$ mol

d) $\dfrac{261{,}3 \text{ g de nitrato de bario}}{6 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}} =$

$= \dfrac{5{,}22 \text{ g de nitrato de bario}}{x \text{ átomos de O}}$; $x = 7{,}21 \cdot 10^{22}$ átomos de O

42 **El azufre, el oxígeno y el cinc forman el sulfato de cinc, en la siguiente relación S:O:Zn; 1:1,99:2,04. Calcula la composición centesimal.**

La suma de las tres relaciones es $1 + 1{,}99 + 2{,}04 = 5{,}03$.

Establecemos las siguientes proporciones:

$$\frac{5{,}03}{100\,\%} = \frac{1}{x};\ x = 19{,}9\ \%\ \text{de S}$$

$$\frac{5{,}03}{100\,\%} = \frac{1{,}99}{y};\ y = 39{,}6\ \%\ \text{de O}$$

$$\frac{5{,}03}{100\,\%} = \frac{2{,}04}{z};\ z = 40{,}5\ \%\ \text{de Zn}$$

43 **Tenemos 25 kg de un abono nitrogenado de una riqueza en nitrato de potasio (KNO_3) del 60 %. Calcula la cantidad de nitrógeno, en kilogramos, que contiene el abono.**

Establecemos la relación:

$$\frac{60\ \text{kg de } KNO_3}{100\ \text{kg de abono}} = \frac{x\ \text{kg de } KNO_3}{25\ \text{kg de abono}}$$

Despejamos *x*:

$$x = 60\ \text{kg de } KNO_3 \cdot 0{,}25$$

$x = 15$ kg de KNO_3 que contienen los 25 kg de abono

Como 1 mol de KNO_3 es 101 g, tenemos:

$$\frac{14\ \text{kg de nitrógeno}}{101\ \text{kg de } KNO_3} = \frac{y\ \text{kg de nitrógeno}}{15\ \text{kg de } KNO_3}$$

Despejamos *y*:

$y = 14$ kg de nitrógeno $\cdot$ 15/101; $y = 2{,}1$ kg de nitrógeno

44 **Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$. Datos: masas atómicas: Al = 27, S = 32, O = 16**

Hallamos la masa molar del $Al_2(SO_4)_3$:

$27\text{g/mol Al} \cdot 2 + 32\ \text{g/mol S} \cdot 3 + 16\ \text{g/mol O} \cdot 12 = 342\ \text{g/mol}$

Establecemos las relaciones:

$$\frac{342\ \text{g/mol del compuesto}}{54\ \text{g/mol de Al}} = \frac{100\ \%\ \text{del compuesto}}{x\ \text{de Al}}$$

$$x = 15{,}8\ \%\ \text{de Al}$$

$$\frac{342\ \text{g/mol del compuesto}}{96\ \text{g/mol de S}} = \frac{100\ \%\ \text{del compuesto}}{y\ \text{de S}}$$

$$y = 28{,}1\ \%\ \text{de S}$$

$$\frac{342\ \text{g/mol del compuesto}}{192\ \text{g/mol de O}} = \frac{100\ \%\ \text{del compuesto}}{z\ \text{de O}}$$

$$z = 56{,}1\ \%\ \text{de O}$$

45 **Calcula la composición centesimal del nitrato de potasio (KNO_3). Datos: masas atómicas: K = 39, N = 14, O = 16**

Hallamos la masa molar del KNO_3:

$$39\ \text{g/mol de K} + 14\ \text{g/mol de N} + 16\ \text{g/mol de O} \cdot 3 = 101\ \text{g/mol}$$

Establecemos las relaciones:

$$\frac{101\ \text{g/mol del compuesto}}{39\ \text{g/mol de K}} = \frac{100\,\%\ \text{del compuesto}}{x\,\%\ \text{de K}}$$

$$x = 38{,}6\,\%\ \text{de K}$$

$$\frac{101\ \text{g/mol del compuesto}}{14\ \text{g/mol de N}} = \frac{100\,\%\ \text{del compuesto}}{x\,\%\ \text{de N}}$$

$$x = 13{,}9\,\%\ \text{de N}$$

$$\frac{101\ \text{g/mol del compuesto}}{48\ \text{g/mol de O}} = \frac{100\,\%\ \text{del compuesto}}{x\,\%\ \text{de O}}$$

$$x = 47{,}5\,\%\ \text{de O}$$

Comprobamos que la suma de los tres es el 100 %:

$$38{,}6\,\% + 13{,}9\,\% + 47{,}5\,\% = 100\,\%$$

Determinación de fórmulas

46 **Indica la diferencia entre fórmula empírica y molecular.**

La fórmula empírica expresa la relación más sencilla en que están combinados los átomos de los diferentes elementos que integran un compuesto.

En cambio, la fórmula molecular refleja el número total de átomos de cada elemento que forman la molécula del compuesto.

D47 **Un óxido de vanadio que pesaba 3,53 g se redujo con hidrógeno, con lo que se obtuvo agua y otro óxido de vanadio que pesaba 2,909 g. Este segundo óxido se volvió a reducir hasta obtener 1,979 g de metal.**

a) **¿Cuáles son las fórmulas empíricas de ambos óxidos?**

b) **¿Cuál es la cantidad total de agua formada en las dos reacciones?**

a) Hallamos la composición centesimal del segundo óxido de vanadio:

$$\frac{2{,}909\ \text{g de óxido}}{1{,}979\ \text{g de vanadio}} = \frac{100\ \%\ \text{de óxido}}{x\ \text{de vanadio}}$$

$$x = 68{,}03\,\%\ \text{de vanadio}$$

$$y = 100 - 68{,}03 = 31{,}97\,\%\ \text{de oxígeno}$$

Calculamos los moles de átomos:

$$\frac{68{,}03\ \text{g de vanadio}}{51\ \text{g/mol}} = 1{,}33\ \text{mol de vanadio}$$

$$\frac{31{,}97\ \text{g de oxígeno}}{16\ \text{g/mol}} = 1{,}99\ \text{mol de oxígeno}$$

Dividimos entre el menor de ellos, y el resultado lo multiplicamos por 2:

$$\frac{1{,}33}{1{,}33} = 1\ \text{mol de vanadio};\ 1 \cdot 2 = 2\ \text{mol de vanadio}$$

$$\frac{1{,}99}{1{,}33} = 1{,}5\ \text{mol de oxígeno};\ 1{,}5 \cdot 2 = 3\ \text{mol de oxígeno}$$

La fórmula empírica del óxido es V_2O_3.

Determinamos la composición centesimal del primer óxido de vanadio:

$$\frac{3{,}53\ \text{g de óxido}}{1{,}979\ \text{g de vanadio}} = \frac{100\ \%\ \text{de óxido}}{x\ \text{de vanadio}}$$

$$x = 56{,}06\ \%\ \text{de vanadio}$$

$$y = 100 - 56{,}06 = 43{,}94\ \%\ \text{de oxígeno}$$

Hallamos los moles de átomos:

$$\frac{56{,}06\ \text{g de vanadio}}{51\ \text{g/mol}} = 1{,}10\ \text{mol de vanadio}$$

$$\frac{43{,}94\ \text{g de oxígeno}}{16\ \text{g/mol}} = 2{,}75\ \text{mol de oxígeno}$$

Dividimos entre el menor de ellos, y el resultado lo multiplicamos por 2:

$$\frac{1{,}10}{1{,}10} = 1\ \text{mol de vanadio};\ 1 \cdot 2 = 2\ \text{mol de vanadio}$$

$$\frac{2{,}75}{1{,}10} = 2{,}5\ \text{mol de oxígeno};\ 2{,}5 \cdot 2 = 5\ \text{mol de oxígeno}$$

La fórmula empírica del óxido es V_2O_5.

b) La cantidad total de oxígeno que contenía el V_2O_5 antes de reducirse era:

$$3{,}53\ \text{g de óxido} - 1{,}979\ \text{g de metal} = 1{,}55\ \text{g de oxígeno}$$

Como todo este oxígeno ha pasado a formar parte de las moléculas de agua, una sencilla proporción nos dará la cantidad total de agua formada:

$$\frac{18\ \text{g de agua}}{x\ \text{g de agua}} = \frac{16\ \text{g de oxígeno}}{1{,}55\ \text{g de oxígeno}};\ x = 1{,}74\ \text{g de agua}$$

48 PAU **El análisis de un compuesto de carbono dio los siguientes porcentajes: 30,45 % de carbono, 3,83 % de hidrógeno, 45,69 % de cloro y 20,23 % de oxígeno. Se sabe que la masa molar del compuesto es 157 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto de carbono?**

Hallamos los moles de átomos:

$$\frac{30{,}45 \text{ g de carbono}}{12 \text{ g/mol}} = 2{,}537 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{3{,}83 \text{ g de hidrógeno}}{1 \text{ g/mol}} = 3{,}83 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$\frac{45{,}69 \text{ g de cloro}}{35{,}5 \text{ g/mol}} = 1{,}287 \text{ mol de cloro}$$

$$\frac{20{,}23 \text{ g de oxígeno}}{16 \text{ g/mol}} = 1{,}264 \text{ mol de oxígeno}$$

Relaciones idénticas, pero de números enteros, son:

- 2 mol de C
- 3 mol de H
- 1 mol de Cl
- 1 mol de O

Por tanto, la fórmula empírica será H_3C_2OCl, cuya masa molar es 3 g + 24 g + 16 g + 35,5 g = 78,5 g/mol.

Dividiendo las dos masas molares, encontraremos cuántas veces son mayores los coeficientes de la fórmula molecular con respecto a la empírica:

$$\frac{157 \text{ g/mol}}{78{,}5 \text{ g/mol}} = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular es $C_4H_6O_2Cl_2$.

Evaluación (página 40)

Señala en cada caso la respuesta que consideres correcta:

1. El hidrógeno, el amoníaco, el cloruro de hidrógeno y el agua son ejemplos de:

a) Elementos químicos.

► *b)* Sustancias puras.

c) Sustancias puras y mezclas.

2. La más importante aportación de Lavoisier a la química fue:

a) El descubrimiento del hidrógeno.

b) La ley de las proporciones definidas.

► *c)* Su método de trabajo, basado en la precisión de las mediciones.

3. Si queremos combinar químicamente 28 g de nitrógeno con 28 g de hidrógeno, lo más probable es:

a) Que se formen 56 g de amoníaco.

b) Que se formen 34 g de amoníaco y sobren 22 de nitrógeno.

► *c)* Que se formen 34 g de amoníaco y sobren 22 g de hidrógeno.

4. Demócrito especuló con la idea de átomo; sin embargo, para Dalton, el átomo:

a) Es tan pequeño que su masa es despreciable.

► *b)* Es un modelo que permite explicar los resultados experimentales.

c) De un elemento puede combinarse con otro átomo del mismo elemento.

5. En 5 L de oxígeno y en 5 L de dióxido de carbono, medidos en las mismas condiciones de *p* y *T*:

a) Hay el mismo número de átomos.

► *b)* Hay el mismo número de moléculas.

c) Hay la misma masa.

6. Un mol es:

a) $6{,}022 \cdot 10^{23}$ g de carbono-12.

b) La mínima cantidad de sustancia que se puede obtener.

► *c)* Una cantidad de sustancia con tantas partículas como las que hay en 18 g de agua.

7. Dos moles de átomos de oxígeno son:

a) 64 g de oxígeno.

► *b)* 32 g de oxígeno.

c) 16 g de oxígeno.

8. En 3,51 g de SO_2 existen:

► *a)* $3{,}30 \cdot 10^{22}$ moléculas de SO_2

b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2

c) $3{,}51 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2

9. La composición centesimal del nitrato de sodio ($NaNO_3$) es:

► *a)* 27,06 % de Na, 16,47 % de N y 56,47 % de O

b) 28,92 % de Na, 17,52 % de N y 53,56 % de O

c) 26,76 % de Na, 15,47 % de N y 57,77 % de O

10. La composición centesimal de un gas que tiene una masa molar de 78 g/mol es 58,97 % de Na y 41,03 % de O. Por tanto, su fórmula molecular es:

a) Na_2O

b) NaO_2

► *c)* Na_2O_2

2 Estados de agregación. Teoría cinética

ESQUEMA DE LA UNIDAD

- **1. Los estados de agregación de la materia** páginas 42/43
  - **1.1. Los cambios de estado progresivos** páginas 42/43
  - **1.2. Los cambios de estado regresivos** página 43
- **2. Los gases y la teoría cinética** páginas 44
  - **2.1. Medida de la presión ejercida por un gas** página 44
- **3. Las leyes de los gases** páginas 45/49
  - **3.1. Ley de Boyle** página 45
  - **3.2. Ley de Charles y Gay-Lussac** página 46
  - **3.3. Ley combinada de los gases ideales** páginas 47/48
  - **3.4. Ley de Dalton para las presiones parciales** página 49
- **4. La teoría cinético-molecular** páginas 50/52
  - **4.1. Justificación de las propiedades de los gases** página 50
  - **4.2. Justificación de las propiedades de los líquidos** página 51
  - **4.3. Justificación de las propiedades de los sólidos** página 52
- **Ideas claras** página 53

Cuestiones previas (página 41)

1. ¿Por qué los gases pueden ser comprimidos tan fácilmente y no así los líquidos o los sólidos?

Porque las moléculas de los gases están muy separadas unas de otras y mediante fuerzas se las puede unir más (disminuir su volumen); sin embargo, las partículas de los líquidos y de los sólidos se encuentran muy cerca unas de otras, con pocos espacios vacíos.

2. ¿La ebullición de una sustancia pura sucede siempre a la misma temperatura?

No, depende del valor de la presión exterior. Cuando la presión de vapor de la sustancia iguale a la del exterior, la sustancia entra en ebullición.

3. ¿A qué se debe la presión que ejercen los gases sobre las paredes de los recipientes que los contienen? ¿Cuáles crees que son los factores que la determinan?

Se debe a los choques de las moléculas del gas con las paredes del recipiente.

Los factores últimos que determinan una mayor o menor presión sobre las paredes del recipiente son la masa de las partículas del gas y la velocidad que llevan.

4. Un gas ideal ocupa un volumen de 5 L a 20 °C y 1 atm de presión. ¿Qué volumen ocupará a 25 °C y 2 atm de presión?

Aplicamos la ley combinada de los gases ideales:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}; \frac{1\text{ atm} \cdot 5\text{ L}}{293\text{ K}} = \frac{2\text{ atm} \cdot V_2}{298\text{ K}}; V_2 = 2{,}5\text{ L}$$

Actividades (páginas 42/52)

1 Basándote en lo estudiado en años anteriores, da una explicación a la variación en la expansión (dilatación térmica) que muestran los tres estados de la materia (tabla 2.1.).

	ESTADOS DE LA MATERIA		
PROPIEDAD	**Sólido**	**Líquido**	**Gaseoso**
Forma	Propia	Se adapta al recipiente	Se adapta al recipiente
Volumen	Propio	Propio	Ocupa el del recipiente
Rigidez	Rígido (no fluye)	Fluido	Fluido
Expansión o dilatación térmica	Pequeña	Pequeña	Expansión ilimitada
Compresibilidad	Prácticamente nula	Prácticamente nula	Muy elevada
Densidad	Alta	Media	Baja

La dilatación térmica de una sustancia se produce al calentarla. Si la sustancia es sólida, las partículas que la forman aumentan su movilidad pero apenas pueden cambiar de posición debido a las grandes fuerzas de cohesión que las mantienen unidas. Si la sustancia es líquida ocurre lo mismo, si bien ahora las fuerzas de cohesión son algo menores y la sustancia líquida presenta un ligero aumento en su dilatación. En los gases, las fuerzas de cohesión son muy débiles y las partículas que forman el gas adquieren una gran movilidad expandiéndose muy fácilmente.

2 ¿En cuál de los tres estados clasificarías los plásticos, la plastilina, el vidrio?

Se los puede clasificar como sólidos amorfos o como líquidos muy viscosos.

3 Si utilizáramos agua en lugar de mercurio, ¿qué altura mínima debería tener el tubo del experimento de Torricelli para soportar la presión normal de 1 atm?

Sabemos que 1 atm = 101 300 Pa. Por otra parte, según el principio fundamental de la hidrostática:

$$p_{atm} = \rho hg$$

Despejando h y sustituyendo, tenemos:

$$h = \frac{101\,300\text{ Pa}}{1\,000\text{ kg/m}^3 \cdot 9{,}8\text{ m/s}^2} = 10{,}3\text{ m}$$

4 Calcula el valor de la presión atmosférica en Pa un día en el que el barómetro indica una altura de mercurio de 700 mmHg.

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{760\text{ mmHg}}{1{,}013 \cdot 10^5\text{ Pa}} = \frac{700\text{ mmHg}}{x\text{ Pa}}; x = 9{,}3 \cdot 10^4\text{ Pa}$$

5 ¿Qué es un manómetro?, ¿cómo funciona?, ¿cuántos tipos diferentes hay? Busca la información en un diccionario o en Internet.

RESPUESTA LIBRE.

6 Cierto gas ocupa 320 cm³ a 1 028 mbar de presión. ¿Qué volumen tendrá a una presión de 1,7 atm?

Lo primero que haremos es convertir la presión de 1,7 atm a milibares:

$$\frac{1\text{ atm}}{1\,013\text{ mbar}} = \frac{1{,}7\text{ atm}}{x\text{ mbar}}; x = 1\,722{,}1\text{ mbar}$$

Suponemos que la temperatura es constante y aplicamos la ley de Boyle: $pV = p'V'$. Sustituimos los datos:

$$1\,028\text{ mbar} \cdot 320\text{ cm}^3 = 1\,722{,}1\text{ mbar} \cdot V'$$

$$V' = 191\text{ cm}^3$$

7 Calcula la presión ejercida por 2,5 L de un gas ideal si se sabe que a la misma temperatura y a 5 atm ocupa un volumen de 100 mL.

Como la temperatura es la misma, podemos aplicar la ley de Boyle: $p_1V_1 = p_2V_2$

Sustituimos valores:

$$5\text{ atm} \cdot 0{,}1\text{ L} = p_2 \cdot 2{,}5\text{ L}; p_2 = 0{,}2\text{ atm}$$

8 Si la presión de 10 L de hidrógeno se triplica a temperatura constante, ¿en qué porcentaje cambiará el volumen?

Como la temperatura es la misma, podemos aplicar la ley de Boyle: $p_1V_1 = p_2V_2$

Sustituimos valores:

$$p_1 \cdot 10\text{ L} = 3p_1 \cdot V_2; V_2 = 10/3\text{ L}$$

Es decir, disminuye la tercera parte un 33,3 %.

9 ¿Qué volumen correspondería a un gas que está a una temperatura de −273 °C? ¿Qué significado físico encuentras a ese resultado?

Le correspondería un volumen de 0 L. Eso es imposible, ya que si hemos partido de un número determinado de átomos del gas que ocupan un cierto volumen, este no puede hacerse cero por disminución de su temperatura, puesto que implicaría la desaparición de los átomos.

10 **A una temperatura de 25 °C una masa de gas ocupa un volumen de 150 cm^3. Si a presión constante se calienta hasta 90 °C, ¿cuál será el nuevo volumen?**

Aplicamos la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Sustituimos valores:

$$\frac{150\ cm^3}{298\ K} = \frac{V_2}{363\ K};\ V_2 = 182{,}7\ cm^3$$

11 **De un gas conocemos el volumen que ocupa; ¿es suficiente hecho para conocer la cantidad de gas presente?**

No. Además, debemos conocer la presión y la temperatura a la que se encuentra.

12 **¿Pueden 2 L de un gas ideal, a 20 °C y 2 atm de presión, ocupar un volumen de 3 L si modificamos las condiciones hasta 4 atm y 606 °C?**

Aplicamos la ley combinada de los gases ideales:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

Sustituimos valores y como la siguiente igualdad es cierta:

$$\frac{2\ atm \cdot 2\ L}{293\ K} = \frac{4\ atm \cdot 3\ L}{879\ K}$$

concluimos que el enunciado si es posible.

13 **PAU** **Se sabe que cierta cantidad de gas ideal a 20 °C ocupa un volumen de 10 L cuando el manómetro indica 780 mmHg. Calcula:**

a) **La cantidad de gas en mol.**

b) **El número de partículas gaseosas allí existentes.**

c) **El volumen que ocuparía en condiciones normales.**

a) Aplicando la ecuación general de los gases ideales, $pV = nRT$, calculamos el número de moles del gas:

$$(780/760)\ atm \cdot 10\ L = n \cdot 0{,}082\ atm\ L/mol\ K \cdot 293\ K$$
$$n = 0{,}4\ mol$$

b) Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{1\ mol}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ partículas} = \frac{0{,}4\ mol}{x\ partículas}$$

$$x = 2{,}409 \cdot 10^{23}\ partículas$$

c) Aplicamos la ecuación de los gases: $pV = nRT$ y sustituimos los datos:

$$1\ atm \cdot V = 0{,}4\ mol \cdot 0{,}082\ atm\ L/mol\ K \cdot 273\ K;\ V = 9\ L$$

14 **PAU** **Calcula las presiones parciales que ejercen cada uno de los gases de una mezcla formada por 4 g de hidrógeno (H_2) y 8 g de oxígeno (O_2) si el manómetro instalado en el recipiente marca 2 atm.**

Aplicamos la ley de las presiones parciales de Dalton:

$$p_{H_2} = \frac{n_{H_2}p}{n_T} \qquad p_{O_2} = \frac{n_{O_2}p}{n_T}$$

$$n_{H_2} = \frac{4\ g}{2\ g/mol} = 2\ mol\ de\ H_2;\ n_{O_2} = \frac{8\ g}{32\ g/mol} = 0{,}25\ mol\ de\ O_2$$

Sustituimos:

$$p_{H_2} = 2\ mol \cdot \frac{2\ atm}{2{,}25\ mol} = 1{,}78\ atm$$

$$p_{O_2} = 0{,}25\ mol \cdot \frac{2\ atm}{2{,}25\ mol} = 0{,}22\ atm$$

Se comprueba, así, que la suma de ambas sustancias coincide con la presión total:

$$1{,}78\ atm + 0{,}22\ atm = 2\ atm$$

15 **Según la teoría cinético-molecular, explica por qué todos los gases, a temperatura y presión normales, cumplen las leyes de Boyle y de charles y Gay-Lussac.**

Porque en esas condiciones las moléculas de los gases están muy separadas entre sí y ejercen poca atracción.

A bajas temperaturas, cerca de la licuefacción, disminuye la energía cinética y aumentan las fuerzas de atracción entre las moléculas, estas se unen y hay menos partículas individuales y, por lo tanto, menos choques que los que predice la teoría cinética.

A presiones altas, el gas se encuentra comprimido, y el volumen ocupado por las propias moléculas (despreciado en las leyes) es una parte importante del volumen total.

16 **Define *presión de vapor de un líquido*. ¿Es única para cada sustancia? Puedes utilizar Internet para comprobar tu respuesta.**

Es la presión de equilibrio ejercida, a una determinada temperatura, por las moléculas del líquido que pasan a la fase de vapor y por las de vapor que pasan a la fase líquida.

Su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes (mientras existan ambos), pero sí depende del tipo de sustancia y de su temperatura.

17 **¿Cómo podríamos elevar la temperatura de ebullición del agua por encima de 100 °C? ¿Y hacer que hierva a 60 °C?**

- Aumentando la presión. Por ejemplo, dejando salir poco vapor del recipiente (olla a presión).
- Disminuyendo la presión. Por ejemplo, sacando aire del recinto con una bomba de vacío.

18 **Observa la tabla 2.4 e indica un rango de temperaturas en el que se encuentre la temperatura de ebullición del éter dietílico a presión normal.**

	p_v (0 °C)	p_v (25 °C)	p_v (50 °C)	p_v (100 °C)
Agua	0,006 0	0,031 3	0,217	1,000
Éter dietílico	0,243 4	0,618 4	1,743 4	6,393 4

Entre 25-50 °C y más cerca de 25 que de 50 °C, porque en ese intervalo la presión de vapor alcanza el valor de 1 atm.

19 **Teniendo en cuenta la teoría cinético-molecular, identifica entre los siguientes modelos realizados por ordenador, cuáles corresponden a las trayectorias seguidas por las partículas de un sólido, de un líquido y de un gas.**

La de la izquierda son las trayectorias de las partículas de un gas, las del centro, de un líquido y las de la derecha, de un sólido.

Cuestiones y problemas (páginas 56/57)

Estados de la materia

1 **Indica tres propiedades físicas que distingan a sólidos, líquidos y gases.**

La forma, la densidad, la mayor o menor compresibilidad, la fluidez…

2 **¿Cuál es la diferencia entre evaporación y ebullición?**

La evaporación es el paso de líquido a gas producido en la superficie libre de los líquidos.

La ebullición es el paso de líquido a gas que sucede en toda la masa de líquido.

3 **El término «fluidos» se aplica por igual a líquidos y a gases. Ahora bien, ¿cuál de las dos formas de materia manifiesta una menor tendencia a fluir? ¿Por qué?**

Los líquidos, pues en ellos las fuerzas existentes entre sus partículas son mayores.

4 **¿Por qué sentimos frío al salir mojados de la piscina?**

El proceso de evaporación consume energía; entonces, la energía cinética media de las moléculas que permanecen en estado líquido desciende, y la temperatura disminuye. Al bajar la temperatura del líquido, este tiene que absorber calor de los alrededores, en este caso de la piel.

5 **Si rodeas el bulbo de un termómetro que está marcando la temperatura ambiente con un paño humedecido en agua que también está a temperatura ambiente, ¿marcará lo mismo el termómetro? Razona tu respuesta.**

No, pues la evaporación del líquido del paño producirá un enfriamiento del entorno, y la temperatura del termómetro descenderá.

6 **Por las mañanas es frecuente observar gotitas de agua (rocío) sobre las hojas de las plantas; ¿cómo se han formado?**

Por la condensación del vapor de agua que contiene la atmósfera sobre superficies frías.

7 **¿Cuál es la diferencia entre rocío y escarcha?**

El rocío es agua líquida producida por la condensación del vapor de agua que contiene la atmósfera sobre superficies frías. La escarcha es agua congelada producida por la sublimación del vapor de agua de la atmósfera sobre superficies muy frías, inferiores a 0 °C.

Leyes de los gases

8 **Explica por qué las variaciones de altura de la columna de mercurio en un barómetro constituyen una medida de la presión atmosférica en ese momento.**

Porque, en cada momento, la altura de la columna de mercurio se ajusta para equilibrar la fuerza ejercida por la atmósfera sobre la superficie libre del mercurio de la cubeta.

9 **¿Qué significa que la relación entre la presión de un gas y el volumen que ocupa (cuando la temperatura se mantiene constante) sea hiperbólica?**

Que la relación *p*-*V* se ajusta a la ecuación de una hipérbola:

$$V = k\frac{1}{p}$$

10 **¿Por qué la gráfica *V*-*T*, a presión constante, es una recta?**

Porque la relación *V*-*T* se ajusta a una ecuación lineal:

$$V = kT$$

donde la constante *k* representa la pendiente de la recta.

11 **¿Qué significa ley combinada de los gases?**

La ley combinada de los gases es aquella que tiene en cuenta las variaciones de *p*, *T* y *V* de un gas ideal, es decir, cuando ninguna de las tres magnitudes permanece constante.

12 **¿Qué se entiende por gas ideal?**

Gas ideal es aquel que cumple al 100 % la ley combinada de los gases.

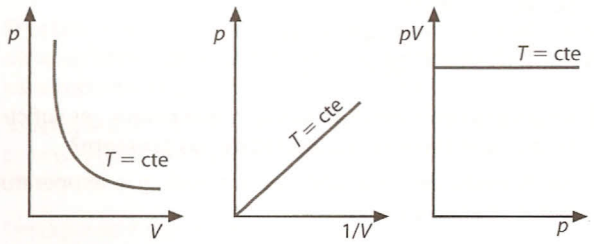
13 **¿Por qué no se puede alcanzar el cero absoluto de temperatura?**

14 Porque a esa temperatura, el volumen de una masa inicial de gas se haría cero, es decir, ¡desaparecería!

El manómetro que se utiliza para calcular la presión de los neumáticos de un vehículo, ¿mide la presión absoluta en el interior del neumático?

No, mide la diferencia entre la presión interna y la presión atmosférica externa.

15 **¿Algunas de estas gráficas representa la ley de Boyle?**



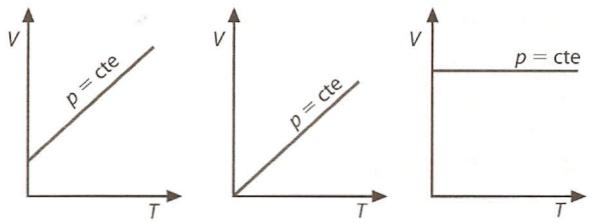
Las tres gráficas representan la ley de Boyle:

$$p = \frac{k}{V}$$

$$p = k\left(\frac{1}{V}\right)$$

$$pV = k$$

16 **¿Algunas de estas gráficas representa la ley de Charles y Gay-Lussac?**



Ninguna representa esta ley:

- En la gráfica de la izquierda se observa que a 0 K el gas ocupa un cierto volumen, esto no puede ser, pues a $T = 0$ K; $V = 0$.
- En la siguiente no se ha tenido en cuenta la licuefacción del gas (a menos que pensemos que se trata de un gas ideal que no se licuara). Sabemos que a partir de ese punto no se cumple la ley de Charles.
- En la gráfica de la derecha la recta debe tener pendiente (la presión que corresponda).

17 **¿Se podría usar un gas como sustancia termométrica?**

Sí, tanto considerando las variaciones de su volumen como las variaciones de su presión.

18 **Indica de forma razonada si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

a) **Si se calienta un gas desde 10 °C hasta 20 °C, a presión constante, el volumen se duplica.**

b) **El volumen se reduce a la mitad si se enfría un gas desde 273 °C hasta 0 °C, a presión constante.**

c) **Si se enfría un gas desde 600 °C hasta 200 °C, a presión constante, el volumen se reduce a la tercera parte.**

a) Falsa, pues 283 K (10 °C) no es el doble que 293 K (20 °C).

b) Verdadera, pues 546 K (273 °C) es el doble que 273 K (0 °C).

c) Falsa, pues 873 K (600 °C) no es el triple que 473 K (200 °C).

19 **¿Se puede aumentar el volumen de un gas sin calentarlo? Razona tu respuesta.**

Sí, disminuyendo la presión a temperatura constante.

$$pV = p'V'$$

si $V' > V$, entonces $p' < p$.

20 **Una habitación tiene las siguientes medidas: 10 m de largo, 5 m de ancho y 3 m de alto. Si la temperatura de la misma pasa de 10 °C a 25 °C al encender la calefacción, ¿qué volumen de aire, medido a 25 °C, entrará o saldrá de la habitación por los resquicios de puertas y ventanas?**

A presión constante:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{150\ m^3}{283\ K} = \frac{V_2}{298\ K}$$

con lo que: $V_2 = 158\ m^3$

Por tanto, saldrá una cantidad de aire de:

$$158\ m^3 - 150\ m^3 = 8\ m^3$$

21 **Calcula cuántos recipientes de 2 L a 20 °C y 1 atm de presión se pueden llenar con los 50 L de oxígeno que contiene una bombona de este gas a 6 atm y 20 °C.**

Como la temperatura es constante: $p_1V_1 = p_2V_2$, por lo que, sustituyendo los datos:

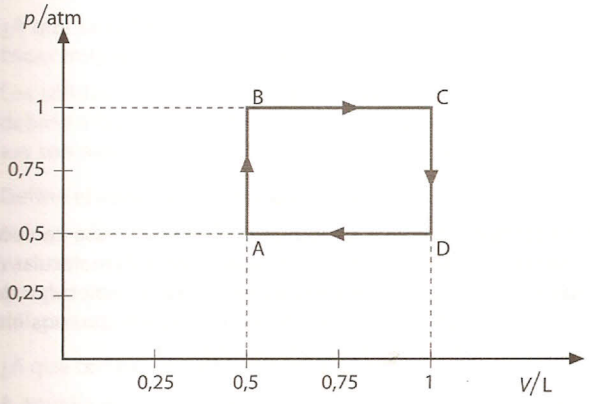
$$6\ atm \cdot 50\ L = 1\ atm \cdot V_2$$

$$V_2 = 300\ L$$

Luego, el número de recipientes es:

$$\frac{300\ L}{2\ L\ (cada\ recipiente)} = 150\ recipientes$$

D 22 **La gráfica siguiente muestra las transformaciones sufridas por una masa de gas ideal que inicialmente se encontraba en el punto A a una temperatura de 25 °C. Calcula la temperatura del gas en los puntos B, C y D.**



Paso de A a B (proceso a V = cte):

$$\frac{p_A}{T_A} = \frac{p_B}{T_B} \Rightarrow \frac{0{,}5\ atm}{298\ K} = \frac{1\ atm}{T_B};\ T_B = 596\ K = 323\ °C$$

Paso de B a C (proceso a p = cte):

$$\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C} \Rightarrow \frac{0{,}5\ L}{596\ K} = \frac{1\ L}{T_C};\ T_C = 1\,192\ K = 919\ °C$$

Paso de C a D (proceso a V = cte):

$$\frac{p_C}{T_C} = \frac{p_D}{T_D} \Rightarrow \frac{1\ atm}{1\,192\ K} = \frac{0{,}5\ atm}{T_D};\ T_D = 596\ K = 323\ °C$$

23 **En un recipiente de 4 L de capacidad hay un gas a la presión de 6 atm. Calcula el volumen que ocuparía si el valor de la presión se duplicase, sin variar la temperatura.**

Aplicamos la ley de Boyle, $p_1V_1 = p_2V_2$, y sustituimos los datos:

$$6\ atm \cdot 4\ L = 12\ atm \cdot V_2;\ V_2 = 2\ L$$

24 **Un gas ocupa un volumen de 2 L en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Qué volumen ocupará la misma masa de gas a 2 atm de presión y 50 °C de temperatura?**

Aplicamos la ecuación combinada de los gases ideales y sustituimos los datos:

$$\frac{1\ atm \cdot 2L}{273\ K} = \frac{2\ atm \cdot V_2}{323\ K};\ V_2 = 1{,}18\ L$$

25 **Un gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a 10 °C y 715 mmHg de presión. ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales?**

Aplicamos la ecuación combinada de los gases ideales y sustituimos los datos:

$$\frac{715\ mmHg \cdot 80\ cm^3}{273\ K} = \frac{760\ mmHg \cdot V_2}{283\ K}$$

$$V_2 = 72{,}6\ cm^3$$

26 **Tenemos 400 cm^3 de oxígeno en condiciones normales. ¿Qué presión ejercerá un volumen de 500 cm^3 si la temperatura aumenta en 25 °C?**

Aplicando la ecuación combinada de los gases y sustituyendo los datos:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

$$\frac{1\ atm \cdot 400\ cm^3}{273\ K} = \frac{p_2 \cdot 500\ cm^3}{298\ K}$$

$$p_2 = 0{,}87\ atm$$

27 **Calcula la densidad del ácido clorhídrico (HCl) a 650 mmHg y 70 °C.**

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$p = \frac{n}{V}RT = \frac{m}{masa\ molar \cdot V}RT = \frac{\rho}{masa\ molar}RT$$

$$\rho = \frac{p \cdot masa\ molar}{RT}$$

$$\rho = \frac{(650/760)\ atm \cdot 36{,}5\ g/mol}{0{,}082\ atm\ L/K\ mol \cdot 343\ K} = 1{,}11\ g/L$$

28 **La densidad de un gas es 1,48 g/L en condiciones normales. ¿Cuál será su densidad a 320 K y 730 mmHg?**

Despejamos la masa molar en la ecuación de los gases ideales:

$$masa\ molar = \frac{\rho_1RT_1}{p_1} =$$

$$= \frac{1{,}48\ g/L \cdot 0{,}082\ atm\ L/mol\ K \cdot 273\ K}{1\ atm} = 33{,}13\ g/mol$$

Calculamos la nueva densidad:

$$\rho_2 = \frac{p_2 \cdot masa\ molar}{RT_2} =$$

$$= \frac{(730/760)\ atm \cdot 33{,}13\ g/mol}{0{,}082\ atm\ L/mol\ K \cdot 320\ K} = 1{,}21\ g/L$$

29 **¿Qué volumen ocupan, en condiciones normales, 14 g de nitrógeno?**

Establecemos la relación:

$$\frac{28\ g\ de\ nitrógeno}{22{,}4\ L} = \frac{14\ g\ de\ nitrógeno}{x\ L};\ x = 11{,}2\ L$$

30 **Se tienen 4 L de un gas en condiciones normales.**

a) **¿Qué volumen ocupará a 30 °C y 2 atm de presión?**

b) **¿Cuántas partículas de gas hay en la muestra?**

a) Aplicamos la ley combinada de los gases y sustituimos:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p'V'}{T'}$$

$$\frac{1\ atm \cdot 4\ L}{273\ K} = \frac{2\ atm\ V'}{303\ K};\ V' = 2{,}22\ L$$

b) Sabemos que 1 mol de gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 L y contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas; por consiguiente:

$$4\ L \cdot \frac{1\ mol}{22{,}4L} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ moléculas}{1\ mol} =$$

$$= 1{,}075 \cdot 10^{23}\ moléculas\ de\ gas$$

31 **Se dispone de 45,0 g de metano (CH_4) a 27 °C y 800 mmHg. Calcula:**

a) **El volumen que ocupa en las citadas condiciones.**

b) **El número de moléculas existente.**

a) Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{(45{,}0\text{ g}/16\text{ g/mol}) \cdot 0{,}082\text{ atm L/mol K} \cdot 300\text{ K}}{(800/760)\text{ atm}} = 66\text{ L}$$

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{16\text{ g de metano}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ moléculas}} = \frac{45\text{ g de metano}}{x\text{ moléculas}}$$

$$x = 1{,}7 \cdot 10^{24}\text{ moléculas de metano } (CH_4)$$

32 **Sabiendo que la densidad media del aire a 0 °C y 1 atm de presión es 1,293 g/L, calcula la masa molecular media del aire.**

Aprovechando que la densidad está medida en CN, podemos hallar el mol de aire con la siguiente relación:

$$\frac{1{,}293\text{ g}}{1\text{ L}} = \frac{x\text{ g}}{22{,}4\text{ L}}$$

$$x = 28{,}96\text{ g en 1 mol de aire}$$

Por tanto, la masa molecular del aire será 28,96 u.

33 **En un matraz de 1 L están contenidos 0,9 g de un gas a la temperatura de 25 °C. Un manómetro acoplado al matraz indica 600 mmHg. Calcula la masa molecular del gas.**

Aplicamos la ecuación de los gases ideales para calcular la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{(600/760)\text{ atm} \cdot 1\text{ L}}{0{,}082\text{ atm L/mol K} \cdot 298\text{ K}} = 0{,}032\text{ mol}$$

Como esa cantidad de sustancia está en los 0,9 g:

$$\frac{0{,}032\text{ mol}}{0{,}9\text{ g}} = \frac{1\text{ mol}}{x\text{ g}};\ x = 28{,}1\text{ g}$$

Por tanto, la masa molecular del gas será 28,1 u.

34 **¿Qué presión indicará el manómetro anterior si calentamos el gas hasta 80 °C?**

Tenemos que aplicar la ecuación combinada de los gases ideales:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

Como el volumen es constante, podemos escribir:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow \frac{600\text{ mmHg}}{298\text{ K}} = \frac{p_2}{353\text{ K}};\ p_2 = 710{,}7\text{ mmHg}$$

35 **Un recipiente cerrado de 0,75 L contiene CO_2 a la presión de 6 atm y 27 °C de temperatura. Calcula:**

a) **La masa de CO_2 que contiene.**

b) **La presión cuando la temperatura sea de −173 °C.**

a) Se calcula el número de moles de CO_2, aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{6\text{ atm} \cdot 0{,}75\text{ L}}{0{,}082\text{ atm L/K mol} \cdot 300\text{ K}} = 0{,}18\text{ mol}$$

De este modo:

$$m = n \cdot \text{masa molar} = 0{,}18 \cdot 44\text{ g/mol} = 7{,}92\text{ g}$$

b) Como el recipiente está cerrado, el volumen permanece constante; por consiguiente:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Sustituyendo:

$$\frac{6\text{ atm}}{300\text{ K}} = \frac{x\text{ atm}}{100\text{ K}}$$

$$x = 2\text{ atm}$$

36 **PAU** **Se sabe que 0,702 g de un gas encerrado en un recipiente de 100 cm^3 ejerce una presión de 700 mmHg cuando la temperatura es de 27 °C. El análisis del gas ha mostrado la siguiente composición: 38,4 % de C, 4,8 % de H y 56,8 % de Cl. Calcula su fórmula molecular.**

Hallamos *n*, y con él su masa molecular (requisito imprescindible para posteriormente calcular la fórmula molecular):

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{(700/760)\text{ atm} \cdot 0{,}1\text{ L}}{0{,}082\text{ atm L/mol K} \cdot 300\text{ K}} = 0{,}003\,74\text{ mol}$$

Luego, si:

$$\frac{0{,}702\text{ g}}{0{,}003\,74\text{ mol}} = \frac{x\text{ g}}{1\text{ mol}};\ x = 187{,}7\text{ g/mol}$$

entonces, la masa molecular será 187,8 u.

Hallamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\frac{38{,}4\text{ g}}{12\text{ g/mol}} = 3{,}2\text{ mol de átomos de carbono}$$

$$\frac{4{,}8\text{ g}}{1\text{ g/mol}} = 4{,}8\text{ mol de átomos de hidrógeno}$$

$$\frac{56{,}8\text{ g}}{35{,}5\text{ g/mol}} = 1{,}6\text{ mol de átomos de cloro}$$

Dividiendo entre el menor:

$$\frac{3{,}2}{1{,}6} = 2$$

$$\frac{4{,}8}{1{,}6} = 3$$

$$\frac{1{,}6}{1{,}6} = 1$$

La fórmula empírica es $(C_2H_3Cl)_n$. Como la masa molecular del compuesto es187,7 u, para hallar la fórmula molecular, dividimos esa masa molecular entre la masa molecular de la fórmula empírica. El resultado es un número que nos indica cuántas veces se repite la fórmula empírica:

$$\frac{187{,}7\text{ u}}{62{,}5\text{ u}} = 3$$

De este modo, la fórmula molecular será:

$$(C_2H_3Cl)_3 = C_6H_9Cl_3$$

37 **PAU** **Una cantidad de 35,2 g de un hidrocarburo ocupa en estado gaseoso 13,2 L medidos a 1 atm y 50 °C. Sabiendo que el 85,5 % es carbono, calcula su fórmula molecular.**

Despejando la masa molar en la ecuación de los gases ideales:

$$\text{masa molar} = \frac{mRT}{pV} =$$

$$= \frac{35{,}2\text{ g} \cdot 0{,}082\text{ atm L/mol K} \cdot 323\text{ K}}{1\text{ atm} \cdot 13{,}2\text{ L}} = 70{,}6\text{ g/mol}$$

Hallamos la fórmula empírica del hidrocarburo (recordando que un hidrocarburo solo contiene carbono e hidrógeno, por lo que la diferencia desde 85,5 hasta 100 corresponde al tanto por ciento de hidrógeno):

$$\frac{85{,}5\text{ g de carbono}}{12\text{ g/mol}} = 7{,}125\text{ mol de carbono}$$

$$\frac{14{,}5\text{ g de hidrógeno}}{1\text{ g/mol}} = 14{,}5\text{ mol de hidrógeno}$$

Dividiendo ambos resultados entre 7,125, queda la siguiente relación: 1 mol de carbono y 2 mol de hidrógeno.

Por tanto, la fórmula empírica será CH_2, de masa molar 14 g/mol. Dividiendo la masa molar del hidrocarburo entre la masa molar de la fórmula empírica (70,6 g/mol/14 g/mol), comprobamos que la fórmula molecular es cinco veces superior a la empírica, es decir, la fórmula molecular es C_5H_{10}.

40 **PAU** **Un recipiente contiene 50 L de un gas de densidad 1,45 g/L. La temperatura a la que se encuentra el gas es de 323 K, y su presión, de 10 atm. Calcula:**

a) **Los moles que contiene el recipiente.**

b) **La masa de un mol del gas.**

a) Primero hallamos la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{10\ \text{atm} \cdot 50\ \text{L}}{0{,}082\ \text{atm L/mol K} \cdot 323\ \text{K}} = 18{,}87\ \text{mol}$$

b) Despejamos la masa molar en la ecuación de los gases ideales:

$$\text{masa molar} = \frac{\rho RT}{p} =$$

$$= \frac{1{,}45\ \text{g/L} \cdot 0{,}082\ \text{atm L/mol K} \cdot 323\ \text{K}}{10\ \text{atm}} = 3{,}8\ \text{g/mol}$$

Teoría cinético-molecular

41 **¿Qué es una teoría? Indica lo que explica la teoría cinético-molecular de la materia.**

Es un conjunto de leyes que explican un determinado fenómeno. La teoría cinético-molecular explica el comportamiento y propiedades de la materia.

42 **¿A qué se debe que los sólidos formen estructuras geométricas muy ordenadas y los líquidos y gases no?**

Los sólidos forman estructuras geométricas muy ordenadas debido a las intensas fuerzas entre sus partículas; estas fuerzas son menores en los líquidos y aún menores en los gases.

43 **Define el concepto de presión de vapor.**

Es la presión que se obtiene cuando, a una determinada temperatura, existe un equilibrio entre el número de partículas que pasan del estado líquido al gaseoso y el de las que pasan del gaseoso al líquido.

44 **¿A qué temperatura hierve un líquido?**

A aquella en la cual la presión de vapor coincide con la presión del aire del recinto.

45 **Las moléculas de SO_2 son más pesadas que las de O_2 y, sin embargo, según la teoría cinético-molecular, sus energías cinéticas promedio a la misma temperatura son iguales. ¿Cómo es esto posible?**

En la ecuación de la energía cinética ($1/2\ mv^2$) podemos observar que una partícula de masa alta moviéndose a una velocidad baja puede tener la misma energía cinética que otra de masa baja moviéndose a velocidad alta.

46 **Cuando se abre la llave de una bombona de butano, el líquido de su interior se transforma en gas. ¿Cómo puede ocurrir este cambio de estado si no ha habido suministro de energía?**

La presión a la que se encuentra el líquido de la bombona es alta, superior a la atmosférica, por lo que solo algunas partículas de líquido pasan al estado de vapor (y al revés) hasta alcanzar un cierto equilibrio. Pero al abrir la llave disminuye la presión del interior y un número mayor de partículas del líquido puede alcanzar el estado de vapor (al disminuir las fuerzas de atracción entre ellas).

47 **La mejor manera de secar la ropa es extenderla al sol y ponerla donde sople el viento. ¿Por qué?**

Al aumentar la superficie, hay mayor número de moléculas en la superficie libre del líquido expuestas a una temperatura más alta. El viento se encarga de arrastrar las moléculas de vapor, con lo que se impide su condensación, y de esta forma aumenta la cantidad de líquido que se evapora.

48 **En los pueblos de alta montaña lleva más tiempo cocinar las legumbres en agua hirviendo que en los pueblos de la costa. ¿Por qué?**

En las montañas, la presión atmosférica es inferior que al nivel del mar, por lo que el agua hierve a menos de 100 °C, y los alimentos deben estar más tiempo cociendo.

49 **¿Cuál es el fundamento de las ollas a presión?**

La presión que existe en el interior de la olla a presión es superior a 760 mmHg, debido a la acumulación del vapor, que apenas puede escapar al exterior; entonces, la temperatura de ebullición del agua aumenta, y, con la mayor temperatura que se logra alcanzar, se incrementa la velocidad de las reacciones químicas que ocurren en la cocción.

50 **Comenta la siguiente frase: «Los líquidos con temperaturas de ebullición altas a presiones normales tienen presiones de vapor bajas».**

Es verdadera. Por ejemplo, el éter dietílico (véase tabla 2.4 del *Libro del alumno*) debe hervir, a presión normal, a unos 30 °C.

Eso significa que a 30 °C ya tiene una presión de vapor de 760 mmHg. Sin embargo, el agua hierve a 100 °C (a presión normal), es decir, a 30 °C su presión de vapor es todavía baja.

D 49 **¿Cuál es el aumento de la energía cinética media de las partículas de un gas, si se eleva su temperatura en 10 °C?**

La teoría cinético-molecular demuestra que:

$$\bar{E}_c = KT$$

Si aumentamos la temperatura en 10 °C, la nueva energía cinética media de las partículas del gas será:

$$\bar{E}_c' = K(T + 10) = KT + K \cdot 10 = \bar{E}_c + 2{,}07 \cdot 10^{-22}\ \text{J}$$

Es decir, el aumento habrá sido de $2{,}07 \cdot 10^{-22}$ J.

D 50 **Si la velocidad media de las partículas de un gas se duplica, ¿qué ocurre con su temperatura?**

Igualando la ecuación de la cuestión anterior a $\frac{1}{2}\ mv^2$, tenemos:

$$\bar{E}_c = KT = 1/2\ mv^2$$

Si la velocidad se duplica, entonces:

$$\frac{1}{2}\ m\ (2v)^2 = KT'; \frac{1}{2}\ m\ 4v^2 = KT'$$

Como $\frac{1}{2}\ mv^2 = E_c$: $4\bar{E}_c = KT'$; o lo que es lo mismo:

$$4 \cdot KT = KT'$$

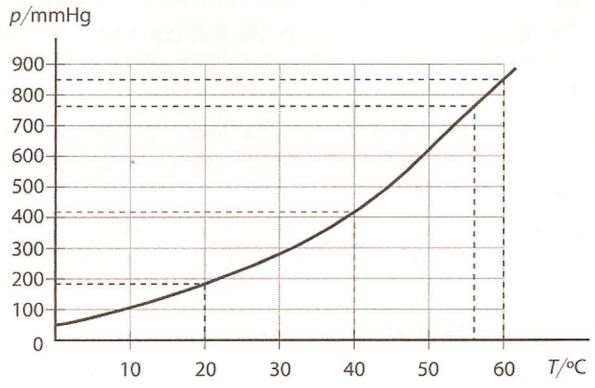
Es decir, $T' = 4\ T$. La nueva temperatura se cuadruplica.

51 **Construye una curva de p_v-T para la acetona a partir de los siguientes datos:**

Temperatura (°C)	Presión (mmHg)
0	50
20	190
40	410
60	850

A partir de la gráfica, indica el punto de ebullición de la acetona en recipientes abiertos (a presión de 1 atm).

La acetona hierve a 56 °C.



52 **Con los datos del ejercicio anterior y los de la tabla 2.4, indica cuál de las tres sustancias es más volátil: la acetona, el agua o el éter dietílico. ¿Por qué?**

	p_v (0 °C)	p_v (25 °C)	p_v (50 °C)	p_v (100 °C)
Agua	0,006 0	0,031 3	0,217	1,000
Éter dietílico	0,243 4	0,618 4	1,743 4	6,393 4

En esta tabla 2.4 puede apreciarse cómo el éter dietílico hierve (en recipientes abiertos) a una temperatura comprendida entre 25 °C y 50 °C (ya que en ese intervalo la presión de vapor alcanza el valor de 1 atm), mientras que la gráfica del problema anterior muestra que a 760 mmHg (1 atm) la acetona alcanza la temperatura de ebullición a 56 °C. Por consiguiente, es más volátil el éter dietílico que la acetona.

Evaluación (página 58)

Señala en cada caso la respuesta que consideres correcta:

1. Un litro de aire tiene una masa de 1,29 g, a 0 °C y 1 atm de presión. ¿Qué masa tendrán 2 L de un gas cuya densidad sea el doble que la del aire?

a) 2,58 g

▶ *b)* 5,16 g

c) 1,29 g

2. El paso de líquido a sólido:

▶ *a)* Desprende energía.

b) Es un cambio químico.

c) Se produce a cualquier temperatura.

3. El paso de líquido a vapor:

a) Desprende energía.

b) Es un cambio químico.

▶ *c)* Se produce a cualquier temperatura.

4. Si se aumenta la presión de un gas al doble, su nuevo volumen:

a) Aumenta el doble.

b) Disminuye la mitad.

▶ *c)* Depende de la temperatura a la que se haya hecho el proceso.

5. La presión que ejerce una masa de gas a 25 °C en el interior de un recipiente herméticamente cerrado cuando se calienta hasta 50 °C:

a) Aumenta el doble.

b) Disminuye la mitad.

▶ *c)* Aumenta 1,084 veces.

6. Un mol de un compuesto cualquiera:

a) Ocupa un volumen de 22,4 L.

b) Ocupa un volumen de 22,4 L, solo en condiciones normales.

▶ *c)* Contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de ese compuesto.

7. La masa de 10 L de O_2 medidos a 780 mmHg y 20 °C es:

▶ *a)* 13,7 g

b) 74, 9 g

c) 50,4 g

8. Los gases ejercen presión sobre todo lo que les rodea debido a:

a) Que sus moléculas están muy separadas.

b) Que las colisiones de sus moléculas son elásticas.

▶ *c)* Las colisiones de sus moléculas con el entorno.

9. Las moléculas que se evaporan de la superficie de un líquido contenido en un recipiente no completamente cerrado:

a) Escapan en su totalidad.

▶ *b)* Pueden chocar unas con otras y retornar al líquido.

c) Terminan todas por retornar al líquido.

10. El punto de ebullición de un líquido depende:

a) Únicamente de su presión de vapor.

b) De su presión de vapor y de la presión atmosférica.

▶ *c)* De la temperatura y de la presión exterior.

Cuestiones previas (página 59)

1. ¿Qué se entiende por concentración de una disolución?

Se llama concentración de una disolución a la relación cantidad de soluto/cantidad de disolución o disolvente.

2. Una disolución de alcohol en agua es al 10 % en volumen, ¿qué significa eso?

Que por cada 100 mL que se tomen de disolución hay 10 mL de soluto.

3. Calcula la concentración, en % en masa, de una disolución formada por 20 g de soluto y 180 g de disolvente.

$$\text{Porcentaje en masa} = \left(\frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de disolución}}\right) \cdot 100 =$$

$$= \left(\frac{20\text{ g}}{200\text{ g}}\right) \cdot 100 = 10\,\%$$

4. ¿Es la disolución, un proceso físico o químico? ¿Por qué?

Se trata de un proceso físico ya que no hay cambio en la naturaleza del soluto que se disuelve. Lo que sucede es que las moléculas de disolvente interaccionan con las de soluto hasta envolverlas por completo, separándolas de su estructura inicial (si es que la tenían).

5. A presión normal, el agua pura hierve a 100 °C y se congela a 0 °C; ¿qué ocurre con esos puntos de ebullición y fusión si añadimos un poco de alcohol al agua?

Ocurrirá que las moléculas de alcohol interaccionarán con las del agua, dificultarán el paso de estas al estado de vapor y los puntos de fusión y ebullición del agua cambiarán.

Actividades (páginas 61/73)

1 Calcula la concentración, en porcentaje en masa, de la disolución obtenida al mezclar 10 g de carbonato de sodio con 100 g de agua destilada.

$$\text{Porcentaje en masa} = \left(\frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de disolución}}\right) \cdot 100 =$$

$$= \left(\frac{10\text{ g}}{110\text{ g}}\right) \cdot 100 = 9{,}1\,\%$$

2 La densidad de 200 mL de disolución de yoduro de potasio en agua al 40 % es de 1,2 g/cm³; ¿qué cantidades de soluto y disolvente se hallan presentes?

Con la densidad hallamos la masa de disolución:

$$\rho = \frac{m}{V};\ m = \rho V = 240\text{ g de disolución}$$

Se sustituyen los datos en la ecuación que define la concentración en porcentaje en masa:

$$40\,\% = \left(\frac{x\text{ g de soluto}}{240\text{ g de disolución}}\right) \cdot 100;\ x = 96\text{ g de soluto}$$

240 g de disolución − 96 g de soluto = 144 g de disolvente

3 Se desea preparar 600 mL de disolución de alcohol en agua al 10 % en volumen. Calcula las cantidades de alcohol y agua destilada que deben mezclarse.

Establecemos la relación:

$$\frac{10\text{ mL de alcohol}}{100\text{ mL de disolución}} = \frac{x\text{ mL de alcohol}}{600\text{ mL de disolución}}$$

$$x = 60\text{ mL de alcohol}$$

Por tanto: 600 mL − 60 mL = 540 mL de agua.

4 Averigua la cantidad de agua que contiene la disolución del ejemplo anterior.

No es posible hallarlo con precisión, ya que necesitamos conocer la densidad de la disolución.

5 Calcula la molaridad de la disolución obtenida al mezclar 15 g de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, con el agua suficiente hasta enrasar a 0,5 L.

$$M = \frac{n_s}{V} = \frac{\left(\frac{15\text{ g}}{74\text{ g/mol}}\right)}{0{,}5\text{ L}} = 0{,}4\text{ mol/L}$$

6 PAU Se disuelven 5 mL de ácido nítrico comercial del 70 % y de densidad 1,42 g/mL en agua destilada y posteriormente se completa con más agua destilada hasta formar 1 L de disolución. Calcula la molaridad de la misma.

Con la densidad hallamos la masa de disolución:

$$m = \rho V;\ m = 1{,}42\text{ g/mL} \cdot 5\text{ mL} = 7{,}1\text{ g de } HNO_3 \text{ del } 70\,\%$$

La masa de HNO_3 puro será:

$$\frac{7{,}1\text{ g} \cdot 70}{100} = 4{,}97\text{ g}$$

La cantidad de HNO_3 en mol es:

$$\frac{4{,}97\text{ g}}{63\text{ g/mol}} = 0{,}08\text{ mol}$$

Así la molaridad es:

$$M = \frac{0{,}08\text{ mol}}{1\text{ L de disolución}} = 0{,}08\text{ mol/L}$$

7 Determina la molalidad de:

***a)* Una disolución obtenida disolviendo 10 g de de hidróxido de sodio, NaOH, en 200 mL de agua.**

***b)* Una disolución de KNO_3 al 20 %.**

a) Cantidad de NaOH en mol:

$$\frac{10\text{ g}}{40\text{ g}} = 0{,}25\text{ mol}$$

Molalidad:

$$m = \frac{0{,}25\text{ mol}}{0{,}2\text{ kg de agua}} = 1{,}25\text{ mol/kg}$$

b) Si es al 20 % es que hay 20 g de KNO_3 (20 g/101 g/mol = = 0,2 mol) en 100 g de disolución; es decir, mezclado con 80 g de agua. Por tanto:

$$m = \frac{0{,}2\text{ mol}}{0{,}08\text{ kg de agua}} = 2{,}5\text{ mol/kg}$$

8 Halla las fracciones molares de los componentes de una disolución que se ha obtenido al disolver 2 g de hidróxido de sodio en 100 mL de agua.

Calculamos la cantidad, en mol, de soluto y disolvente:

$$n_s = \frac{2\text{ g}}{40\text{ g/mol}} = 0{,}05\text{ mol}$$

$$n_d = \frac{100\text{ g}}{18\text{ g/mol}} = 5{,}55\text{ mol}$$

Ahora hallamos las fracciones molares:

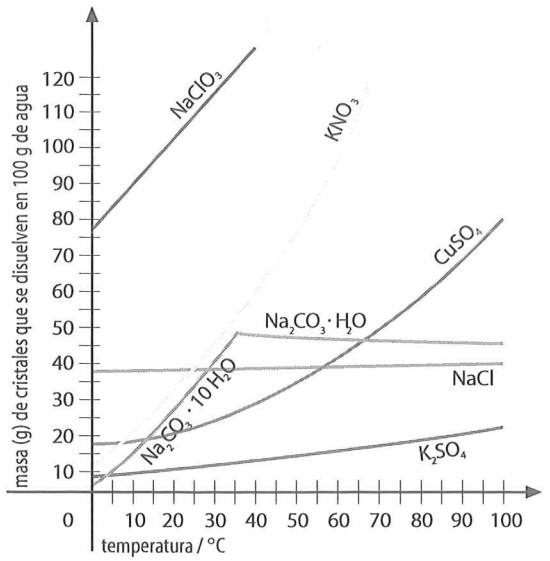
$$\chi_s = \frac{0{,}05\text{ mol}}{0{,}05\text{ mol} + 5{,}55\text{ mol}} = 0{,}008\,9$$

$$\chi_d = \frac{5{,}55\text{ mol}}{0{,}05\text{ mol} + 5{,}55\text{ mol}} = 0{,}99$$

Esta última fracción molar también la podemos hallar así:

$$1 - 0{,}008\,9 = 0{,}99$$

9 **Observa la figura 3.6 y contesta las siguientes preguntas:**



a) **¿Qué sustancia de las representadas muestra una elevada solubilidad?**

b) **¿Qué sustancia de las representadas posee mayor variación de su solubilidad con la temperatura?**

c) **¿En qué sustancia de las representadas apenas cambia la solubilidad con la temperatura?**

d) **¿Qué sucede con la solubilidad del carbonato de sodio (Na_2CO_3) a partir de 35 °C?**

e) **¿Cuántos gramos de nitrato de potasio (KNO_3) pueden disolverse en 200 cm^3 de agua a 60 °C?**

a) $NaClO_3$ *b)* KNO_3 *c)* NaCl

d) Se mantiene constante o, incluso, disminuye ligeramente.

e) Se observa que a 60 °C se pueden disolver unos 95 g en 100 cm^3 de agua; entonces, en 200 cm^3 de agua se disolverán 190 g.

10 **Cuando se obtiene la precipitación del exceso de soluto sólido en una disolución sobresaturada, el conjunto, líquido y precipitado, ¿sigue siendo una disolución?**

No, se trata de una mezcla heterogénea. Si separamos el sólido, por ejemplo, filtrando, obtendríamos una disolución saturada.

11 **¿Por qué ascienden burbujas de gas en las copas de cava recién servidas (o, en general, las de cualquier bebida carbónica)?**

Porque disminuye la presión del gas en el seno de la disolución (al pasar a la presión atmosférica, que es inferior a la del gas en la botella), como consecuencia, se reduce la solubilidad de este en la misma. Entonces el gas tiende a escapar.

12 **¿Por qué crees que se forman muchas más burbujas en las copas de la cuestión anterior si agitamos el contenido con una cucharilla?**

Porque las disoluciones gaseosas adquieren fácilmente la condición de sobresaturación y al agitar conseguimos que el exceso de gas escape.

13 **¿Qué ocurrirá con la temperatura de ebullición de una disolución con respecto a la de su disolvente puro?**

Un disolvente entra en ebullición cuando su presión de vapor iguala a la atmosférica (en recipientes abiertos). Imaginemos que eso sucede a una temperatura T. Al añadir un soluto no volátil a un disolvente, disminuye la presión de vapor de este; por ello, hay que calentar más ($T' > T$)hasta que la presión de vapor de la disolución iguale a la atmosférica, momento en el que empezará a hervir (T').

14 **Para secar antes tu bañador, ¿lo enjuagarías con agua dulce o salada? ¿Por qué?**

En agua dulce, ya que es más volátil que el agua salada porque las sales disueltas en el agua salada hacen disminuir la presión de vapor del disolvente.

15 **Calcula la K_c de un disolvente sabiendo que al añadir 300 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a 1,5 L de disolvente se produce un descenso crioscópico de 2,06 °C?**

La masa molar de la glucosa es 180 g/mol. La cantidad de glucosa existente será $\frac{300\text{ g}}{180\text{ g/mol}} = 1{,}67$ mol.

La molalidad es:

$$m = 1{,}67 \text{ mol}/1{,}5 \text{ kg de agua} = 1{,}11 \text{ mol/kg}$$

$$\Delta t_c = K_c m;\ K_c = \frac{\Delta t_c}{m} = \frac{2{,}06\ ^\circ\text{C}}{1{,}11 \text{ mol/kg}} = 1{,}86\ ^\circ\text{C kg/mol}$$

16 **Calcula la masa molecular de un alcohol sabiendo que una mezcla de 2 L de agua y 1/2 L de ese alcohol, del 96 % y densidad de 0,8 g/cm^3, produce un descenso crioscópico de 7,7 °C.**

Aplicamos la ecuación: $\Delta t_c = K_c m$; sustituimos valores:

$$7{,}7\ ^\circ\text{C} = \frac{1{,}86\ ^\circ\text{C kg/mol} \cdot n_s}{2 \text{ kg}};\ n_s = 8{,}3 \text{ mol de alcohol}$$

Hallamos el n.º de gramos de alcohol existente en el 1/2 L:

$$m = \rho \cdot V = 0{,}8 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 400 \text{ g de alcohol al 96 \%}$$

$$400 \text{ g} \cdot 96/100 = 384 \text{ g de alcohol puro}$$

Como $n_s = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} \Rightarrow$

$$\Rightarrow \text{masa molar} = \frac{\text{masa}}{n_s} = \frac{384 \text{ g}}{8{,}3 \text{ mol}} \approx 46 \text{ g/mol}$$

Por tanto, la masa molecular será: 46

17 **¿Por qué cuando hace mucho frío se echa sal sobre las placas de hielo formadas en calles y carreteras? Puedes utilizar Internet para comprobar tu respuesta.**

La sal es muy soluble en agua y parte de ella comienza a disolverse en el agua que moja al hielo, formándose una disolución saturada que, por su menor presión de vapor, no puede estar en equilibrio con el hielo. Entonces se funde hielo para diluir la disolución (como la fusión necesita consumir energía, la temperatura desciende); al derretirse más hielo, se disuelve más sal y se alcanza la saturación, con lo que el proceso vuelve a repetirse. De esta forma, la sal va fundiendo el hielo. Para una concentración de sal de 22,4 %, la temperatura puede descender hasta −21 °C.

18 **Calcula el ascenso ebulloscópico que sufre 1 kg de agua cuando se disuelve en él 342 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).**

Hallamos la masa molar del azúcar: 342 g/mol. Como la cantidad disuelta ha sido de 342 g; se ha disuelto 1 mol de sacarosa.

Sustituimos en la ecuación:

$$\Delta t_e = K_e m;\ \Delta t_e = \frac{0{,}52\ ^\circ\text{C kg/mol 1 mol}}{1 \text{ kg}} = 0{,}52\ ^\circ\text{C}$$

19 **¿Se daría el mismo ascenso ebulloscópico que en la actividad anterior, si, en 1 kg de agua, se disuelve 1 mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)? ¿Y 1 mol de urea (CON_2H_4)?**

Sí, ya que como en los tres casos se trata de 1 mol de soluto, y hay la misma cantidad de disolvente y este es el mismo, el resultado de la ecuación es idéntico en los tres casos. Por tanto, la propiedad coligativa no depende de la naturaleza del soluto sino de su concentración (como ya se explicó en el *Libro del alumno*).

20 **¿A qué temperatura hierve una disolución formada por 9,2 g de glicerina ($C_3H_8O_3$) y 100 g de agua (a presión normal)?**

Hallamos la masa molar del soluto: 92 g/mol. Como la cantidad disuelta ha sido de 9,2 g; se ha disuelto 0,1 mol de glicerina.

Sustituimos en la ecuación:

$$\Delta t_e = K_e m;\ \Delta t_e = \frac{0{,}52\ °C\ kg/mol \cdot 0{,}1\ mol}{0{,}1\ kg} = 0{,}52\ °C$$

Como $\Delta t_e = t' - t_e \Rightarrow t' = \Delta t_e + t_e = 100\ °C + 0{,}52\ °C = 100{,}52\ °C$

21 **Trata de explicar por qué la presión osmótica aumenta al incrementarse la temperatura de la disolución.**

La causa es que afecta al número de colisiones por unidad de tiempo del disolvente con la membrana semipermeable. Un aumento de temperatura incrementa el número de colisiones y, por tanto, la presión.

22 **¿Por qué las inyecciones intravenosas deben ser isotónicas (esto es, tienen la misma presión osmótica) con el suero sanguíneo?**

Si la presión osmótica de la inyección fuese inferior, los glóbulos rojos se hincharían al pasar agua a su interior por ósmosis y podrían estallar (hemólisis). Si fueran las inyecciones hipertónicas, los glóbulos rojos se arrugarían (plasmólisis), al salir agua de su interior.

23 **Clasifica los siguientes sistemas como suspensiones, disoluciones coloidales o disoluciones verdaderas: pegamento, zumo de frutas, espuma de cerveza, crema batida, calima atmosférica, agua marina, refresco transparente, queso, gelatina, agua y alcohol, tinta china, barro.**

Suspensiones: zumo de frutas, calima atmosférica y barro.

Disoluciones coloidales: (del griego *koll/a,* pegamento, y *eid/es,* con aspecto de) pegamento, espuma de cerveza, crema batida, queso, gelatina, tinta china.

Disoluciones verdaderas: agua marina, refresco transparente y agua con alcohol.

Cuestiones y problemas (páginas 78/79)

Disolución. Tipos de disoluciones

1 **Explica las diferencias entre soluto, disolvente, disolución y concentración de una disolución.**

Una disolución verdadera es una mezcla homogénea de sustancias puras donde las partículas disueltas son iones, moléculas aisladas o agrupaciones muy pequeñas de ellos, por lo que no sedimentan aunque empleemos potentes máquinas centrifugadoras. El disolvente es el medio en el cual los solutos se disuelven. Los solutos suelen ser iones o moléculas y, frecuentemente, se encuentran en proporción menor que el disolvente. Se llama concentración de una disolución a la relación existente entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente o disolución.

2 **¿Existe alguna disolución donde el disolvente sea gaseoso, y el soluto, sólido o líquido? Si es así, pon un ejemplo.**

Solo lo cumplen las disoluciones coloidales. Las partículas de la fase dispersa (similar al soluto en las disoluciones) son bastante pequeñas, por lo que la precipitación es despreciable; sin embargo, son bastante grandes como para que dispersen la luz al atravesar el coloide. Ejemplos de estas disoluciones son la niebla, el humo, los virus o el polvo en el aire...

Concentración de una disolución

3 **Define molaridad y molalidad.**

La molaridad de una disolución expresa los moles de soluto existentes en 1 L de disolución. La molalidad expresa los moles de soluto existentes en 1 kg de disolvente.

4 **¿Por qué la fracción molar no tiene unidades?**

Porque las unidades del numerador y las del denominador son las mismas.

5 **Se disuelven 10 g de sacarosa en 250 g de agua. Indica la concentración de la disolución en:**

a) **masa (g) soluto/100 g de disolvente**

b) **masa (g) soluto/100 g de disolución**

a) $$\frac{10\ g\ de\ soluto}{250\ g\ de\ disolvente} = \frac{x\ g\ de\ soluto}{100\ g\ de\ disolvente}$$

$$x = 4\ g\ de\ soluto$$

b) $$\frac{10\ g\ de\ soluto}{260\ g\ de\ disolución} = \frac{x\ g\ de\ soluto}{100\ g\ de\ disolución}$$

$$x = 3{,}85\ g\ de\ soluto$$

6 **PAU** **El agua de mar contiene un 2,8 % de cloruro de sodio (NaCl) y tiene una densidad de 1,02 g/cm³ a una cierta temperatura. Calcula el volumen de agua de mar necesario para obtener 1 kg de NaCl.**

Establecemos la relación:

$$\frac{2{,}8\ g\ de\ NaCl}{100\ g\ de\ disolución} = \frac{1\,000\ g\ de\ NaCl}{x\ g\ de\ disolución}$$

$$x = 35\,714{,}3\ g\ de\ disolución$$

$$V = \frac{m}{\rho};\ V = \frac{35\,714{,}3\ g}{1{,}02\ g/cm^3} = 35\,014\ cm^3 = 35\ L$$

7 **Se prepara una disolución con 5 g de hidróxido de sodio (NaOH) en 25 g de agua destilada. Si el volumen final es de 27,1 cm³, calcula la concentración de la disolución en:**

a) **Porcentaje en masa.** ***c)*** **Molaridad.**

b) **Masa (g) por litro.** ***d)*** **Molalidad.**

a) Concentración en porcentaje (%) en masa =

$$= \frac{5\ g\ de\ soluto}{30\ g\ de\ disolución} \cdot 100 = 16{,}7\ \%$$

b) Concentración en g/L=

$$= \frac{5\ g\ de\ soluto}{0{,}027\,1\ L\ de\ disolución} = 184{,}5\ g/L$$

c) Hallamos, primero, los moles:

$$n = \frac{5\ g\ de\ soluto}{40\ g/mol} = 0{,}125\ mol$$

$$M = \frac{n_s}{V\,(L)\ de\ disolución} = \frac{0{,}125\ mol}{0{,}027\,1\ L\ de\ disolución} =$$

$$= 4{,}6\ mol/L$$

d) Molalidad: $m = \frac{n_s}{masa\ (kg)\ de\ disolvente} =$

$$= \frac{0{,}125\ mol}{0{,}025\ kg\ de\ disolvente} = 5\ mol/kg$$

8 **Calcula la fracción molar del soluto del problema anterior.**

$\chi_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{n_{NaOH} + n_{agua}}$. Calculamos los moles de soluto y disolvente: $n_{NaOH} = 0{,}125$ mol y $n_{agua} = 1{,}389$ mol.

Sustituimos en la expresión de la fracción molar:

$$\chi_{NaOH} = \frac{0{,}125\ mol}{0{,}125\ mol + 1{,}389\ mol} = \frac{0{,}125\ mol}{1{,}514\ mol} = 0{,}083$$

9 **En 100 cm^3 de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) hay 6 g de dicho ácido. Determina:**

a) **La cantidad de esta sustancia en mol.**

b) **La molaridad de la disolución.**

a) $n_{HCl} = \dfrac{6\text{ g}}{36{,}5\text{ g/mol}} = 0{,}16\text{ mol}$

b) $M = \dfrac{0{,}16\text{ mol}}{0{,}1\text{ L}} = 1{,}6\text{ mol/L}$

10 **Halla la cantidad, en gramos, de nitrato de potasio (KNO_3) y agua destilada necesarios para preparar 250 cm^3 de disolución al 20 %. La densidad de la disolución es 1,2 g/cm^3.**

Sabemos que $m = \rho V$; $m = 1{,}2\text{ g/cm}^3 \cdot 250\text{ cm}^3 = 300$ g de disolución. Si la disolución es al 20% y deseamos averiguar los gramos de ácido nítrico, aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{20\text{ g de soluto}}{100\text{ g de disolución}} = \frac{x\text{ g de soluto}}{300\text{ g de disolución}}$$

$$x = 60\text{ g de } KNO_3$$

Por tanto, 240 g son de agua destilada.

11 **¿Qué cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) puro hay contenida en 100 cm^3 de disolución 0,2 M de dicho ácido?**

Sabemos que $M = \dfrac{n}{V}$; despejando n y sustituyendo valores, tenemos:

$$n = MV = 0{,}2\text{ mol/L} \cdot 0{,}1\text{ L} = 0{,}02\text{ mol de } H_2SO_4$$

Como:

$$\frac{1\text{ mol de } H_2SO_4}{98\text{ g de } H_2SO_4} = \frac{0{,}02\text{ mol de } H_2SO_4}{x\text{ g de } H_2SO_4}$$

Entonces:

$$x = 1{,}96\text{ g de } H_2SO_4$$

12 **Para preparar la disolución del problema anterior disponíamos de H_2SO_4 comercial al 96 % y densidad 1,84 g/cm^3. Calcula el volumen de ácido que hubo que incluir para obtener los 100 cm^3 de disolución 0,2 M.**

Si el ácido es del 96 %, por cada 100 g de ácido comercial, 96 g son de H_2SO_4; por tanto: x g de ácido comercial contendrán 1,96 g puros. Si resolvemos la relación:

$$x = 2{,}04\text{ g de ácido comercial}$$

Así:

$$V = \frac{m}{\rho};\ V = \frac{2{,}04\text{ g}}{1{,}84\text{ g/cm}^3} = 1{,}1\text{ cm}^3$$

13 **Partiendo de una disolución 2 M de ácido nítrico (HNO_3), indica cómo prepararías 1 L de otra disolución del mismo ácido, pero de concentración 1 M.**

Si se desea preparar 1 L de disolución 1 M, son necesarios:

$$n = MV = 1\text{ mol/L} \cdot 1\text{ L} = 1\text{ mol}$$

Al disponer de otra disolución 2 M, debemos sacar un volumen de:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{1\text{ mol}}{2\text{ mol/L}} = 0{,}5\text{ L}$$

Este volumen lo echaríamos en un matraz aforado de 1 L y completaríamos con agua destilada (1/2 L).

14 **PAU** **Tomamos 10 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) comercial al 96 % y de densidad 1,84 g/cm^3 y lo añadimos, con precaución, a un matraz de 1/2 L lleno hasta la mitad de agua destilada. Agitamos y añadimos más agua destilada hasta el nivel de 1/2 L. Indica la molaridad y la molalidad de la disolución así preparada.**

Transformamos los 10 mL de ácido comercial en gramos:

$m = \rho V$; $m = 1{,}84\text{ g/cm}^3 \cdot 10\text{ cm}^3 = 18{,}4$ g de ácido comercial

Para calcular los gramos de ácido puro, hallamos el 96 % de esa cantidad:

$$18{,}4\text{ g} \cdot \frac{96}{100} = 17{,}66\text{ g de } H_2SO_4 \text{ puro}$$

Los moles serán:

$$n = \frac{17{,}66\text{ g}}{98\text{ g/mol}} = 0{,}18\text{ mol}$$

Entonces:

- $M = \dfrac{n}{V} = \dfrac{0{,}18\text{ mol}}{0{,}5\text{ L}} = 0{,}36\text{ mol/L}$
- $m = \dfrac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \dfrac{0{,}18\text{ mol}}{0{,}49\text{ kg}} = 0{,}37\text{ mol/kg}$

15 **PAU** **Queremos preparar 2 L de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M. Calcula el volumen de HCl comercial al 37,5 % y densidad 1,19 g/cm^3 que debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución.**

Calculamos los moles de HCl necesarios:

$$n = MV = 0{,}5\text{ mol/L} \cdot 2\text{ L} = 1\text{ mol}$$

Calculamos los gramos de HCl necesarios:

$$1\text{ mol} = 36{,}5\text{ g}$$

Como el HCl disponible es del 37,5 %, tendremos:

$$36{,}5 \cdot \frac{100}{37{,}5} = 97{,}3\text{ g de ácido comercial}$$

Pasados a unidades de volumen:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{97{,}3\text{ g}}{1{,}19\text{ g/cm}^3} = 81{,}8\text{ cm}^3$$

La cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución será:

$$2\,000\text{ cm}^3 - 81{,}8\text{ cm}^3 = 1\,918{,}2\text{ cm}^3$$

16 **PAU** **Mezclamos 400 mL de una disolución 0,5 M de amoníaco (NH_3) con 100 mL de una disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué concentración en molaridad tendrá la disolución resultante?**

Calculamos los moles existentes en cada una de las disoluciones y sumamos:

$$n_1 = M_1V_1 = 0{,}5\text{ mol/L} \cdot 0{,}4\text{ L} = 0{,}2\text{ mol de } NH_3$$

$$n_2 = M_2V_2 = 2\text{ mol/L} \cdot 0{,}1\text{ L} = 0{,}2\text{ mol de } NH_3$$

entonces:

$$n_1 + n_2 = 0{,}4\text{ mol de } NH_3$$

La molaridad es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0{,}4\text{ mol}}{0{,}5\text{ L}} = 0{,}8\text{ M}$$

El proceso de disolución

17 **Explica el proceso por el cual los solutos se disuelven en los disolventes.**

El proceso de disolución sucede cuando las atracciones soluto-soluto y las disolvente-disolvente son relativamente pequeñas, y las atracciones disolvente-soluto, relativamente grandes. Solo así las partículas de soluto abandonarán sus posiciones más o menos fijas en sus antiguas estructuras y se incorporarán a la disolución.

18 **¿Cuál es la diferencia entre solvatación e hidratación?**

El proceso de disolución se llama solvatación cuando el disolvente no es el agua, e hidratación si el disolvente es el agua.

19 **¿Por qué, en general, los líquidos y los gases se disuelven mejor que los sólidos?**

Las interacciones soluto-soluto son más fuertes en los sólidos que en los líquidos y gases, y estas interacciones pueden llevar al soluto hidratado, si es sólido, a la fase cristalina, por lo que los sólidos se disuelven peor.

20 **¿Cuáles de las tres interacciones (soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente) son más determinantes para realizar las siguientes operaciones?**

a) **Disolver un sólido en un disolvente líquido.**

b) **Disolver un líquido en un disolvente líquido.**

c) **Disolver un gas en un disolvente líquido.**

a) Las interacciones soluto-soluto.

b) Las interacciones soluto-disolvente.

c) Las interacciones soluto-disolvente.

Solubilidad

21 **Define solubilidad e indica sus unidades.**

Se denomina solubilidad de una sustancia en un determinado disolvente y a una determinada temperatura a la concentración de su disolución saturada. Es decir, representa la máxima cantidad de soluto que, a una determinada temperatura, puede disolverse en una cantidad fija de disolvente. La solubilidad suele expresarse en masa (g) de soluto/100 g de disolvente, o en masa (g) de soluto/1 L de disolvente.

22 **Indica qué factores hacen variar la solubilidad de una sustancia.**

La temperatura (para solutos sólidos, líquidos y gaseosos) y la presión (para solutos gaseosos).

23 **¿Cómo se puede preparar una disolución para que se considere sobresaturada?**

Saturando una disolución a una determinada temperatura y después disminuyendo esta (en los casos de solutos cuya solubilidad aumenta con la temperatura). También, saturando una disolución y evaporando, a continuación, parte del disolvente.

24 **¿Por qué, al preparar una disolución, conviene pulverizar el soluto y agitarlo en el seno de la misma?**

Para que se disuelva antes, ya que al pulverizar aumenta el área superficial del soluto y, por tanto, se eleva el número de iones o moléculas de disolvente que entran en contacto y colisionan con él; al agitar, impedimos que la disolución se sature alrededor de los cristales de soluto.

25 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «A temperatura ambiente, no hay límite para la cantidad de sal que se puede disolver en un litro de agua».**

Es falsa, dado que sí existe límite en la cantidad de soluto que un disolvente puede admitir.

26 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Cuando una disolución alcanza la saturación, no puede disolverse más soluto en esa cantidad de disolvente».**

Es falsa, ya que depende de la temperatura y, si el soluto es un gas, también de la presión.

27 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Una disolución puede ser saturada y diluida al mismo tiempo».**

Si definimos disolución diluida como aquella que se encuentra lejos de la saturación, entonces la afirmación sería falsa. Pero si la definimos como la que contiene muy poco soluto respecto a la cantidad existente de disolvente, entonces podría ser cierta si el soluto es poco soluble en el disolvente.

28 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Una disolución saturada es aquella que contiene la mayor cantidad posible de soluto».**

No es del todo correcta, pues falta especificar: a una determinada temperatura.

29 **Cuando el aire está saturado de vapor de agua, se dice que la humedad relativa es del 100 %. ¿A qué se debe la sensación de malestar (calor pegajoso) que experimentamos en un día caluroso con una humedad relativa cercana al 100 %?**

La evaporación del sudor consume calor de la superficie de nuestro cuerpo y produce enfriamiento. Si el aire está saturado de vapor de agua, difícilmente se producirá la evaporación del sudor, con lo que notamos una «atmósfera pesada».

30 **¿Cómo explicas la sensación de alivio producida por un ventilador en un día asfixiante de verano?**

El aire en contacto con nuestra piel rápidamente se satura de humedad y, en consecuencia, la evaporación se paraliza. El ventilador reparte la humedad por toda la habitación y restablece la evaporación del sudor.

31 **El fenómeno de El Niño es una corriente marina cálida en el océano Pacífico. Una de sus consecuencias al llegar a las costas peruanas, zona de aguas frías y pobladas de peces, es que las embarcaciones que allí faenan izan sus redes vacías de peces. ¿A qué crees que se debe esto?**

La ausencia de peces se debe a que, al aumentar la temperatura, disminuye la solubilidad del oxígeno disuelto en ella.

32 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «Aunque se lo considera como una impureza del aire, sin el polvo no habría nubes ni lluvia».**

Verdadera. Las partículas de polvo sirven de «semillas» para la condensación del vapor de agua. Sin el polvo, cuando el aire se sobresatura de vapor de agua, esta se depositaría sobre la superficie de cualquier objeto.

33 **Indica en cuál de estas dos situaciones resulta un café más dulce y por qué:**

a) **En un café frío añadimos un terrón de azúcar y no agitamos.**

b) **En un café caliente añadimos azúcar en polvo y agitamos.**

Un café resultará más dulce siempre en la situación *b)*, ya que el calor aumenta la solubilidad del azúcar. Al triturar el azúcar y al agitar, lo que hacemos es aumentar la velocidad de disolución, pero no la solubilidad del azúcar.

Propiedades coligativas

34 **¿Cuál es la causa por la que disminuye la presión de vapor de una disolución con respecto a la del disolvente puro?**

Las moléculas de soluto, al ocupar un lugar entre las del disolvente, dificultan el escape al estado gaseoso de las moléculas del disolvente. Entonces, la presión de vapor de este disminuye. La expresión que indica cuantitativamente esta variación es la ley de Raoult.

35 **¿Cuál es la causa por la que disminuye el punto de congelación o aumenta el de ebullición de una disolución con respecto a su disolvente puro?**

La causa por la que disminuye el punto de congelación es el descenso de la presión de vapor del disolvente como consecuencia de añadir un soluto. Por ello, hay que enfriar más ($T' > T$) para que la presión de vapor iguale a la de la fase sólida (descenso crioscópico), y hay que calentar más ($T' < T$) para que la presión de vapor de la disolución iguale a la atmosférica (ascenso ebulloscópico).

36 **Define ósmosis y presión osmótica.**

Ósmosis es el paso de disolvente, a través de una membrana semipermeable, desde la disolución menos concentrada a la más concentrada hasta que las dos disoluciones equilibran sus concentraciones.

La presión osmótica, π, es la presión que habría que ejercer sobre la disolución más concentrada para impedir el proceso de ósmosis.

37 **¿Qué son disoluciones isotónicas?**

Son las que tienen la misma presión osmótica.

38 **Indica un procedimiento para conocer la masa molar de una sustancia no iónica.**

Conociendo que el descenso crioscópico de una disolución formada por *a* g de soluto disueltos en *b* kg de disolvente es:

$$\Delta t_c = K_c\, m = \frac{K_c\, n}{b}$$

Se hallaría *n*, los moles, y luego calcularíamos la masa molar con la relación:

$$\frac{a\ \text{g}}{n\ \text{mol}} = \frac{x\ \text{g}}{1\ \text{mol}}$$

donde la masa molar es igual a *x* g/mol.

De forma parecida lo resolveríamos si conociéramos el ascenso ebulloscópico. Conociendo la presión osmótica, que es la propiedad coligativa más fácil de medir, incluso con cantidades muy pequeñas de soluto, hallaríamos *n* aplicando la ecuación $pV = nRT$, y luego seguiríamos como se ha indicado en los otros dos procedimientos.

D39 **Si dejamos dos botellas de bebidas refrescantes, una endulzada con sacarosa y la otra con edulcorante artificial, a la intemperie en un día de invierno en el que hace una temperatura algo inferior a 0 °C, comprobamos que al cabo de un tiempo la que tiene sacarosa aún está líquida y la otra congelada. ¿Por qué sucede esto?**

Sucede porque los edulcorantes artificiales son solutos iónicos y no actúan como disoluciones ideales; por lo tanto, el descenso crioscópico es poco acusado (la asociación iónica es mayor y se reduce la molalidad efectiva).

40 **¿Qué disolvente de los que figuran en la tabla 3.4 sería el ideal para determinar la masa molar de una sustancia por crioscopia? Dato: la sustancia es soluble en todos ellos.**

Disolvente	Temperatura de congelación (°C a 1 atm)	K_c (°C kg/mol)
Agua	0	1,86
Ácido acético	16,6	3,90
Benceno	5,5	5,12
Ciclohexano	6,5	20,20

El ciclohexano, por tener una K_c alta. Efectivamente, como $\Delta t_c = K_c m$, si K_c es alta, Δt_c es también alto y existirá menos error en su medida.

41 **¿Qué pasaría si se regara con agua salada una planta cultivada en maceta?**

La planta se volvería mustia, porque, por ósmosis, el agua de la misma saldría al exterior donde hay una disolución más concentrada (en sal).

42 **¿Por qué se hinchan las uvas pasas al meterlas en agua?**

Se hinchan debido al fenómeno de ósmosis.

D43 **Teniendo en cuenta que la congelación de un líquido se produce cuando su presión de vapor se hace igual que la del sólido, ¿qué crees que ocurrirá con la temperatura de congelación de la disolución con respecto a la del disolvente puro?**

Cuando se disuelve un soluto no volátil en un disolvente disminuye la presión de vapor del disolvente; por tanto, debemos enfriar más la disolución hasta conseguir que la presión de vapor del líquido iguale a la del sólido y aquel se congele.

44 **Calcula la temperatura de congelación de una disolución formada por 9,5 g de etilenglicol (anticongelante usado en los automóviles de fórmula $CH_2OH—CH_2OH$) y 20 g de agua.**

La masa molar del etilenglicol es de 62 g/mol.

Los moles existentes son $\frac{9{,}5\ \text{g}}{62\ \text{g/mol}} = 0{,}153$ mol.

La molalidad: $m = \frac{0{,}153\ \text{mol}}{0{,}02\ \text{kg de agua}} = 7{,}65$ mol/kg

Entonces:

$$\Delta t_c = K_c\, m = 1{,}86\ °\text{C kg/mol} \cdot 7{,}65\ \text{mol/kg} = 14{,}25\ °\text{C}$$

Sabiendo que $t_c - t' = 14{,}25$ °C, podemos obtener t':

$$t' = t_c - 14{,}25\ °\text{C} = 0\ °\text{C} - 14{,}25\ °\text{C} = -14{,}25\ °\text{C}$$

45 **Determina la temperatura de ebullición de la disolución del problema anterior.**

El ascenso ebulloscópico es:

$$\Delta t_e = K_e\, m = 0{,}52\ °\text{C kg/mol} \cdot 7{,}65\ \text{mol/kg} = 3{,}98\ °\text{C}$$

Sabiendo que $t' - 100 = 3{,}98$ °C, entonces, $t' = 103, 98$ °C.

46 **Se disuelven 2,3 g de un hidrocarburo no volátil en 97,7 g de benceno (C_6H_6). La presión de vapor de la disolución a 20 °C es de 73,62 mmHg, y la del benceno es 74,66 mmHg. Halla la masa molar del hidrocarburo.**

Aplicamos la ley de Raoult: $p° - p' = p°\chi_s$.

$$74{,}66\ \text{mmHg} - 73{,}62\ \text{mmHg} =$$

$$= 74{,}66\ \text{mmHg} \cdot \frac{\frac{2{,}3\ \text{g}}{\text{masa molar}}}{\frac{2{,}3\ \text{g}}{\text{masa molar}} + \frac{97{,}7\ \text{g}}{78\ \text{g/mol}}}$$

$$\text{masa molar} = 129{,}6\ \text{g/mol}$$

47 **Suponiendo un comportamiento ideal, ¿cuál sería la presión de vapor de la disolución obtenida al mezclar 500 mL de agua y 90 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) si la presión de vapor del agua a la temperatura de la mezcla es de 55,3 mmHg?**

Aplicamos la ley de Raoult: $p° - p' = p°\chi_s$.

$$55{,}3\ \text{mmHg} - p' = 55{,}3 \cdot \frac{\frac{2{,}3\ \text{g}}{180\ \text{g/mol}}}{\frac{90\ \text{g}}{180\ \text{g/mol}} + \frac{500\ \text{g}}{18\ \text{g/mol}}}$$

$$p' = 54{,}32\ \text{mmHg}$$

48 **Averigua cuál será el punto de ebullición de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico de masa molar 120 g/mol disuelto en 250 g de ácido acético.**

Datos: K_e (ácido acético) = 3,07 °C kg/mol; t_e (ácido acético) = = 118°C

El ascenso ebulloscópico es $\Delta t_e = K_e m$. Sustituimos valores:

$$t' - 118\ °\text{C} = 3{,}07\ °\text{C kg/mol} \cdot \frac{\frac{10{,}83\ \text{g}}{120\ \text{g/mol}}}{0{,}25\ \text{kg}}$$

Realizando operaciones: $t' = 119{,}11$ °C.

D 49 **Un compuesto desconocido contiene 43,2 % de carbono, 16,6 % de nitrógeno, 2,4 % de hidrógeno y 37,8 % de oxígeno. La adición de 6,45 g de esa sustancia en 50 mL de benceno (C_6H_6), cuya densidad es 0,88 g/cm^3, hace bajar el punto de congelación del benceno de 5,51 °C a 1,25 °C. ¿Cuál es la fórmula molecular de este compuesto?**

Dato: K_c (benceno) = 5,02 °C kg/mol

Hallamos la fórmula empírica y, para ello primero, calculamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\frac{43,2\text{ g}}{12\text{ g/mol}} = 3,6\text{ mol de carbono}$$

$$\frac{16,6\text{ g}}{14\text{ g/mol}} = 1,186\text{ mol de nitrógeno}$$

$$\frac{2,4\text{ g}}{1\text{ g/mol}} = 2,4\text{ mol de hidrógeno}$$

$$\frac{37,8\text{ g}}{16\text{ g/mol}} = 2,4\text{ mol de oxígeno}$$

Al dividir cada uno de los moles entre 1,186 (el valor menor), tenemos esta otra relación de números enteros: 3 mol de carbono, 1 mol de nitrógeno, 2 mol de hidrógeno y 2 mol de oxígeno. La fórmula empírica es $C_3NO_2H_2$, y su masa molar, de 84 g/mol.

Hallamos la masa molar del compuesto mediante la expresión $\Delta t_c = K_c\, m$. Sustituimos valores:

$$5,51\text{ °C} - 1,25\text{ °C} =$$

$$= 5,02\text{ °C kg/mol}\ \frac{\dfrac{6,45\text{ g}}{\text{masa molar}}}{0,88\text{ g/mL} \cdot 50\text{ mL} \cdot 10^{-3}\text{ kg/g}}$$

$$\text{masa molar} = 173\text{ g/mol}$$

Dividiendo ambas masas molares, observamos que la fórmula molecular es dos veces superior a la empírica; por tanto, la fórmula molecular del compuesto desconocido es $C_6N_2O_4H_4$.

50 **Si añadimos 12,5 g de una sustancia no iónica a 100 cm^3 de agua, a 25 °C, la presión de vapor desciende desde 23,8 mmHg hasta 23,0 mmHg. Calcula la masa molar de la sustancia.**

Aplicamos la ley de Raoult: $\Delta p = p^\circ \chi_s$. Despejamos la fracción molar:

$$\chi_s = \frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{23,8\text{ mmHg} - 23,0\text{ mmHg}}{23,8\text{ mmHg}} = 0,034$$

Calculamos los moles de agua:

$$n_{agua} = \frac{100\text{ g}}{18\text{ g/mol}} = 5,6\text{ mol de agua}$$

Calculamos los moles de sustancia, aplicando la expresión de la fracción molar:

$$\chi_s = 0,034 = \frac{n_s}{n_s + 5,6}$$

$$n_s = 0,2\text{ mol de sustancia}$$

Hallamos la masa molar de la sustancia:

$$\frac{12,5\text{ g}}{0,2\text{ mol}} = \frac{x\text{ g}}{1\text{ mol}};\ x = 62,5\text{ g}$$

Así, la masa molar es 62,5 g/mol.

51 **La presión osmótica de una disolución, a 20 °C, es 4,2 atm. ¿Qué presión osmótica tendrá a 50 °C?**

Dividiendo las dos expresiones de presión osmótica, tenemos:

$$\frac{\pi_1}{\pi_2} = \frac{cRT_1}{cRT_2}$$

Sustituyendo valores y despejando:

$$\frac{4,2\text{ atm}}{\pi_2} = \frac{293\text{ K}}{323\text{ K}};\ \pi_2 = 4,6\text{ atm}$$

52 **A 37 °C, el plasma sanguíneo, isotónico con sus glóbulos rojos, tiene una concentración 0,3 M. Si lo introducimos en un suero salino hipotónico, de concentración 0,2 M, ¿qué es lo que sucederá?**

La diferencia entre las dos presiones osmóticas es:

$$\Delta\pi = \Delta cRT = 0,1\text{ mol/L} \cdot 0,082\text{ atm L/mol K} \cdot 310\text{ K} = 2,5\text{ atm}$$

La presión osmótica del suero es 2,5 atm inferior a la de los glóbulos rojos. Entonces pasará agua al interior del glóbulo rojo a través de la membrana celular, con lo que puede estallar.

53 **Una muestra de 2 g de un compuesto orgánico disuelto en 100 cm^3 de disolución se encuentra a una presión de 1,31 atm, en el equilibrio osmótico. Sabiendo que la disolución está a 0 °C, calcula la masa molar del compuesto orgánico.**

Aplicamos la expresión de la presión osmótica:

$$\pi = MRT = \frac{n}{V}RT$$

de donde:

$$n = \frac{\pi V}{RT} = \frac{1,31\text{ atm} \cdot 0,1\text{ L}}{0,082\text{ atm L/mol K} \cdot 273\text{ K}} =$$

$$= 5,85 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$$

Hallamos la masa molar del compuesto orgánico sabiendo que:

$$\text{masa molar} = \frac{\text{masa (g) del compuesto}}{\text{moles del mismo}} = \frac{2\text{ g}}{5,85 \cdot 10^{-3}\text{ mol}}$$

$$\text{masa molar} = 342\text{ g/mol}$$

D 54 **Se quiere saber la fórmula molecular de un líquido con respecto al cual se ha comprobado lo siguiente: «una disolución acuosa formada por 2,02 g del mismo en 1 L de disolución ejerce una presión osmótica de 800 mmHg a una temperatura de 20 °C. Además, la combustión de 2,350 g de ese compuesto ha producido 2,248 g de CO_2 y 0,920 g de H_2O». Calcula su fórmula molecular.**

Aplicamos la ecuación de la presión osmótica:

$$\pi V = nRT$$

de donde:

$$n = \frac{\pi V}{RT} = \frac{(800/760)\text{ atm} \cdot 1\text{ L}}{0,082\text{ atm L/mol K} \cdot 293\text{ K}} = 0,044\text{ mol}$$

Calculamos la masa molar con la siguiente relación:

$$\frac{2,02\text{ g}}{0,044\text{ mol}} = \frac{x\text{ g}}{1\text{ mol}};\ x = 45,9\text{ g}$$

Entonces, la masa molecular será 45,9 u.

Hallamos las cantidades de C, H y O. Para ello, establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{44\text{ g de } CO_2}{12\text{ g de C}} = \frac{2,248\text{ g de } CO_2}{x\text{ g de C}}$$

$$x = 0,613\text{ g de C}$$

$$\frac{18\text{ g de } H_2O}{2\text{ g de H}} = \frac{0,920\text{ g de } H_2O}{y\text{ g de H}}$$

$$y = 0,102\text{ g de H}$$

masa (g) de oxígeno = 2,350 g de compuesto − (0,613 + + 0,102) g de carbono e hidrógeno = 1,635 g de oxígeno

Hallamos los moles de átomos de cada elemento:

$$\frac{0,613\text{ g de C}}{12\text{ g/mol de C}} = 0,051\text{ mol de átomos de C}$$

$$\frac{0,102\text{ g de H}}{1\text{ g/mol de H}} = 0,102\text{ mol de átomos de H}$$

$$\frac{1,635\text{ g de O}}{16\text{ g/mol de O}} = 0,102\text{ mol de átomos de O}$$

Dividiendo entre el menor:

$$\frac{0{,}051}{0{,}051} = 1$$

$$\frac{0{,}102}{0{,}051} = 2$$

$$\frac{0{,}102}{0{,}051} = 2$$

La fórmula empírica es $(CH_2O_2)_n$, y como:

$$\frac{45{,}9 \text{ g/mol}}{46 \text{ g/mol}} = 1$$

entonces, la fórmula molecular es CH_2O_2.

Evaluación (página 80)

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

1. Las partículas que forman una disolución:

a) Se pueden ver a través del microscopio.

b) Sedimentan al centrifugar la disolución.

▶ *c)* Atraviesan todos los filtros.

2. Una disolución al 15 % en volumen, de etanol en agua, contiene:

a) Por cada 100 g de disolución, 15 g de etanol.

b) Por cada 100 mL de agua, 15 mL de etanol.

▶ *c)* Por cada 100 mL de disolución, 15 mL de etanol.

3. Una disolución acuosa de KOH 0,5 M, contiene:

a) En 0,5 L de disolución, 28 g de KOH

▶ *b)* En 1 L de disolución, 28 g de KOH

c) En 0,5 L de disolución, 56 g de KOH

4. Una disolución 2 molal contiene 1 mol de soluto en:

▶ *a)* 500 g de disolvente.

b) 500 cm^3 de disolución.

c) 500 cm^3 de disolvente.

5. La fracción molar de 5 g de NaOH disueltos en 180 mL de agua destilada es:

a) 1 *b)* 0,98 ▶ *c)* 0,01

6. A 950 mL de agua se le añade 50 mL de ácido clorhídrico del 37,5 % y densidad de 1,19 g/mL, entonces la molaridad de esta disolución es de:

a) 0,5 M ▶ *b)* 0,6 M *c)* 0,7 M

7. La solubilidad de muchas sustancias sólidas:

a) Depende de la temperatura y de la presión.

b) Depende de lo que se agite.

▶ *c)* Depende de la temperatura.

8. Al añadir azúcar al agua pura:

a) El agua se congela a más de 0 °C.

▶ *b)* Disminuye la presión de vapor del agua.

c) Se favorece la evaporación del agua.

9. El punto de ebullición del agua del grifo:

a) Es 100 °C a la presión de 1 atm.

b) Es inferior al del agua destilada.

▶ *c)* Es superior al del agua destilada.

10. Una membrana semipermeable separa dos disoluciones: una formada por 0,01 mol de un soluto no iónico disuelto en 1/2 L de disolución y otra formada por 0,01 mol de otro soluto distinto, no iónico y disuelto en 1/2 L de disolución. En esta situación:

▶ *a)* No aumenta el volumen de disolución en ninguno de los lados.

b) La presión osmótica a 20 °C es de 0,48 atm.

c) Se pueden hallar las masas molares de cada soluto.

Cuestiones previas (página 81)

1. ¿Es el átomo una esfera de materia, homogénea y maciza? Explícalo.

No; así lo creía Dalton, e incluso Thomson, si bien este último introdujo en esa esfera (cargada de electricidad de signo positivo) a los recién descubiertos electrones (cargados negativamente).

Fue el experimento ideado por Rutherford el que probaría que alrededor de un núcleo esférico, el resto del átomo, una extensa región denominada, corteza, está prácticamente vacío.

2. Indica la diferencia entre número atómico y número másico. Define isótopo.

Número atómico es el número de protones que tiene el núcleo de un átomo, y número másico, el de nucleones (protones más neutrones).

Un isótopo es cada uno de los átomos de un mismo elemento, caracterizados por poseer el mismo número atómico pero diferente número másico que los otros isótopos de ese elemento.

3. ¿Por qué la mayoría de las masas atómicas son decimales?

La causa principal de que las masas atómicas de los elementos sean números decimales se debe a que son medias ponderadas de las masas atómicas de los isótopos que contienen.

Además, la masa atómica de un isótopo es algo menor que la debida al conjunto de sus protones y neutrones, cuya causa es la pérdida de masa que se libera en forma de energía al constituirse el núcleo.

4. Define configuración electrónica de un elemento.

Configuración electrónica de un elemento es la colocación, en orden creciente de energía, de los electrones de uno cualquiera de los átomos de dicho elemento en los diferentes niveles y orbitales.

5. ¿Cómo están colocados los elementos en el sistema periódico?

Los elementos se hallan situados en el sistema periódico por orden creciente de sus números atómicos, formando grupos y períodos de mayor o menor longitud, ya que es el método que responde a las propiedades químicas de los elementos.

6. ¿Qué es un ion? Pon un ejemplo de un catión y un anión. ¿Cuál de estos dos iones es de mayor tamaño: Fe^{2+} o Fe^{3+}?

Un ion es un átomo cargado eléctricamente. Ejemplo de catión: Ca^{2+}; ejemplo de anión: Cl^-.

El ion Fe^{2+} es más grande que el ion Fe^{3+} ya que este último carece de un electrón más lo que ocasiona que el núcleo ejerza una mayor fuerza eléctrica sobre el resto de los electrones y, consecuentemente, se reduce el tamaño del ion.

Actividades (páginas 86/103)

1 Completa la siguiente tabla e indica los posibles isótopos existentes:

Elemento	Z	A	N.° de p	N.° de n	N.° de e^-
$^{11}_{5}B$	5	11	5	6	5
$^{17}_{8}O$	8	17	8	9	8
$^{37}_{17}Cl$	17	37	17	20	17
$^{235}_{92}U$	92	235	92	143	92
$^{16}_{8}O$	8	16	8	8	8
$^{13}_{6}C$	6	13	6	7	6
$^{109}_{47}Ag$	47	109	47	62	47
$^{20}_{10}Ne$	10	20	10	10	10
$^{35}_{17}Cl$	17	35	17	18	17

Hay dos series de isótopos, dos pertenecientes al elemento oxígeno y otros dos pertenecientes al elemento cloro.

2 ¿Cuáles de los siguientes átomos son isótopos del mismo elemento: $^{28}_{14}A$; $^{14}_{28}B$; $^{14}_{29}C$; $^{30}_{14}D$; $^{14}_{30}E$?

$^{28}_{14}A$ y $^{30}_{14}D$

3 ¿Por qué las masas atómicas de la mayoría de los elementos son números decimales?

Porque son medias ponderadas de las masas atómicas de los isótopos que contienen.

4 Indica el número de electrones, de protones y de neutrones de las siguientes especies químicas:

a) **Ag-107** ***b)*** **$^{32}S^{2-}$** ***c)*** **$^{27}Al^{3+}$**

a) Ag-107: n.° electrones = 47; n.° protones = 47; n.° neutrones = 107 − 47 = 60

b) $^{32}S^{2-}$: n.° electrones = 18; n.° protones = 16; n.° neutrones = 32-16 = 16

c) $^{27}Al^{3+}$: n.° electrones = 10; n.° protones = 13; n.° neutrones = 27 − 13 = 14.

5 La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109, que intervienen en una proporción del 56 % y del 44 %, respectivamente. Calcula la masa atómica de la plata natural.

La masa de 100 átomos de Ag, que contiene los dos isótopos, es:

$$m = 107\text{ u} \cdot 56 + 109\text{ u} \cdot 44 = 10\,788\text{ u}$$

La masa promedio de un átomo de Ag será:

$$\frac{10\,788\text{ u}}{100} = 107{,}88\text{ u}$$

6 En la naturaleza se encuentran dos isótopos del bromo: ^{79}Br y ^{81}Br. Deduce la proporción en que ambos isótopos forman parte del bromo natural, sabiendo que la masa atómica del elemento es de 79,9.

La media ponderada de los isótopos es de 79,9. Por tanto, llamando x al porcentaje del primer isótopo, tenemos:

$$79{,}9 = \frac{79x + 81(100 - x)}{100}$$

$$7\,990 = 79x + 8\,100 - 81x;\ 2x = 110;\ x = 55\,\%$$

Es decir, el isótopo ^{79}Br abunda un 55 % y el ^{81}Br un 45 %.

7 **Conocidas las longitudes de onda, calcula el rango de frecuencias de la luz visible. ¿Qué tipo de relación existe entre la longitud de onda y la frecuencia?**

Aplicamos la ecuación de la frecuencia de una radiación en función de la longitud de onda:

$$\nu_{violeta} = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8\ ms^{-1}}{4 \cdot 10^{-7}\ m} = 7{,}5 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$$

$$\nu_{rojo} = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8\ ms^{-1}}{7{,}8 \cdot 10^{-7}} = 3{,}85 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$$

Comparando los dos resultados, podemos deducir que entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación existe una relación inversa: cuando una crece, la otra disminuye.

8 **Calcula la longitud de onda y la frecuencia de la tercera raya de la serie de Balmer.**

Aplicamos la ecuación hallada por Balmer:

$$\nu = R_c\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$\nu = 3{,}29 \cdot 10^{15}\ s^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right) = 3{,}29 \cdot 10^{15}\ s^{-1}\left(\frac{21}{100}\right) =$$

$$= 6{,}91 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$$

Como $\lambda = \frac{c}{\nu}$; sustituyendo: $\lambda = \frac{3 \cdot 10^8\ ms^{-1}}{6{,}91 \cdot 10^{14}\ s^{-1}} = 4{,}34 \cdot 10^{-7}\ m$

9 **Calcula el cuanto de una luz de frecuencia $4 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$.**

Aplicamos la ecuación que permite hallar el cuanto de energía:

$$E_0 = h\nu = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J\ s \cdot 4 \cdot 10^{14}\ s^{-1} = 2{,}65\ 10^{-19}\ J$$

10 **Si un átomo está emitiendo luz con una frecuencia de $4 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$, ¿cuáles de los siguientes valores coinciden con los cuantos que emite?**

a) $2{,}65 \cdot 10^{19}$ J *c)* $5{,}30 \cdot 10^{19}$ J

b) $3{,}19 \cdot 10^{19}$ J *d)* $4{,}24 \cdot 10^{19}$ J

Aplicamos la ecuación del cuanto de energía:

$$E_0 = h\nu = 6{,}63 \cdot 10^{34}\ J\ s \cdot 4\ 10^{14}\ s^{-1} = 2{,}65\ 10^{-19}\ J$$

Por consiguiente, son correctas las respuestas *a)* y *c)*, puesto que ambas son múltiplos del resultado anterior.

11 **¿Cuál es la energía cinética máxima de los electrones arrancados del bario cuando es iluminado con una luz de longitud de onda de 350 nm, si la energía de extracción del bario es 2,50 eV? Dato: 1 eV = $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J**

La ecuación del efecto fotoeléctrico es $h\nu = E_0 + E_c$; luego:

$$E_c = h\nu - E_0$$

Hallamos la frecuencia de la luz incidente:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8\ ms^{-1}}{3{,}5 \cdot 10^{-7} m} = 8{,}57 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$$

Expresamos E_0 en julios:

$$2{,}5\ eV \cdot 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J/eV = 4{,}0 \cdot 10^{-19}\ J$$

Por último, hallamos la energía cinética:

$$E_c = h\nu - E_0 = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J\ s \cdot 8{,}57 \cdot 10^{14}\ s^{-1} - 4{,}0 \cdot 10^{-19}\ J =$$

$$= 1{,}68 \cdot 10^{-19}\ J = 1{,}05\ eV$$

Comentario: el bario es iluminado con un fotón de luz de 3,55 eV de energía, de los que 2,5 eV se emplean en arrancar un electrón y el resto (1,05 eV) en proporcionarle una cierta velocidad con la que dicho electrón se aleja del átomo.

12 **Elabora un pequeño informe (para ello puedes buscar en Internet), sobre el siguiente tema: «El efecto fotoeléctrico es la base de la producción de energía eléctrica por radiación solar».**

RESPUESTA LIBRE.

13 **Indica los estados cuánticos de todos los electrones que se sitúan en $n = 4$ (ignora los situados en: $n = 1$, 2 y 3).**

n	l	m	s	estado cuántico
4	0	0	+1/2	(4, 0, 0, +1/2)
4	0	0	−1/2	(4, 0, 0, −1/2)
4	1	−1	+1/2	(4, 1, −1, +1/2)
4	1	−1	−1/2	(4, 1, −1, −1/2)
4	1	0	+1/2	(4, 1, 0, +1/2)
4	1	0	−1/2	(4, 1, 0, −1/2)
4	1	1	+1/2	(4, 1, 1, +1/2)
4	1	1	−1/2	(4, 1, 1, −1/2)
4	2	−2	+1/2	(4, 2, −2, +1/2)
4	2	−2	−1/2	(4, 2, −2, −1/2)
4	2	−1	+1/2	(4, 2, −1, +1/2)
4	2	−1	−1/2	(4, 2, −1, −1/2)
4	2	0	+1/2	(4, 2, 0, +1/2)
4	2	0	−1/2	(4, 2, 0, −1/2)
4	2	1	+1/2	(4, 2, 1, +1/2)
4	2	1	−1/2	(4, 2, 1, −1/2)
4	2	2	+1/2	(4, 2, 2, +1/2)
4	2	2	−1/2	(4, 2, 2, −1/2)
4	3	−3	+1/2	(4, 3, −3, +1/2)
4	3	−3	−1/2	(4, 3, −3, −1/2)
4	3	−2	+1/2	(4, 3, −2, +1/2)
4	3	−2	−1/2	(4, 3, −2, −1/2)
4	3	−1	+1/2	(4, 3, −1, +1/2)
4	3	−1	−1/2	(4, 3, −1, −1/2)
4	3	0	+1/2	(4, 3, 0, +1/2)
4	3	0	−1/2	(4, 3, 0, −1/2)
4	3	1	+1/2	(4, 3, 1, +1/2)
4	3	1	−1/2	(4, 3, 1, −1/2)
4	3	2	+1/2	(4, 3, 2, +1/2)
4	3	2	−1/2	(4, 3, 2, −1/2)
4	3	3	+1/2	(4, 3, 3, +1/2)
4	3	3	−1/2	(4, 3, 3, −1/2)

14 **PAU** **Determina el número y tipo de orbitales existentes en el nivel $n = 4$. ¿Cuántos electrones caben en este nivel?**

El número de orbitales que puede haber en un determinado nivel podemos hallarlo con la ecuación n^2,donde n representa el número del nivel. En este caso: $4^2 = 16$. El tipo de orbitales será:

- Un orbital s.
- Tres orbitales p.
- Cinco orbitales d.
- Siete orbitales f.

El número máximo de electrones que caben en ese nivel será $2n^2 = 2 \cdot 4^2 = 32$.

15 **Atendiendo a su colocación en el sistema periódico, escribe la configuración electrónica de los elementos alcalinos, Li, Na, K, Rb y Cs. Indica los electrones de valencia que posee cada uno de ellos.**

Sabiendo que los metales alcalinos pertenecen al grupo 1, que se encuentran en los períodos 2, 3, 4, 5 y 6, y que los elementos de un mismo grupo poseen el mismo número de electrones externos, tenemos que:

Li: $1s^2\ 2s^1$

Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

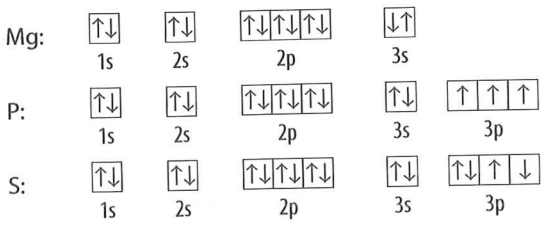
K: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

Rb: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$

Cs: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1$

Los electrones de valencia en todos los casos son uno.

16 **Haciendo uso de la tabla periódica, dibuja el diagrama de orbitales del Mg, el P y el S.**



17 **Indica la valencia iónica del Ca, el Cs, el B y el N.**

Ca: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$. Valencia iónica del Ca: 2 (tiene tendencia a perder dos electrones).

Cs: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^1$. Valencia iónica del Cs: 1 (tiene tendencia a perder un electrón).

B: $1s^2\,2s^2\,2p^1$ Valencia iónica del B:3 (tiene tendencia a perder tres electrones).

N: $1s^2\,2s^2\,2p^3$. Valencia iónica del N: 3 (tiene tendencia a ganar tres electrones).

18 **Responde a las siguientes preguntas relativas a la energía de ionización:**

a) **¿Por qué al grupo de los metales alcalinos le corresponden las menores EI_1?**

b) **¿Por qué al grupo de los gases nobles le corresponden las mayores EI_1?**

c) **¿Por qué el berilio tiene una EI_1 superior a la del boro si este último está colocado a su derecha?**

d) **¿Por qué el rubidio tiene una EI_1 inferior a la del litio?**

e) **¿Por qué el galio tiene una EI_1 menor que el calcio?**

a) Porque resulta sencillo, desde el punto de vista energético, arrancar el único electrón de valencia que tienen. Al hacerlo, adquieren la configuración electrónica estable de gas noble.

b) Eso indica que sus configuraciones electrónicas, con todos los niveles y subniveles llenos de electrones, les confieren gran estabilidad y cuesta mucho, desde el punto de vista energético, destruir esa estabilidad arrancándoles un electrón.

c) El Be tiene el subnivel s de la última capa lleno de electrones y eso le confiere cierta estabilidad. Sin embargo, el boro tiene incompleto (con solo 1 electrón) el subnivel p de su última capa, y resulta más fácil arrancarle un electrón. Este hecho predomina sobre el del aumento de la carga nuclear del boro, que, de ser mayor su influencia, otorgaría al boro una más alta EI_1.

d) Porque el electrón de valencia se halla muy lejos del núcleo (el Rb tiene más capas que el Li) y resulta más fácil arrancarle un electrón (proporcionar menos cantidad de energía).

e) La respuesta es idéntica a la del apartado *c)*.

19 **Ordena de mayor a menor electronegatividad los elementos de números atómicos 1, 6, 9, 19 y 55. A la vista de la ordenación, ¿quiénes son más electronegativos, los metales o los no metales?**

Conociendo los números atómicos y observando los valores de electronegatividad que aparecen en la figura 4.30 del *Libro del alumno*, concluimos el siguiente orden:

$$F > C > H > K > Cs$$

Son más electronegativos los no metales.

20 **Sabiendo que las energías de ionización del Li, el Cs, el Si y el S, en kJ/mol, son, respectivamente, 520, 376, 786 y 1 000:**

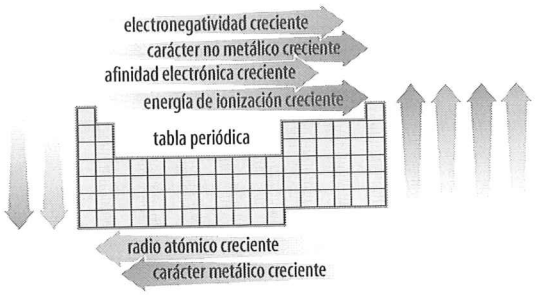
a) **Ordénalos, de mayor a menor, según su carácter metálico.**

b) **Ordénalos, de mayor a menor, según su carácter no metálico.**

a) Teniendo en cuenta que cuanto menor sea la energía de ionización, mayor es el carácter metálico, tenemos que: $Cs > Li > Si > S$

b) El carácter no metálico debe variar al revés: $S > Si > Li > > Cs$

21 **Fíjate en la figura 4.34 y ordena los siguientes elementos por orden creciente de cada una de las propiedades periódicas: Li, Sr, Mo, Os, Al, Se y Br.**



Carácter no metálico, afinidad electrónica, energía de ionización, electronegatividad:

$$Br > Se > Al > Os > Mo > Sr > Li$$

Radio atómico, carácter metálico:

$$Li > Sr > Mo > Os > Al > Se > Br$$

Cuestiones y problemas (páginas 108/109)

Modelos de Thomson y Rutherford

1 **¿Cómo se descubrieron los electrones? ¿Y los protones?**

Se descubrieron en los tubos de descarga: los electrones como rayos negativos que surgían del cátodo, y los protones como rayos positivos que surgían del ánodo cuando el gas existente en el tubo era el hidrógeno.

2 **¿Qué significa era nuclear?**

La época posterior al descubrimiento de la existencia en el átomo de una zona muy pequeña y densa, donde se encuentra prácticamente concentrada toda su masa y su carga positiva (el núcleo).

3 **¿Cómo se llegó a la conclusión de que debían existir los neutrones?**

Rutherford sugirió, en 1920, la existencia de un tercer tipo de partícula que, sin carga, tendría una masa parecida a la del protón y estabilizaría el núcleo. Propuso llamarle neutrón. Además, en el espectrógrafo de masas (fotocopiable 2) se comprobó que la masa de un elemento era superior a la de su carga nuclear.

4 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «cualquiera que sea el gas en el tubo, los rayos catódicos están formados por electrones en movimiento, y los rayos canales, por protones en movimiento».**

Es cierta la primera parte de la afirmación, pero la segunda solo es correcta cuando el gas sea el hidrógeno.

5 **¿Cómo se puede saber si los rayos catódicos viajan del cátodo al ánodo o del ánodo al cátodo?**

Porque producen luminiscencia en la pantalla de sulfuro de cinc, ZnS, que se encuentra al lado del ánodo.

6 **Indica algún experimento que permita demostrar que los rayos catódicos tienen masa y carga.**

Que tienen masa se demuestra con una rueda de paletas interpuesta en su camino (pueden hacerla girar); que tienen carga, con las desviaciones sufridas al situarlos en presencia de campos eléctricos o magnéticos.

7 **Calcula la carga que transporta 1 mol de electrones.**

En la UNIDAD 1 se vio que 1 mol de electrones son $6{,}022 \cdot 10^{23}$ electrones. Como la carga de uno de ellos es $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C, la de todos será:

$$6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}602 \cdot 10^{-19} = 96\,500 \text{ C}$$

8 **¿Cuántos electrones son necesarios para llevar una carga de 1 C?**

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{1e^-}{1{,}602 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = \frac{x \text{ e}}{1 \text{ C}}$$

$$x = 6{,}22\ 10^{18} \text{ electrones}$$

9 **Si la carga nuclear del cobre es $4{,}646 \cdot 10^{-18}$ C, calcula el número de cargas nucleares que contiene el núcleo del átomo de cobre.**

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{4{,}646 \cdot 10^{18} \text{ C}}{1{,}602 \cdot 10^{-19} \text{ C/protón}} = 29 \text{ protones}$$

10 **Considerando que la masa de un átomo de Li (6,015 u) reside totalmente en su núcleo, que el diámetro del núcleo es 10 000 veces inferior al del átomo, y sabiendo que el radio del átomo de Li (suponiendo que sea esférico) es 0,15 nm, calcula la densidad del núcleo de dicho átomo. Comenta el resultado.**

$$r_{\text{núcleo}} = \frac{r_{\text{átomo}}}{10\,000} = \frac{0{,}15 \cdot 10^{-7} \text{ cm}}{10\,000} = 0{,}15 \cdot 10^{-11} \text{ cm}$$

Suponiendo que el núcleo es una esfera perfecta:

$$V_{\text{núcleo}} = \frac{4}{3}\pi r^3 = \frac{4}{3}\pi\,(0{,}15 \cdot 10^{-11})^3 = 1{,}414 \cdot 10^{-35} \text{ cm}^3$$

Entonces, la densidad será:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{6{,}015 \text{ u} \cdot 1{,}66\ 10^{-24} \text{ g/u}}{1{,}414\ 10^{-35}} = 7{,}06 \cdot 10^{11} \text{ g/cm}^3$$

¡Se trata de una densidad altísima!

11 **Halla la densidad de un átomo de Li y compara el resultado con el del ejercicio anterior.**

Suponiendo una esfera perfecta como forma del átomo, tenemos:

$$V_{\text{átomo}} = \frac{4}{3}\pi r^3$$

$$V_{\text{átomo}} = \frac{4}{3}\pi\,(0{,}15 \cdot 10^{-7})^3 = 1{,}414 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

La densidad será:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{6{,}015 \text{ u} \cdot 1{,}66\ 10^{-24} \text{ g/u}}{1{,}414 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 0{,}706 \text{ g/cm}^3$$

Se trata de un valor muy inferior a la densidad del núcleo (un billón de veces más pequeño).

Números que identifican al átomo. Isótopos

12 **¿Qué representa el número atómico de un elemento?**

El número atómico de un elemento representa su carga nuclear, es decir, el número de protones que contiene.

13 **¿De qué nos informa el número másico de un isótopo?**

El número másico de un isótopo representa la cantidad de partículas masivas que contiene: protones más neutrones.

14 **Indica en qué se parecen y en qué se diferencian los isótopos de un elemento.**

Los isótopos de un elemento tienen la misma carga nuclear, pero distinta masa nuclear. Es decir, tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones.

15 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «todos los átomos con igual número atómico, cualquiera que sea su masa, pertenecen al mismo elemento químico».**

Verdadera: todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones.

16 **Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «un átomo con 6 protones y 6 neutrones en su núcleo tiene un número atómico 6 y un número másico 6».**

La segunda parte de la afirmación es falsa: tiene de número másico 12.

17 **Un ion Ca^{2+} tiene 18 electrones y 20 neutrones. ¿Cuántos protones posee? ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuál es su número másico?**

Si un ion está cargado con dos cargas positivas, su núcleo contiene dos protones más que los electrones existentes en la corteza. Es decir, tiene 20 protones (18 + 2). Por consiguiente: su número atómico es 20, y su número másico, 40.

18 **¿Cuál es la diferencia entre número másico y masa atómica de un isótopo?**

El número másico es siempre un número entero (ya que es el resultado de la suma de otros dos números enteros: número de protones más número de neutrones), y la masa atómica del isótopo es un número decimal inferior al anterior, debido a la pérdida de masa (transformada en energía) sufrida al formarse el núcleo.

19 **¿Cuál es la diferencia entre masa atómica de un isótopo y masa atómica del elemento que contiene el isótopo?**

La masa atómica de un elemento es la media ponderada de las masas atómicas de los isótopos que contiene.

20 **Como unidad de masa atómica se ha elegido la doceava parte de la masa del isótopo de carbono-12. ¿Por qué la masa atómica del carbono es, entonces, 12,011 u?**

Porque el elemento carbono tiene isótopos y la media ponderada de las masas atómicas de los isótopos que contiene resulta un número decimal.

21 **El Li tiene dos isótopos de masas atómicas 6,015 y 7,016, respectivamente. La masa atómica del Li es 6,941 u. Determina la abundancia de cada isótopo.**

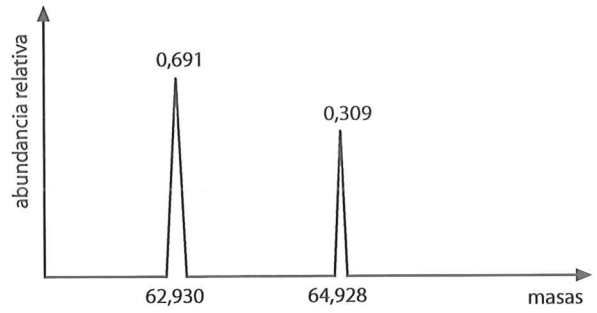
El promedio de la masa de 100 átomos es:

$$6{,}941 \cdot 100 = x \cdot 6{,}015 + (100 - x) \cdot 7{,}016$$

Resolviendo la ecuación anterior, obtenemos $x = 7{,}5\,\%$.

El isótopo de masa 6,015 abunda un 7,5 %, y el isótopo de masa 7,016, un 92,5 %.

22 **El espectro de masas de dos iones divalentes de un determinado elemento es el siguiente:**



¿De qué elemento se trata?

Con los datos de abundancia relativa y masas atómicas, hallamos el promedio:

masa atómica = 62,930 · 0,691 + 64,928 · 0,309 = 63,548

El valor obtenido corresponde al átomo de cobre (Cu).

Espectros. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Modelo de Bohr

23 **¿Qué diferencia hay entre el espectro de la luz visible y el de la luz que emite una sustancia cuando arde (o un gas cuando se le excita mediante descargas eléctricas)?**

El espectro de la luz visible es continuo, mientras que el que emite una sustancia cuando arde (o un gas cuando se le excita mediante descargas) es discontinuo o de rayas.

24 **Define los conceptos de longitud de onda y frecuencia de una radiación.**

La longitud de onda es la distancia (en m, cm, Å, etc.) entre dos puntos consecutivos de una onda que se hallan en el mismo estado de vibración. La frecuencia es el número de ondas que pasan por un punto en la unidad de tiempo; se mide en s1 o, lo que es lo mismo, en hertzios, Hz (en honor de Heinrich Rudolf Hertz).

25 **¿Qué afirma la hipótesis de Planck?**

Véase el epígrafe 4.2 del *Libro del alumno*.

26 **¿Cómo explica el modelo de Bohr los espectros atómicos?**

Al calentar un elemento gaseoso o cuando se le aplica una descarga eléctrica, los electrones de sus átomos promocionan a niveles superiores, con lo que su situación se torna inestable, ya que existe un alto contenido energético; por ello, cuando se retire la fuente energética, los electrones volverán a su estado fundamental, emitiendo el exceso de energía en forma de radiación que, pasada a través de un polarímetro, dará lugar al espectro.

27 **¿Por qué hubo que hacer correcciones al modelo de Bohr?**

Para explicar la estructura fina del espectro.

28 **Si un gas excitado mediante calor o descargas eléctricas deja una raya roja a 668 nm, ¿por qué cuando, sin estar excitado, se interpone en el camino de un haz de luz blanca, deja una raya negra, a 668 nm, sobre el fondo de los siete colores?**

En el primer caso emite luz roja de $\lambda = 668$ nm (espectro de emisión), mientras que en el segundo absorbe luz roja (de 668 nm) de la blanca que le llega (espectro de absorción).

29 **¿Cuáles de las siguientes líneas espectrales se encuentran en la región visible del espectro: 300 nm, 500 nm, 700 nm o 900 nm?**

La de 500 nm (verde) y la de 700 nm (rojo).

30 **¿Qué son las microondas?**

Las microondas son radiaciones electromagnéticas de baja energía, frecuencia y, por tanto, baja longitud de onda.

D 31 **Si excitamos todos los electrones de una muestra de átomos de hidrógeno hasta el nivel 4, al volver a estados de energía inferiores, ¿cuántas líneas aparecerán en el espectro de emisión resultante?**

Aparecerán 6 líneas: caídas del 4 al 1, del 4 al 2, del 4 al 3, del 3 al 2, del 3 al 1, y del 2 al 1.

32 **Averigua la longitud de onda de la radiación de frecuencia $4{,}8 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$.**

Aplicamos la relación existente entre longitud de onda y frecuencia y sustituimos datos:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8\ m\,s^{-1}}{4{,}8 \cdot 10^{15}\ s^{-1}} = 6{,}258 \cdot 10^{-8}\ m$$

33 **Calcula la energía del fotón correspondiente a una radiación de frecuencia $6 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$. Determina la longitud de onda de esa radiación.**

Aplicamos la ecuación que permite hallar el cuanto de energía:

$$E = h\nu = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J\,s \cdot 6 \cdot 10^{14}\ s^{-1} = 3{,}97 \cdot 10^{-19}\ J$$

Calculamos la longitud de onda:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8\ m\,s^{-1}}{6 \cdot 10^{14}\ s^{-1}} = 5 \cdot 10^{-7}\ m = 500\ nm$$

D 34 **Los rayos X tienen una longitud de onda que oscila entre 10^{-3} nm y 10 nm. Halla la energía correspondiente e intenta averiguar por qué se llama *penetrantes* a los primeros y *blandos* a los segundos.**

Aplicamos la ecuación que permite hallar el cuanto de energía:

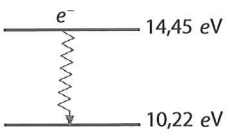
$$E_1 = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J\,s \cdot 3 \cdot 10^8\ m\,s^{-1}}{10^{-3}\ nm \cdot 10^{-9}\ m/nm} = 1{,}99 \cdot 10^{-13}\ J$$

Aplicamos de nuevo la ecuación anterior para el otro valor de la banda:

$$E_2 = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J\,s \cdot 3 \cdot 10^8\ m\,s^{-1}}{10\ nm \cdot 10^{-9}\ m/nm} = 1{,}99 \cdot 10^{-17}\ J$$

Estos últimos son menos energéticos que los anteriores (se los denomina blandos).

D 35 **Calcula la frecuencia de la radiación electromagnética que emite un electrón cuando realiza en un átomo el salto mostrado en la figura. ¿En qué parte del espectro electromagnético dejará marca?**



Aplicamos la ecuación que permite hallar la variación de energía correspondiente a un salto electrónico:

$$\Delta E = h\nu$$

Despejando la frecuencia y sustituyendo los datos:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{(14{,}45 - 10{,}22)\ eV \cdot 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J/eV}{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J\,s} =$$

$$= 1{,}02 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

Calculamos la longitud de onda:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8\ m\,s^{-1}}{1{,}02 \cdot 10^{15}\ s^{-1}} = 2{,}94 \cdot 10^{-7}\ m = 294\ nm$$

Pertenece a la región del ultravioleta.

Modelo de orbitales. Configuraciones electrónicas

36 **Realiza un resumen de los distintos modelos atómicos apoyándote en la siguiente tabla:**

Modelo	Ideas introducidas	Hechos que explican	Hechos que no explican
De Thomson	El átomo contiene electrones.	La naturaleza de los rayos catódicos.	La existencia de otras partículas. Los espectros atómicos.
De Rutherford	Un núcleo en el átomo, donde se encuentran los protones.	La gran fuerza de desviación de una pequeña región del átomo al incidir rayos α.	Que los electrones se puedan mantener girando alrededor del núcleo. Los espectros atómicos.
De Bohr	Los electrones solo pueden encontrarse en determinadas zonas del átomo.	Los espectros atómicos.	La estructura fina del espectro y la naturaleza ondulatoria de los electrones.
De los orbitales	Naturaleza ondulatoria de los electrones. Factores de probabilidad.	El principio de Heisenberg y la naturaleza ondulatoria de los electrones.	¿Por qué hay tantas partículas elementales? ¿Qué partículas son auténticamente elementales?

37 **¿Cuál es la diferencia entre órbita y orbital?**

La órbita es aquella región circular donde unas partículas, llamadas electrones, giraban a unas ciertas distancias del núcleo. Las distancias de las órbitas al núcleo podían ser medibles con precisión. Sin embargo, la naturaleza ondulatoria del electrón y el principio de incertidumbre de Heisenberg obligan a hablar de densidad de carga negativa en el átomo. Por otro lado, un orbital es la región del espacio en la que hay una alta probabilidad (entre el 90 % y el 99 %) de encontrar un electrón de determinada energía.

38 **¿Qué son los números cuánticos?**

Los números cuánticos son soluciones matemáticas de las ecuaciones de onda aplicadas a los electrones de un átomo. Están íntimamente relacionados con los orbitales.

39 **¿De qué manera restringe el valor de *l* a los valores de *m*?**

m toma todos los valores enteros comprendidos entre $-l$ y l pasando por el 0.

40 **¿Qué significa configuración electrónica de un elemento? ¿Qué reglas o principios deben tenerse en cuenta?**

La configuración electrónica de un elemento es el ordenamiento de los electrones de uno de sus átomos en los diferentes niveles y orbitales. Deben tenerse en cuenta la regla de la mínima energía, la regla de Pauli y la regla de Hund.

41 **PAU** **Un electrón está caracterizado por los siguientes números cuánticos: (3, 2, 0, 1/2). Indica el significado de cada número y su situación en el átomo.**

$n = 3$; $l = 2$; $m = 0$, y $s = 1/2$. Es un electrón de tipo 3d.

42 **Señala las semejanzas y diferencias existentes entre los orbitales 1s y 2s.**

La forma es idéntica: esférica por ser ambos orbitales s. Se diferencian en el tamaño y la energía, que son superiores en el 2s.

43 **¿Cuántos orbitales d existen? ¿Y f?**

Si el orbital es d, entonces $l = 2$ y $m = -2, -1, 0, 1, 2$. Como hay tantos orbitales como valores toma el número cuántico *m*, existirán 5 orbitales d. Razonando de la misma manera, puede deducirse que existirán 7 orbitales de tipo f.

44 **PAU** **Da los cuatro números cuánticos del electrón más energético de un átomo de número atómico 3, 6 y 18.**

Si $Z = 3$, su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^1$; el electrón más energético es uno situado en el orbital 2s. Por tanto, los números cuánticos podrían ser (2, 0, 0, 1/2).

Si $Z = 6$, su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$; el electrón más energético es uno situado en el orbital 2p; sus números cuánticos podrían ser (2, 1, 1, 1/2).

Si $Z = 18$, su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$; el electrón más energético es uno situado en el orbital 3p, cuyos números cuánticos pueden ser (3, 1, 1, 1/2).

45 **PAU** **¿Cuántos electrones puede tener el número cuántico principal $n = 5$ en un átomo?**

Aplicamos la ecuación:

$$2n^2 = 2\ 5^2 = 50 \text{ electrones}$$

46 **Da los cuatro números cuánticos del electrón más energético de los siguientes átomos: Si, Fe, Br y Sn.**

Según lo comentado en el margen *Orbitales equivalentes* de la página 93:

- Si: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$

  Por tanto, $n = 3$; $l = 1$; $m = 0$; $s = 1/2$ o $1/2$.
- Fe: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

  Por tanto, $n = 3$; $l = 2$; $m = 2$; $s = 1/2$ o $1/2$.
- Br: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

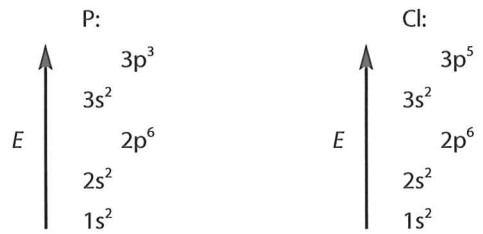
  Por tanto, $n = 4$; $l = 1$; $m = 0$; $s = 1/2$ o $1/2$.
- Sn: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$

  Por tanto, $n = 5$; $l = 1$; $m = 0$; $s = 1/2$ o $1/2$.

47 **¿Es lo mismo configuración electrónica de un átomo que configuración electrónica de un elemento?**

Sí. Todos los átomos de un elemento (incluidos los isótopos) tienen el mismo número de electrones totales.

48 **Dibuja la configuración electrónica del estado fundamental para los elementos P y Cl.**



49 **Escribe las configuraciones electrónicas de los halógenos e indica qué tienen en común.**

F: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

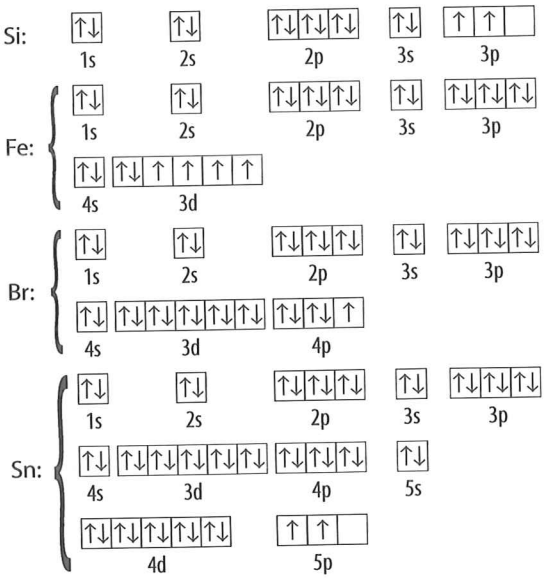
Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Br: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

I: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$

Los halógenos tienen en común el mismo número de electrones en la última capa (siete electrones de valencia), lo que permite anticipar que tendrán un comportamiento químico parecido.

D 50 PAU Identifica la configuración electrónica, según la notación de orbitales, de los elementos Si, Fe, Br y Sn, así como el grupo y el período al que pertenecen.



Si: grupo 14, período 3.

Fe: grupo 8, período 4.

Br: grupo 17, período 4.

Sn: grupo 14, período 5.

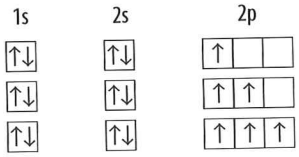
51 Indica la configuración electrónica de los iones O^{2-} y Na^+.

O^{2-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Na^+: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Ambas son configuraciones estables de gas noble.

52 ¿A qué átomos corresponden los siguientes diagramas de orbital?



a) Boro.

b) Carbono.

c) Nitrógeno.

El sistema periódico. Propiedades periódicas

53 ¿Cuál fue el criterio seguido por Mendeleiev al ordenar los elementos?

Al igual que Newlands, utilizó el orden creciente de masas atómicas como criterio de clasificación, pero, a diferencia del inglés, Mendeleiev cambió la longitud de las filas adaptándolas a las valencias de los elementos y no dudó en dejar huecos en aquellos lugares donde la prudencia aconsejaba no colocar ningún elemento de los conocidos, porque sus propiedades no correspondían a las de su columna, e incluso invertir el orden de alguno de ellos, para justificar sus propiedades.

54 ¿Cuál es el criterio que rige el ordenamiento de los elementos en el actual sistema periódico? ¿Por qué se ha seleccionado este criterio?

El criterio actual consiste en ordenar los elementos por orden creciente de sus números atómicos. De este modo se responde a las propiedades químicas de los elementos.

55 ¿Dónde tienen su electrón diferenciador los elementos de transición? ¿Y los de transición interna?

Los *elementos de transición* envían su electrón diferenciador a orbitales d del nivel del número anterior que el que indica su período. Los *elementos de transición interna* envían su electrón diferenciador a orbitales f del nivel del número dos unidades inferior al que indica su período.

56 ¿Qué es la energía de ionización? ¿Cómo varía en un grupo y en un período?

Es la energía necesaria (la que hay que comunicar) para arrancar el electrón más externo de un átomo aislado en estado gaseoso. Se mide en eV o en kJ/mol. El proceso origina un ion positivo o catión. Cuanto menor sea la fuerza con que el electrón se encuentra unido a su átomo, más fácil será este proceso (menor energía de ionización), y mayor será su tendencia a convertirse en catión.

En general, la EI_1 disminuye al descender en el grupo, pues el electrón externo se encuentra más alejado del núcleo y cuesta menos arrancarlo, mientras que al avanzar por el período hacia la derecha, la EI_1 aumenta, ya que se incrementa la carga nuclear, y al estar más atraídos los electrones, cuesta más arrancarlos.

57 ¿Qué mide la electronegatividad de un elemento? Indica los cinco elementos más electronegativos.

Mide la tendencia que tiene su átomo a atraer hacia sí el par de electrones de su enlace con otro átomo. Se mide en unidades arbitrarias deducidas por el estadounidense Linus Pauling. Los cinco elementos más electronegativos son F, O, Cl, N y Br.

58 ¿Cuántos elementos hay en el cuarto período?

En el cuarto período hay 18 elementos.

D 59 ¿Podemos asegurar que el radio de un átomo es una constante del átomo?

No, pues el tamaño de la nube electrónica es variable y depende de la naturaleza del átomo con el que se una.

60 PAU Dispón los siguientes átomos en orden creciente de su radio atómico: N, Mg y Al.

Según los valores de la figura 4.27:

$$r_N < r_{Al} < r_{Mg}$$

61 ¿Cuál es la relación existente entre carga nuclear y energía de ionización?

No hay una relación fija. En una primera aproximación, cuanto mayor sea la *carga nuclear* mayor será la *energía de ionización* (cuesta más arrancar los electrones); eso es, salvo alguna excepción, lo que ocurre al recorrer un período; pero si, como consecuencia del aumento de la carga nuclear, se incrementara el número de capas electrónicas y el electrón se encontrara, por tanto, más lejos del núcleo, la energía de ionización disminuiría (lo que sucede al bajar en los grupos).

62 PAU Dispón estos elementos en orden creciente de sus energías de ionización: Br, F, Li, Be y Cs.

Según los valores de la figura 4.29:

$$EI_{Cs} < EI_{Li} < EI_{Be} < EI_{Br} < EI_F$$

63 Compara y explica los tamaños relativos de H^+, H y H^-.

$r_{H^-} > r_H > r_{H^+}$. Cualquier ion negativo es más grande que su átomo neutro por la repulsión que provoca la entrada del nuevo electrón. De forma inversa, un ion positivo, al perder un electrón, ve reducido el efecto de repulsión y la carga nuclear ejerce más atracción sobre la nube electrónica.

64 **¿Qué átomo tiene mayor radio: K o Ca; K o Br? ¿Por qué?**

$r_K > r_{Ca}$; $r_K > r_{Br}$. En un período, de izquierda a derecha, los radios atómicos de los elementos representativos disminuyen. Ello se debe al aumento de la carga nuclear, que origina una mayor atracción sobre la nube electrónica.

65 **Desde el punto de vista electrónico, ¿cuál es el criterio que permite diferenciar un elemento metálico de otro que no lo es?**

Un elemento metálico se caracteriza porque cede electrones fácilmente y no tiene tendencia a ganarlos, porque es poco electronegativo; los metales suelen tener los electrones de valencia en los niveles s y d, y los no metales en los p.

66 **¿Por qué el nitrógeno tiene más El_1 que el oxígeno?**

Porque el desapareamiento de electrones en los orbitales p que tiene en su estructura electrónica el N confiere estabilidad y es necesario un mayor aporte energético para destruirla.

67 **Según el ordenamiento de Mendeleiev, no se comprende por qué el telurio (de masa atómica 128) ha de colocarse delante del yodo (de masa atómica 127). ¿Cómo justificas la situación de estos dos elementos en el actual sistema periódico?**

No es la masa atómica del elemento el criterio que justifica la periodicidad de las propiedades químicas de los elementos; es el número atómico el que realmente responde a las propiedades químicas de los elementos, y, según este criterio, el telurio tiene un número atómico inferior en una unidad al del yodo.

Evaluación (página 110)

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

1. **La lámina metálica del experimento dirigido por Rutherford:**

a) **Desviaba fuertemente la mayoría de las partículas.**

b) **Desviaba ligeramente muy pocas partículas.**

▶ ***c)*** **Desviaba fuertemente muy pocas partículas.**

2. **Sabiendo que la masa atómica del N es 14, la masa de su ion N^{3-} es:**

a) **17** ***b)*** **11** ▶ ***c)*** **14**

3. **Los núcleos $^{127}_{52}X$ y $^{127}_{53}Y$:**

a) **Pertenecen a átomos que son isótopos.**

▶ ***b)*** **Pertenecen a elementos que están colocados uno al lado del otro del sistema periódico.**

c) **No existen.**

4. **Es lo mismo decir masa atómica de un elemento que:**

a) **Masa atómica de uno de sus átomos.**

▶ ***b)*** **Masa promedio de las masas atómicas de los isótopos que contiene.**

c) **Masa de todos sus protones, neutrones y electrones.**

5. **El fotón emitido en una transición electrónica entre dos niveles cuya diferencia de energía es $2{,}09 \cdot 10^{-18}$ J:**

a) **Deja una marca en el espectro a una frecuencia de $3{,}16 \cdot 10^{16}\ s^{-1}$.**

b) **Deja una marca coloreada.**

▶ ***c)*** **Deja una marca en el espectro a una longitud de onda de $9{,}5 \cdot 10^{-8}$ m.**

6. **El siguiente estado cuántico (4, 3, 2, +1/2) representa:**

a) **Una combinación imposible.**

b) **Un electrón 4p.**

▶ ***c)*** **Un electrón 4f.**

7. **Dadas estas dos distribuciones electrónicas, A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$, y B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 4s^1$:**

a) **La A representa un átomo de potasio.**

b) **La A y la B representan elementos distintos.**

▶ ***c)*** **Se necesita más energía para extraer un e^- de A que de B.**

8. **Una especie química tiene $Z = 16$, y su configuración es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$. La especie química es:**

a) **Un gas noble.**

▶ ***b)*** **Un ion negativo.**

c) **El átomo de azufre.**

9. **Los elementos de un período, salvo excepciones:**

a) **Tienen mayor tamaño al incrementarse su número atómico.**

b) **Tienen propiedades parecidas.**

▶ ***c)*** **Presentan mayor electronegatividad al elevarse su Z.**

10. **Si comparamos los tamaños del Na, Cl, Na^+ y Cl^-, entonces:**

▶ ***a)*** $Cl^- > Cl$

b) $Na^+ > Na$

c) $Na^+ > Cl^-$

Cuestiones previas (página 111)

1. ¿Por qué los átomos, excepto los de los gases nobles, se unen unos con otros para formar compuestos?

Porque el sistema que forman es más estable y de menor contenido energético que los átomos por separado.

2. Distingue entre molécula y cristal.

Molécula es un pequeño agregado de átomos unidos entre sí mediante enlaces covalentes. Entre una molécula y otra se establecen fuerzas débiles de Van der Waals o enlace de hidrógeno.

Cristal es una estructura geométrica formada por infinidad de átomos o iones, unidos por enlace covalente, en el primer caso, y por fuertes fuerzas eléctricas, en el segundo.

3. ¿Qué relación existe entre el tipo de enlace y las propiedades que presenta una sustancia? Pon un ejemplo.

Si, por ejemplo, a temperatura ambiente, el cloruro de sodio es sólido mientras que el dióxido de carbono es gas. La explicación se encuentra en el tipo de enlace: el cloruro de sodio está formado por un agregado compacto de iones unidos mediante fuertes fuerzas de tipo eléctrico; mientras que el dióxido de carbono está formado por moléculas, CO_2, unidas entre sí mediante débiles fuerzas de Van der Waals.

4. ¿Por qué el cloruro de sodio (NaCl) sólido no conduce la corriente eléctrica, mientras que sí lo hace cuando está en disolución?

Porque en estado sólido los iones se encuentran fijos en la red cristalina, mientras que en disolución quedan libres y se pueden desplazar a los electrodos positivo y negativo (creando la corriente eléctrica).

5. ¿Por qué los metales son excelentes conductores del calor y de la electricidad?

A temperatura ambiente, los metales forman redes atómicas compactas donde los átomos metálicos han cedido sus electrones de valencia y componen una nube o gas electrónico que se mueve libremente entre la malla que forman los cationes resultantes. Esta libertad de desplazamiento de los electrones es lo que confiere al metal sus propiedades conductoras.

Actividades (páginas 115/124)

1 Observa los valores de la tabla 5.2 e indica por qué los puntos de fusión de los compuestos iónicos disminuyen al descender en el grupo.

Compuesto iónico	Puntos de fusión (°C)
NaF	990
NaCl	800
NaBr	750
NaI	660
MgO	2 664
CaO	2 570
SrO	2 430
BaO	1 925

Porque las fuerzas eléctricas entre los iones disminuyen según desciende la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el compuesto iónico (el flúor es más electronegativo que el cloro, este más que el bromo, etc.), y entonces es más fácil destruir la red cristalina (se necesita un menor aporte energético) y, consecuentemente, fundir la sal.

2 Disocia estas sales: sulfuro de potasio, K_2S, bromuro de aluminio $AlBr_3$ y nitrato de plomo(II), $Pb(NO_3)_2$.

$K_2S \rightarrow 2\,K^+ + S^{2-}$

$AlBr_3 \rightarrow Al^{3+} + 3\,Br^-$

$Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\,NO_3^-$

3 PAU Explica el enlace del nitruro de magnesio (Mg_3N_2) y del fluoruro de calcio (CaF_2).

- Mg_3N_2. Por la diferencia de electronegatividad entre ambos átomos, el enlace será predominantemente iónico.

  Configuraciones electrónicas:

  Mg: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$

  N: $1s^2\,2s^2\,2p^3$

  Para que ambos átomos adquieran la configuración estable de octeto, tres átomos de Mg han de transferir sus seis electrones de valencia (dos cada uno) a dos átomos de nitrógeno.

  $3\,[Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-]$

  $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2 \quad\quad 1s^2\,2s^2\,2p^6$

  $2\,[N + 3\,e^- \rightarrow N^{3-}]$

  $1s^2\,2s^2\,2p^3 \quad\quad 1s^2\,2s^2\,2p^6$

  Cada ion N^{3-} se rodea de iones Mg^{2+} formando una red cristalina mantenida por fuerzas electrostáticas.

- CaF_2. Por la diferencia de electronegatividad entre ambos átomos, el enlace será predominantemente iónico.

  Configuraciones electrónicas:

  Ca: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$

  F: $1s^2\,2s^2\,2p^5$

  Para que ambos átomos adquieran la configuración estable de octeto, un átomo de calcio ha de transferir sus dos electrones de valencia a dos átomos de flúor.

  $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2\,e^-$

  $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2 \quad\quad 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

  $2\,[F + 1\,e^- \rightarrow F^-]$

  $1s^2\,2s^2\,2p^5 \quad\quad 1s^2\,2s^2\,2p^6$

  Cada ion F^- se rodea de iones Ca^{2+} formando una red cristalina mantenida por fuerzas electrostáticas.

4 De manera razonada, encuentra la fórmula del compuesto formado cuando se unen átomos del elemento $_8X$ y átomos del elemento $_{55}Y$.

Desarrollamos sus configuraciones electrónicas:

- X: $1s^2\,2s^2\,2p^4$. Tendencia a captar dos electrones.
- Y: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^1$. Tendencia a ceder un electrón.

Como la diferencia de electronegatividad es acusada, el enlace será predominantemente iónico y se formarán dos iones Y^+ por cada ion X^{-2}.

$X + 2\,e^- \rightarrow X^{-2}$

$2\,Y \rightarrow 2\,Y^+ + 2\,e^-$

La fórmula del compuesto iónico será Y_2X.

5 **Explica si se dará enlace iónico entre átomos del elemento $_{20}X$ y entre átomos del elemento $_{37}Y$?**

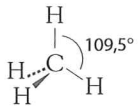
Desarrollamos sus configuraciones electrónicas:

- X: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6 4\,s^2$ Tendencia a ceder dos electrones.
- Y: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^1$. Tendencia a ceder un electrón.

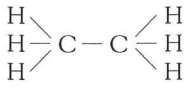
No habrá enlace iónico, ya que ambos tienen parecida electronegatividad.

6 **PAU** **Explica el enlace en las moléculas de metano (CH_4), etano (C_2H_6), amoníaco (NH_3), eteno (C_2H_4) y etino (C_2H_2).**

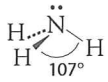
Metano, CH_4. Los átomos de carbono e hidrógeno tienen parecida electronegatividad. Entre los cinco átomos de la molécula se establecen enlaces covalentes sencillos:



Etano, C_2H_6. Razonando de igual forma que con la molécula anterior, los enlaces serán covalentes:

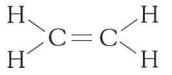


Amoníaco, NH_3. Los cuatro átomos logran la estabilidad compartiendo electrones. El enlace será covalente:



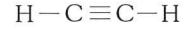
Eteno, C_2H_4. Dos hidrógenos rodean a cada átomo de carbono, lo que implica la compartición de dos electrones por parte de cada carbono con un electrón de cada átomo de hidrógeno.

Los átomos de hidrógeno consiguen la estabilidad, pero a los átomos de carbono les falta compartir dos pares de electrones. Lo consiguen compartiéndolos entre sí en un enlace covalente doble:



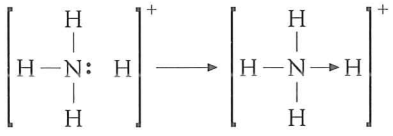
Etino, C_2H_2. Un hidrógeno rodea a cada átomo de carbono, lo que implica la compartición de un electrón entre un carbono y un hidrógeno.

Los átomos de hidrógeno consiguen la estabilidad, pero a los átomos de carbono les falta compartir tres pares de electrones. Lo consiguen compartiéndolos entre sí en un enlace covalente triple:



7 **¿Cómo se produce la unión de la molécula de amoníaco con un protón (H^+)?**

Debido a que el H^+ carece de electrones, debe ser, exclusivamente, el átomo de nitrógeno del amoníaco el que done su par de electrones libres para que sea compartido con el H^+, en un enlace covalente coordinado o dativo:



8 **PAU** **De los siguientes enlaces covalentes, indica el de mayor y el de menor polaridad: O—H, O—N y O—Cl. Razona tu respuesta.**

La polaridad de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman, así (tabla de la página 102):

O—H; $|3{,}5 - 2{,}1| = 1{,}4$

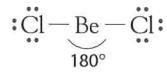
O—N; $|3{,}5 - 3{,}0| = 0{,}5$

O—Cl; $|3{,}5 - 3{,}0| = 0{,}5$

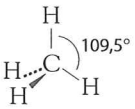
El enlace más polar es el O—H. Los otros dos tienen el mismo valor de polaridad.

9 **PAU** **Analiza si son polares o no polares las siguientes moléculas: cloruro de berilio ($BeCl_2$), metano (CH_4) y amoníaco (NH_3).**

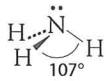
$BeCl_2$. La geometría de la molécula es lineal; por tanto, se anulan los efectos polares de los dos enlaces, y la molécula resulta apolar.



CH_4. La geometría tetraédrica de la molécula hace que se anule la polaridad de cada uno de los enlaces y hace al compuesto apolar.



NH_3. La forma piramidal de la molécula no consigue anular la polaridad de cada enlace, sino, al contrario, reforzarla. La molécula es polar.



10 **Ordena las siguientes sustancias en orden creciente a las fuerzas intermoleculares que actúan entre sus moléculas constituyentes: agua; hidrógeno y cloruro de hidrógeno.**

Las mayores fuerzas intermoleculares son los enlaces de hidrógeno, y se puede apreciar que únicamente una sustancia de las tres, agua, está formada por moléculas, H_2O, que se atraen mediante este tipo de fuerza.

Las otras dos sustancias están formadas por moléculas de H_2 y de HCl, respectivamente, en ambos casos son las fuerzas de Van der Waals las que explican la ligera atracción entre ellas. De los dos tipos de moléculas, son las de HCl, las que tienen unas mayores fuerzas de Van der Waals, ya que son del tipo dipolo-dipolo, mientras que las de H_2, son Van der Waals de inducción.

11 **Si los puntos de ebullición aumentan con la masa molar de la sustancia, razona por qué el agua tiene un punto de ebullición muy superior al del sulfuro de hidrógeno (H_2S).**

Se explica por la presencia de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua, de energía muy superior a las débiles fuerzas de Van der Waals existentes entre las moléculas de sulfuro de hidrógeno.

12 **Indica el tipo de enlace que:**

a) **Produce sustancias no conductoras en estado sólido.**

b) **Produce sustancias conductoras en disolución.**

c) **Explica el relativamente elevado punto de fusión y de ebullición del agua.**

d) **Hace que el punto de ebullición del fluoruro de hidrógeno (HF) sea mucho mayor que el del cloruro de hidrógeno (HCl).**

e) **Une a las moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl).**

a) Enlace iónico.

b) Enlace iónico.

c) El enlace de hidrógeno que se establece entre las moléculas de agua.

d) El enlace de hidrógeno que se establece entre las moléculas de HF y que no puede establecerse en el caso de las moléculas de HCl.

e) Fuerzas de Van der Waals dipolo-dipolo.

Cuestiones y problemas (páginas 128/129)

Naturaleza del enlace

1 **¿Por qué se enlazan los átomos?**

Porque el sistema que forman es más estable que los átomos por separado.

2 **¿A qué se llama longitud de enlace?**

Es la distancia que separa dos núcleos cuando forman un sistema de energía mínima.

3 **¿Cuál es la naturaleza última del enlace?**

Electrostática (al final todo se reduce a fuerzas de atracción eléctrica entre cargas).

4 **¿Qué condiciones energéticas se han de cumplir para que pueda afirmarse que se ha originado un enlace?**

Que disminuya el contenido energético del conjunto molecular respecto al que tenían los átomos por separado.

5 **Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y por qué:**

***a)* Al romperse un enlace químico, se libera energía.**

***b)* Al formarse un enlace químico, se desprende energía.**

***c)* Si se calienta agua hasta que se evapora, se rompen los enlaces O—H.**

a) Falsa; se absorbe energía.

b) Verdadera.

c) Falsa; no se rompen los enlaces O—H, sino los enlaces de hidrógeno intermoleculares.

Enlaces iónico, covalente y metálico

6 **¿Cuál es el requisito para que dos átomos se unan mediante un enlace iónico?**

Que exista una gran diferencia de electronegatividad entre ellos.

7 **¿Qué se entiende por enlace iónico?**

El enlace iónico es el producido por uniones entre iones de distinto signo, que constituyen una estructura en forma de red.

8 **¿Existen moléculas de compuestos iónicos?**

No. Los compuestos iónicos forman grandes agregados que dan lugar a redes cristalinas en donde cada ion tiende a rodearse del mayor número posible de iones de distinto signo.

9 **¿Qué es una red cristalina iónica?**

Una red cristalina iónica es una estructura sumamente ordenada, en la que cada ion se rodea de un número determinado de iones de signo contrario.

10 **¿Cuál es la idea que explica la unión de dos átomos mediante un enlace covalente?**

La compartición de electrones, es decir, dejar de pertenecer a un átomo en concreto para pasar a formar parte del conjunto molecular.

11 **Dados dos átomos, ¿puede uno solo de ellos proporcionar el par de electrones compartido?**

Puede ocurrir, en cuyo caso el enlace se llama coordinado o dativo.

12 **¿Explica la regla de los ocho electrones todos los enlaces covalentes que debe tener una molécula?**

No. Los átomos se pueden estabilizar sin necesidad de completar ocho electrones en la última capa, si bien muchos lo hacen así.

13 **¿Qué es un enlace covalente polar?**

El enlace covalente polar es aquel en el que la nube electrónica está algo más desplazada hacia uno de los átomos (el más electronegativo).

14 **¿Qué queremos decir con geometría molecular?**

La expresión se refiere a la disposición espacial de los átomos que integran la molécula.

15 **¿Cuál es la idea clave que encierra el enlace metálico?**

La existencia de electrones deslocalizados moviéndose entre los huecos de la red compacta que forman los cationes metálicos.

16 **Indica en cuál de los siguientes compuestos se encuentran los átomos en forma de iones:**

***a)* Bromuro de potasio (KBr)**

***b)* Óxido de bario (BaO)**

***c)* Cloro (Cl_2)**

***d)* Monóxido de nitrógeno (NO)**

En el bromuro de potasio, KBr, y en el óxido de bario, BaO, por la diferencia de electronegatividad entre sus átomos.

17 PAU **Predice el tipo de enlace que tendrá lugar entre los siguientes pares de elementos:**

***a)* P y O**

***b)* Cl y F**

***c)* Br y Li**

***d)* I y Si**

Haciendo uso de la tabla 5.3 y de la de electronegatividad de la UNIDAD 4 (figura 4.30, página 102 del *Libro del alumno*):

a) Covalente (diferencia de electronegatividad = 1,4).

b) Covalente (diferencia de electronegatividad = 1).

c) Iónico (diferencia de electronegatividad = 1,8).

d) Covalente (diferencia de electronegatividad = 0,7).

18 **Clasifica los siguientes compuestos como iónicos o covalentes:**

***a)* Dióxido de azufre (SO_2)**

***b)* Nitrato de potasio (KNO_3)**

***c)* Ácido carbónico (H_2CO_3)**

***d)* Tricloruro de nitrógeno (NCl_3)**

***e)* Óxido de dilitio (Li_2O)**

***f)* Ácido sulfúrico (H_2SO_4)**

Son covalentes los compuestos *a)*, *c)*, *d)* y *f)*.

Son iónicos los compuestos *b)* y *e)*.

19 **Predice la carga del ion más estable de los siguientes átomos: Ba, Br, Cs, Al y O.**

Ba: +2; Br: −1; Cs: +1; Al: +3; O: −2

20 **¿Qué fórmula empírica presentarán los siguientes compuestos iónicos?**

a) **K y Cl**

b) **Mg y O**

c) **Mg y F**

d) **Al y O**

a) KCl

b) MgO

c) MgF_2

d) Al_2O_3

21 **Explica la formación del compuesto dicloruro de calcio ($CaCl_2$).**

Por la diferencia de electronegatividad entre ambos átomos, el enlace será predominantemente iónico.

Configuraciones electrónicas:

Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

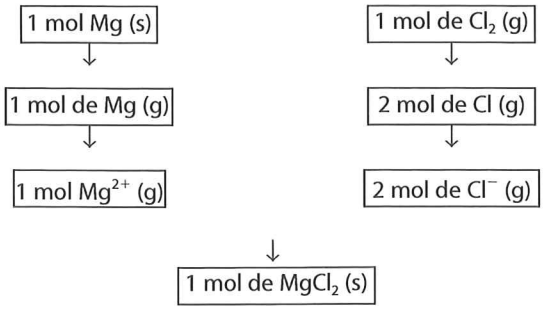
Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Para que ambos átomos adquieran la configuración estable de octeto, un átomo de calcio ha de transferir sus dos electrones de valencia a dos átomos de cloro.

$$\begin{array}{ccc} Ca & \rightarrow & Ca^{2+} + 2e^- \\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 & & 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \\ 2\,[Cl + 1e^- & \rightarrow & Cl^-] \\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 & & 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 \end{array}$$

Cada ion Cl^- se rodea de iones Ca^{2+} formando una red cristalina mantenida por fuerzas electrostáticas.

D22 **PAU** **Diseña el ciclo de Born-Haber para el dicloruro de magnesio ($MgCl_2$).**



23 **PAU** **La estructura electrónica de un determinado elemento es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$.**

a) **¿A qué grupo y período pertenece?**

b) **¿Cuál es su número atómico?**

c) **¿Qué tipo de enlace dará con otro elemento de configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$?**

d) **¿Qué fórmula tendrá el compuesto resultante de la unión de ambos?**

e) **¿Qué propiedades puedes anticipar que tendrá dicho compuesto?**

a) Al grupo 2, período 5.

b) $Z = 38$

c) Iónico.

d) XY_2; X ($Z = 38$), Y ($Z = 17$).

e) Las de los compuestos iónicos.

24 **El flúor se combina con el aluminio, con el calcio y con el rubidio.**

a) **Escribe las fórmulas de los fluoruros formados.**

b) **Indica cuál de ellos posee mayor carácter iónico.**

a) AlF_3, CaF_2, RbF

b) Debido a la mayor diferencia de electronegatividad, el de mayor carácter iónico es el RbF, y el siguiente es CaF_2.

25 **Si un átomo tiene seis electrones de valencia y se une con el hidrógeno, ¿cuántos enlaces covalentes forma?**

Dos sencillos.

26 **PAU** **Representa las estructuras de Lewis para las siguientes sustancias:**

a) **Bromuro de hidrógeno (HBr).**

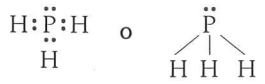
b) **Fosfina (PH_3).**

c) **Sulfuro de hidrógeno (H_2S).**

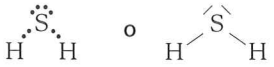
d) **Dicloruro de berilio ($BeCl_2$).**

a) HBr:

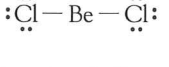
b) PH_3:



c) H_2S:



d) $BeCl_2$:



27 **De las siguientes sustancias, indica cuáles no cumplen la regla de Lewis:**

a) **Trifluoruro de boro (BF_3).**

b) **Monóxido de nitrógeno (NO).**

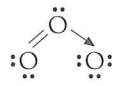
c) **Ozono (O_3).**

d) **Pentacloruro de fósforo (PCl_5).**

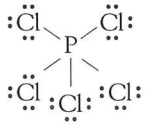
a) Trifluoruro de boro, BF_3. No la cumple, pues el boro se rodea de seis electrones.

b) Monóxido de nitrógeno, NO. No la cumple; se pone en juego un par de electrones.

c) Ozono, O_3. Sí la cumple.



d) Pentacloruro de fósforo, PCl_5. No la cumple; el fósforo se rodea de diez electrones.

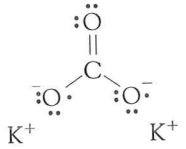


28 **¿Qué tipo de enlace presenta el nitrógeno: iónico, covalente polar, metálico o covalente apolar?**

Covalente apolar.

29 **Explica los enlaces que hay en el carbonato de potasio (K_2CO_3).**

Iónico entre los iones potasio y el ion carbonato, y en el interior del ion carbonato, enlaces covalentes.



30 **Ordena estos enlaces en orden creciente de polaridad: F—Cl, F— Na y F—F.**

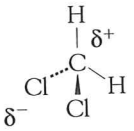
El más polar es F—Na, ya que es un enlace iónico. El siguiente es el F—Cl, y el menos polar será el F—F, ya que la diferencia de electronegatividad es la mínima posible, esto es, cero.

31 **PAU** **Justifica si las siguientes moléculas son polares o no polares: cloruro de hidrógeno (HCl), yodo (I_2) y diclorometano (Cl_2CH_2).**

La molécula HCl es polar, ya que su único enlace lo es (y lo es por la diferencia de electronegatividad entre los átomos H y Cl).

La molécula I_2 es apolar, debido a que entre sus dos átomos existe la misma electronegatividad (son dos átomos iguales).

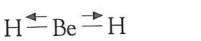
La molécula Cl_2CH_2 es polar, puesto que el carácter polar de los cuatro enlaces no queda compensado por simetría:



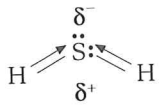
32 **¿Qué consecuencia se puede deducir del hecho de que el momento dipolar del dihidruro de berilio (BeH_2) sea nulo y el del sulfuro de hidrógeno (H_2S) no lo sea?**

El momento dipolar es una magnitud que nos indica lo polar que es una molécula, de tal forma que si fuera nulo, significaría que la molécula no es polar.

Esto nos lleva a asegurar que la geometría molecular del dihidruro de berilio, BeH_2, es lineal:



y la del sulfuro de hidrógeno, H_2S, angular:



33 **Completa la siguiente tabla escribiendo las fórmulas empíricas de los compuestos que se obtienen combinando los iones de distinto signo.**

	SO_4^{2-}	Cl^-	OH^-	$Cr_2O_7^{2-}$	NO_3^-	S^{2-}
Ca^{2+}	$CaSO_4$	$CaCl_2$	$Ca(OH)_2$	$CaCr_2O_7$	$Ca(NO_3)_2$	CaS
Fe^{2+}	$FeSO_4$	$FeCl_2$	$Fe(OH)_2$	$FeCr_2O_7$	$Fe(NO_3)_2$	FeS
Pt^{4+}	$Pt(SO_4)_2$	$PtCl_4$	$Pt(OH)_4$	$Pt(Cr_2O_7)_2$	$Pt(NO_3)_4$	PtS_2
K^+	K_2SO_4	KCl	KOH	$K_2Cr_2O_7$	KNO_3	K_2S
Ba^{2+}	$BaSO_4$	$BaCl_2$	$Ba(OH)_2$	$BaCr_2O_7$	$Ba(NO_3)_2$	BaS
Na^+	Na_2SO_4	NaCl	NaOH	$Na_2Cr_2O_7$	$NaNO_3$	Na_2S
Fe^{3+}	$Fe_2(SO_4)_3$	$FeCl_3$	$Fe(OH)_3$	$Fe_2(Cr_2O_7)_3$	$Fe(NO_3)_3$	Fe_2S_3
Cu^{2+}	$CuSO_4$	$CuCl_2$	$Cu(OH)_2$	$CuCr_2O_7$	$Cu(NO_3)_2$	CuS
Al^{3+}	$Al_2(SO_4)_3$	$AlCl_3$	$Al(OH)_3$	$Al_2(Cr_2O_7)_3$	$Al(NO_3)_3$	Al_2S_3

34 **Nombra todos los compuestos obtenidos en el ejercicio anterior.**

Sulfato de	Cloruro de	Hidróxido de
calcio	calcio	calcio
hierro(II)	hierro(II)	hierro(II)
platino(IV)	platino(IV)	platino(IV)
potasio	potasio	potasio
bario	bario	bario
sodio	sodio	sodio
hierro(III)	hierro(III)	hierro(III)
cobre(II)	cobre(II)	cobre(II)
aluminio	aluminio	aluminio

Dicromato de	Nitrato de	Sulfuro de
calcio	calcio	calcio
hierro(II)	hierro(II)	hierro(II)
platino(IV)	platino(IV)	platino(IV)
potasio	potasio	potasio
bario	bario	bario
sodio	sodio	sodio
hierro(III)	hierro(III)	hierro(III)
cobre(II)	cobre(II)	cobre(II)
aluminio	aluminio	aluminio

35 **Disocia las siguientes sales en disolución:**

a) **K_2S**

b) **Na_2CO_3**

c) **$CaCl_2$**

d) **Li_2SO_4**

e) **$K_2Cr_2O_7$**

La disociación de las sales es la siguiente:

a) $K_2S \rightarrow 2\ K^+ + S^{2-}$

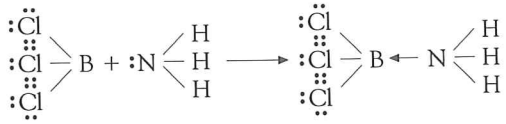
b) $Na_2CO_3 \rightarrow 2\ Na^+ + CO_3^{2-}$

c) $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ Cl^-$

d) $Li_2SO_4 \rightarrow 2\ Li^+ + SO_4^{2-}$

e) $K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2\ K^+ + Cr_2O_7^{2-}$

D36 **PAU** **Cuando se mezclan el tricloruro de boro (BCl_3) y el amoníaco (NH_3), ambos gases a temperatura ambiente, se forma un polvo blanco. Intenta desarrollar la estructura de Lewis del compuesto formado.**



Se forma un enlace covalente coordinado o dativo entre el átomo de nitrógeno del amoniaco y el átomo de boro del tricloruro de boro.

37 **PAU** **Un átomo de X tiene doce electrones, y otro de Y, nueve protones; ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?**

a) **La fórmula del compuesto formado por ambos es XY.**

b) **El símbolo del ion de X es X^{2-}.**

c) **La valencia principal de Y es 1.**

d) **El elemento X se encuentra en el grupo 2 del sistema periódico.**

e) **El elemento Y tiene 5 electrones en su último nivel electrónico.**

f) **El enlace entre ambos es predominantemente iónico.**

Las respuestas correctas son *c)*, *d)* y *f)*.

38 **La energía de disociación del H_2 es 435 kJ/mol. Calcula la energía necesaria para romper una sola molécula de H_2.**

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{435 \text{ kJ}} = \frac{1 \text{ molécula}}{x \text{ kJ}}$$

$$x = 7{,}2 \cdot 10^{-22} \text{ kJ} = 7{,}2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

39 **Halla el valor de la energía de disociación del F_2 (en kJ/mol), sabiendo que un fotón de frecuencia $4 \cdot 10^{14}$ s^{-1} posee la energía necesaria para romper una molécula de F_2.**

$$E = h\nu = 6{,}63\ 10^{-34} \text{ J s} \cdot 4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2{,}65\ 10^{-19} \text{ J}$$

Para 1 mol de moléculas, tendremos:

$$2{,}65 \cdot 10^{-19} \text{ J/molécula} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} =$$

$$= 159\,500 \text{ J/mol} = 159{,}5 \text{ kJ/mol}$$

D 40 **PAU** **Representa el ciclo de la formación del cloruro de potasio sólido a partir de sus materias primas y determina la energía que se libera en el proceso teniendo en cuenta los siguientes datos:**

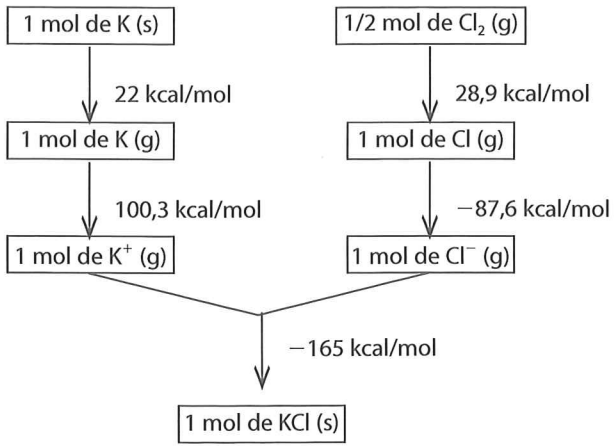
Energía de ionización del potasio: 100,3 kcal/mol

Afinidad electrónica del cloro: –87,6 kcal/mol

Energía de disociación del cloro: 57,8 kcal/mol

Energía de sublimación del potasio: 22 kcal/mol

Energía reticular del cloruro de potasio: –165 kcal/mol



1 mol de K (s) + 1/2 mol de Cl_2 (g) → 1 mol de K^+Cl^- (s)

$$\Delta E = -101{,}4 \text{ kcal}$$

Fuerzas intermoleculares

41 **¿Qué son las fuerzas intermoleculares?**

Las fuerzas intermoleculares son las interacciones existentes entre las propias moléculas.

42 **Ordena las siguientes fuerzas de mayor a menor intensidad: enlace de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals y enlace covalente.**

Covalente > enlace de hidrógeno > fuerzas de Van der Waals.

43 **Los puntos de ebullición del éter dimetílico (CH_3—O—CH_3) y el etanol (CH_3—CH_2—OH) son, respectivamente, −25 °C y 78 °C. Explica esta diferencia si ambos poseen la misma masa molar.**

En el etanol, CH_3—CH_2—OH, hay enlaces de hidrógeno que se establecen entre el átomo de hidrógeno de una molécula y el de oxígeno de la molécula vecina.

En el éter dimetílico, CH_3—O—CH_3, tales enlaces de hidrógeno no se establecen, ya que el átomo de H no está unido a ninguno de los tres átomos más electronegativos: F, O y N.

Este es el motivo que explica que el etanol sea líquido a temperatura y presión ambientales, mientras que el éter dimetílico es un gas.

44 **¿Por qué el agua es líquida a temperatura ambiente y el sulfuro de hidrógeno (H_2S), que es más pesado, es un gas?**

Por los enlaces de hidrógeno existentes entre las moléculas de H_2O, de mayor intensidad que los de las fuerzas de Van der Waals existentes entre las moléculas de H_2S.

45 **¿En cuáles de los siguientes compuestos existen enlaces de hidrógeno: HF, H_2O, CH_3 —CH_2OH, CH_3—NH_2, H_2O_2, NH_3, CH_3—O—CH_3, PH_3 y CH_3—COOH?**

En todos los compuestos, excepto en la fosfina, PH_3, y en el éter dimetílico, CH_3—O—CH_3, pues en ambos casos el de H no está unido a ninguno de los tres átomos más electronegativos.

46 **¿En cuál de estos dos compuestos son mayores las fuerzas intermoleculares: Cl_2 o HCl?**

Son mayores en el cloruro de hidrógeno, HCl, ya que, siendo en los dos compuestos del tipo de Van der Waals, en el HCl son de la clase dipolo-dipolo, mientras que en el Cl_2 son de inducción.

Propiedades de las sustancias según su tipo de enlace

47 **¿Guardan alguna relación las propiedades de una determinada sustancia con el tipo de enlace existente entre sus átomos?**

Sí. Es determinante.

48 **¿Qué tipo de sustancias son conductoras de la electricidad en estado sólido?**

Las metálicas.

49 **¿Por qué el cloruro de hidrógeno es soluble en agua, y el cloro y el hidrógeno no lo son?**

Porque el cloruro de hidrógeno es polar, y los otros dos compuestos (cloro e hidrógeno) son apolares.

50 **Asigna a cada una de estas sustancias: sodio, silicio, metano (CH_4), cloruro de potasio (KCl) y fluoruro de hidrógeno (HF), alguna de las siguientes propiedades:**

a) **Sus moléculas están unidas por fuerzas de Van der Waals.**

b) **Es un buen conductor con un punto de fusión moderadamente alto.**

c) **Es una sustancia covalente con alto punto de fusión.**

d) **Es un sólido no conductor que, no obstante, conduce la corriente una vez fundido.**

e) **Sus moléculas están unidas por enlaces de hidrógeno.**

a) CH_4 *d)* KCl

b) Na *e)* HF

c) Si

51 **Indica el tipo de enlace químico que debe romperse para:**

a) **Fundir hielo.**

b) **Fundir cloruro de sodio.**

c) **Fundir hierro.**

d) **Evaporar nitrógeno líquido.**

a) Enlaces de hidrógeno.

b) Enlaces iónicos.

c) Enlaces metálicos.

d) Enlaces por fuerzas de Van der Waals.

Cuestiones previas (página 131)

1. ¿Qué es una reacción química? ¿Cómo se produce?

Es aquel proceso por el que unas sustancias (reactivos) se transforman en otras nuevas (productos) mediante rupturas y formaciones de enlaces. Se produce por la colisión eficaz de las moléculas reactivas.

2. Ajusta la siguiente ecuación química:

$$C + O_2 \rightarrow CO$$

$2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$

3. Sabiendo que:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

Calcula el volumen de CO_2, medido en condiciones normales, que se formará al quemar 2 mol de metano (CH_4).

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{1\text{ mol de } CH_4}{22{,}4\text{ L de } CO_2} = \frac{2\text{ mol de } CH_4}{x\text{ L de } CO_2};\ x = 44{,}8\text{ L de } CO_2$$

4. ¿Qué es una *reacción exotérmica*?

Una reacción exotérmica es aquella en la que desprende energía.

5. ¿Qué son los catalizadores? ¿Actúan todos de la misma forma?

Los catalizadores son sustancias que, añadidas a una reacción, modifican mucho su velocidad. No todos actúan de la misma forma; los hay que aceleran el proceso químico (catalizadores positivos) y otros que lo retardan (catalizadores negativos o inhibidores).

7. ¿Qué es la química industrial?

Es una rama de la ingeniería química que comprende el estudio de los procesos químicos que tienen por finalidad, tanto la extracción de materias primas como su transformación en productos elaborados.

Actividades (páginas 133/150)

1 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

a) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

b) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$

c) $Mg_3N_2 + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + NH_3$

d) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

e) $Al(NO_3)_3 + Na_2S \rightarrow Al_2S_3 + NaNO_3$

f) $CaH_2 + H_2O \rightarrow H_2 + Ca(OH)_2$

a) $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

b) $2\ NH_3 + 5/2\ O_2 \rightarrow 2\ NO + 3\ H_2O$

c) $Mg_3N_2 + 6\ H_2O \rightarrow 3\ Mg(OH)_2 + 2\ NH_3$

d) $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

e) $2\ Al(NO_3)_3 + 3\ Na_2S \rightarrow Al_2S_3 + 6\ NaNO_3$

f) $CaH_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + Ca(OH)_2$

2 ¿Están ajustadas estas ecuaciones químicas? Ajústalas si no lo están.

a) $KNO_3 \rightarrow O_2 + KNO_2$

b) $2\ FeS + 7\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 2\ SO_2$

c) $Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$

d) $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

e) $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

f) $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow NaOH + CaCO_3$

a) $2\ KNO_3 \rightarrow O_2 + 2\ KNO_2$

b) No. Quedaría ajustada con el coeficiente 7/2 delante del O_2.

$$2\ FeS + 7/2\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 2\ SO_2$$

c) No. Quedaría ajustada con el coeficiente 2 delante del HNO_3.

d) Está ajustada.

e) Sí.

f) $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ NaOH + CaCO_3$

3 Lee de todas las formas posibles las siguientes reacciones:

a) $F_2\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow 2\ HF\ (g)$

b) $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (g)$

c) $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$

a) 1 mol de flúor gaseoso reacciona con 1 mol de hidrógeno gaseoso para dar 2 mol de fluoruro de hidrógeno gaseoso
38 g de flúor gaseoso reacciona con 2 g de hidrógeno gaseoso para dar 40 g de fluoruro de hidrógeno gaseoso
22,4 L de flúor gaseoso reacciona con 22,4 L de hidrógeno gaseoso para dar 44,8 L de fluoruro de hidrógeno gaseoso, si las condiciones son normales.

b) 2 mol de hidrógeno gaseoso reacciona con 1 mol de oxígeno gaseoso para dar 2 mol de vapor de agua.

4 g de hidrógeno gaseoso reacciona con 32 g de oxígeno gaseoso para dar 36 g de vapor de agua.

44,8 L de hidrógeno gaseoso reacciona con 22,4 L de oxígeno gaseoso para dar 44,8 L de vapor de agua, si las condiciones son normales.

c) 2 mol de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 1 mol de oxígeno gaseoso para dar 2 mol de óxido de azufre(VI) gaseoso.

128 g de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 32 g de oxígeno gaseoso para dar 160 g de óxido de azufre(VI) gaseoso.

44,8 L de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 22,4 L de oxígeno gaseoso para dar 44,8 L de óxido de azufre(VI) gaseoso, si las condiciones son normales.

4 Se hace arder, en atmósfera de oxígeno, 30 g de etano (C_2H_6). Calcula:

a) **El volumen necesario de oxígeno en condiciones normales.**

b) **El volumen necesario de oxígeno a $p = 1{,}5$ atm y $T = 60$ °C.**

c) **El volumen de CO_2 que se ha obtenido en CN.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$$

a) Calculamos la masa molar del etano: 30 g/mol.

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 30\text{ g de } C_2H_6}{7\text{ mol de } O_2} = \frac{30\text{ g de } C_2H_6}{x\text{ mol de } O_2};\ x = 3{,}5\text{ mol de } O_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3{,}5\text{ mol} \cdot 0{,}082\text{ atm L/mol K} \cdot 273\text{ K}}{1\text{ atm}}$$

$$V = 78{,}4\text{ L}$$

b) Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V' = \frac{nRT'}{p'} = \frac{3{,}5 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol K} \cdot 333 \text{ K}}{1{,}5 \text{ atm}}$$

$$V' = 63{,}7 \text{ L}$$

c) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 30 \text{ g de } C_2H_6}{4 \text{ mol de } CO_2} = \frac{30 \text{ g de } C_2H_6}{y \text{ mol de } CO_2};\ y = 2 \text{ mol de } CO_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V'' = \frac{n'RT}{p} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol K} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V'' = 44{,}8 \text{ L}$$

5 **Se hizo reaccionar, a altas temperaturas, 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, originándose sulfuro de hierro(II)**

***a)* ¿Cuál es el reactivo limitante?**

***b)* ¿Qué cantidad de producto se ha formado?**

***c)* ¿Qué cantidad de reactivo en exceso quedó al final de la reacción?**

La ecuación que describe el proceso es:

$$S + Fe \rightarrow FeS$$

a) Hallamos la relación, en masa, en la que reaccionan el S y el Fe:

$$\frac{32{,}1 \text{ g de S}}{55{,}8 \text{ g de Fe}} = 0{,}58$$

entonces, para que reaccionen en su totalidad los 6,4 g de azufre sería necesario una cantidad de hierro de:

$$6{,}4 \text{ g}/x = 0{,}58;\ x = 6{,}4 \text{ g}/0{,}58 = 11{,}0 \text{ g de hierro}$$

Cantidad superior a la que disponemos. Por tanto, el reactivo limitante es el hierro y quien está en exceso es el S.

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{32{,}1 \text{ g de S}}{55{,}8 \text{ g de Fe}} = \frac{x \text{ g de S}}{6{,}5 \text{ g de Fe}};\ x = 3{,}7 \text{ g de S reaccionó}$$

La cantidad de producto formado es:

$$3{,}7 \text{ g de S} + 6{,}5 \text{ g de Fe} = 10{,}2 \text{ g de FeS}$$

c) 6,4 g − 3,7 g = 2,7 g de S sobrante

6 **PAU** **Se introducen 13,5 g de aluminio en 500 mL de una disolución 1,7 M de ácido sulfúrico. Sabiendo que uno de los productos es hidrógeno gaseoso, calcula:**

***a)* La cantidad de ácido sulfúrico que queda sin reaccionar.**

***b)* El volumen de gas obtenido a 27 °C y 2 atm.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$2 Al + 3 H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 H_2$$

a) Averiguamos cuál es el reactivo limitante:

Sabemos que 54 g de Al reaccionan con 294 g de H_2SO_4; entonces, 13,5 g de Al reaccionarán con 73,5 g de H_2SO_4.

Veamos cuántos gramos de H_2SO_4 contiene la disolución:

$$m = MV \cdot \text{masa molar}$$

$$m = 1{,}7 \text{ mol/L} \cdot 0{,}5 \text{ L} \cdot 98 \text{ g/mol} = 83{,}3 \text{ g de } H_2SO_4$$

Como esta cantidad supera los 73,5 g, el H_2SO_4 está en exceso en 9,8 g y, por consiguiente, el reactivo limitante es el Al.

b) Con el aluminio establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{54 \text{ g de Al}}{3 \text{ mol de } H_2} = \frac{13{,}5 \text{ g de Al}}{x \text{ mol de } H_2}$$

$$x = 0{,}75 \text{ mol de } H_2 \text{ gaseoso}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

y sustituimos datos:

$$V = \frac{0{,}75 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol de K} \cdot 300 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 9{,}23 \text{ L}$$

7 **Calcula la cantidad mínima de mineral de cinc del 20 % de pureza que se necesita para que reaccione totalmente con 0,5 L de disolución 1 M de HCl. Los productos de la reacción son cloruro de cinc e hidrógeno.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + 6 H_2$$

Hallamos la masa de HCl contenida en la disolución:

$$n = MV = 1 \text{ mol/L} \cdot 0{,}5 \text{ L} = 0{,}5 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0{,}5 \text{ mol} \cdot 36{,}5 \text{ g/mol} = 18{,}2 \text{ g de HCl}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{65{,}4 \text{ g de Zn}}{73 \text{ g de HCl}} = \frac{x \text{ g Zn}}{18{,}2 \text{ g de HCl}}$$

$$x = 16{,}4 \text{ g de Zn deben reaccionar}$$

Por tanto: $\frac{16{,}4 \text{ g de Zn} \cdot 100}{20 \text{ g de mineral}} = 82 \text{ g de mineral}$

8 **PAU** **El carbonato de calcio ($CaCO_3$) de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Calcula:**

***a)* La cantidad de CaO que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 kg de roca caliza que contiene un 70 % de $CaCO_3$.**

***b)* El volumen de CO_2 obtenido a 17 °C y 740 mmHg de presión.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

a) La cantidad de $CaCO_3$ que hay en 1 kg de piedra caliza es:

$$\frac{1 \cdot 70}{100} = 0{,}7 \text{ kg}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{0{,}100 \text{ kg de } CaCO_3}{0{,}056 \text{ kg de CaO}} = \frac{0{,}7 \text{ kg de } CaCO_3}{x \text{ kg de CaO}}$$

$$x = 0{,}392 \text{ kg de CaO}$$

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{100 \text{ g de } CaCO_3}{1 \text{ mol de } CO_2} = \frac{392 \text{ g de } CaCO_3}{x \text{ mol de } CO_2}$$

$$x = 3{,}92 \text{ mol de } CO_2 \text{ gaseoso}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales,

$V = \frac{nRT}{p}$, y sustituimos datos:

$$V = \frac{3{,}92 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol de K} \cdot 290 \text{ K}}{740/760 \text{ atm}} = 95{,}74 \text{ L}$$

9 **Se desea obtener 45 g de cloruro de cinc haciendo reaccionar un exceso de sulfuro de cinc con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico:**

***a)* ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico del 30 % se consumirá?**

***b)* ¿Qué volumen se producirá de sulfuro de hidrógeno medido en condiciones normales de presión y temperatura?**

La ecuación química que representa el proceso es:

$$ZnS + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2S$$

a) $ZnS + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2S$

(2 mol) (1 mol)

73 g $\rightarrow$ 136,4 g

x g $\rightarrow$ 45 g

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{73 \text{ g de HCl}}{x \text{ g de HCl}} = \frac{136{,}4 \text{ g de } ZnCl_2}{45 \text{ g de } ZnCl_2}$$

$$x = 24{,}1 \text{ g de HCl puro}$$

La cantidad necesaria de HCl del 30 % será superior a 24,1 g. Se calcula así:

$$\frac{24{,}1 \text{ g puros} \cdot 100 \text{ g del } 30\,\%}{30 \text{ g puros}} = 80{,}3 \text{ g de HCl del } 30\,\%$$

b) $ZnS + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2S$

136,4 g 22,4 L (en CN)

45 g x L (en CN)

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{136{,}4 \text{ g de } ZnCl_2}{45 \text{ g de } ZnCl_2} = \frac{22{,}4 \text{ L de } H_2S}{x \text{ L de } H_2S};\ x = 7{,}4 \text{ L de } H_2S$$

10 **Al calentar 13,5 g de un bicarbonato de amonio (NH_4HCO_3) impuro, se obtienen 3,4 L de dióxido de carbono medido en condiciones normales. Halla la pureza del bicarbonato de amonio empleado (además de CO_2, se obtienen NH_3 y H_2O).**

La ecuación química que representa el proceso es:

$$NH_4HCO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O + NH_3$$

79 g $\rightarrow$ 22,4 L

x g $\rightarrow$ 3,4 L

$$\frac{79 \text{ g de } NH_4HCO_3}{x \text{ g de } NH_4HCO_3} = \frac{22{,}4 \text{ L de } CO_2}{3{,}4 \text{ L de } CO_2}$$

$$x = 12 \text{ g de } NH_4HCO_3 \text{ puro}$$

$$\frac{12 \text{ g de } NH_4HCO_3 \text{ puros} \cdot 100 \text{ g del } x\,\%}{x \text{ g puros (\%)}} = 13{,}5 \text{ g};\ x = 88{,}9\,\%$$

11 **PAU** **Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo(II) con 920 g de yoduro de potasio, se obtienen 600 g de yoduro de plomo(II), así como nitrato de potasio. Determina el rendimiento de la reacción y establece cuál de los reactivos está en exceso.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$Pb(NO_3)_2 + 2\,KI \rightarrow PbI_2 + 2\,KNO_3$$

Para el cálculo del rendimiento, previamente se necesita conocer cuál es el reactivo que está en exceso o bien el reactivo limitante; para ello, hacemos uso de la siguiente relación:

$$\frac{331{,}2 \text{ g de } Pb(NO_3)}{2 \cdot 166 \text{ g de KI}} = \frac{500 \text{ g de } Pb(NO_3)_2}{x \text{ g de KI}}$$

$$x = 501{,}2 \text{ g de KI}$$

Como partimos de 920 g de KI, tendremos un exceso de 920 − 501,2 = 418,8 g, que son los gramos de KI que quedan sin reaccionar. Conocido el reactivo limitante, $Pb(NO_3)_2$, se calcula la cantidad de PbI_2 que se obtendría teóricamente:

$$\frac{500 \text{ g de } Pb(NO_3)_2}{x \text{ g de } PbI_2} = \frac{331{,}2 \text{ g de } Pb(NO_3)_2}{461{,}2 \text{ g } PbI_2}$$

$$x = 696 \text{ g de } PbI_2 \text{ teóricos}$$

Por tanto, el rendimiento será:

$$\text{rendimiento (\%)} = \frac{\text{masa de producto obtenido realmente}}{\text{masa de producto obtenido teóricamente}} \cdot 100 =$$

$$= \frac{600}{696} \cdot 100 = 86{,}2\,\%$$

12 **PAU** **A 100 cm^3 de una disolución de cloruro sódico 0,5 M, añadimos exceso de nitrato de plata ($AgNO_3$).**

***a)* Escribe la ecuación química ajustada que describe el proceso.**

***b)* Averigua la masa de cloruro de plata que obtendremos si el rendimiento de la reacción es del 55 %.**

a) $NaCl\,(ac) + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

b) Hallamos la masa de NaCl contenida en la disolución:

$$n = MV = 0{,}5 \text{ mol/L} \cdot 0{,}1 \text{ L} = 0{,}05 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0{,}05 \text{ mol} \cdot 58{,}5 \text{ g/mol} = 2{,}9 \text{ g de NaCl}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{58{,}5 \text{ g de NaCl}}{143{,}5 \text{ g de AgCl}} = \frac{2{,}9 \text{ g de NaCl}}{x \text{ g de AgCl}}$$

x = 7,1 g de AgCl se deberían obtener si el rendimiento fuera del 100 %, pero como es del 55 %, se obtendrá:

$$\frac{7{,}1 \text{ g} \cdot 55}{100} = 3{,}9 \text{ g de AgCl}$$

13 **PAU** **Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forman hidróxido de calcio e hidrógeno. Si el rendimiento de la reacción es del 60 %, calcula:**

***a)* La cantidad de hidróxido de calcio que se forma.**

***b)* El volumen que se obtiene de hidrógeno medido a 780 mmHg y 35 °C.**

a) La ecuación química que representa el proceso es:

$$CaH_2 + 2\,H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2\,H_2$$

(1 mol) $\rightarrow$ (1 mol)

42 g $\rightarrow$ 74 g

50 g $\rightarrow$ x g

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de } CaH_2}{50 \text{ g de } CaH_2} = \frac{74 \text{ g de } Ca(OH)_2}{x \text{ g de } Ca(OH)_2}$$

$$x = 88{,}1 \text{ g de } Ca(OH)_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 60 %:

$$\frac{88{,}1 \text{ g} \cdot 60}{100} = 52{,}9 \text{ g de } Ca(OH)_2$$

b) $CaH_2 + 2\,H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2\,H_2$

(1 mol) $\rightarrow$ (2 mol)

42 g $\rightarrow$ 2 mol

50 g $\rightarrow$ x mol

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de } CaH_2}{50 \text{ g de } CaH_2} = \frac{2 \text{ mol de } H_2}{x \text{ mol de } H_2};\ x = 2{,}4 \text{ mol de } H_2$$

Puesto que el rendimiento del proceso es del 60 %:

$$\frac{2{,}4 \text{ mol} \cdot 60}{100} = 1{,}44 \text{ mol de } H_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1{,}44 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol K} \cdot 308 \text{ K}}{(780/760) \text{ atm}} =$$

$$= 35{,}4 \text{ L de } H_2$$

14 **¿A qué tipo de transformación pertenecen las siguientes reacciones?**

a) $4\,HCl + O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,Cl_2$

b) $2\,Ba + O_2 \rightarrow 2\,BaO$

c) $2\,HgO \rightarrow 2\,Hg + O_2$

d) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + 2\,NO_2 + 1/2\,O_2$

a) De sustitución simple.

b) De formación.

c) De descomposición.

d) De descomposición.

15 Completa estas reacciones, ajústalas, y especifica a qué tipo pertenecen:

a) $\ldots + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + \ldots$

b) $H_2O + SO_3 \rightarrow \ldots$

c) $H_2 + \ldots \rightarrow NH_3$

a) $2\ Al + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2\ Cr$

Es una reacción de sustitución.

b) $H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

Es una reacción de combinación.

c) $3\ H_2 + N_2 \rightarrow 2\ NH_3$

Es una reacción de formación.

16 Indica el número de oxidación de cada uno de los elementos de los siguientes compuestos: O_2, H_2S, FeH_3, O_3, NO_3^-, $CaCO_3$.

$\overset{0}{O_2}$; $\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}$; $\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{H_3}$; $\overset{0}{O_3}$; $\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3^-}$; $\overset{+2}{Ca}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3}$

17 Describe el proceso que tiene lugar cuando un clavo de hierro se deja durante mucho tiempo a la intemperie.

Se oxida según el proceso:

$$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$$

18 En la descomposición de 2 mol de clorato de potasio se obtienen 3 mol de oxígeno gaseoso y 2 mol de cloruro de potasio sólido. Sabiendo que el proceso anterior desprende 89,6 kJ, escribe la ecuación termoquímica que lo representa y calcula la energía desprendida al descomponer 112,5 g de $KClO_3$.

La ecuación termoquímica es:

$$2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)\ \Delta E = -89{,}6\ kJ$$

Hallamos la masa molar del $KClO_3$ = 122,5 g/mol.

La cantidad que muestra el enunciado equivale a 0,92 mol; por consiguiente:

$$\frac{2\ mol}{0{,}92\ mol} = \frac{89{,}6\ kJ}{x\ kJ};\ x = 41{,}2\ kJ \text{ desprendidos}$$

19 Cuando se forma 1 mol de óxido de nitrógeno(II), NO (g), a partir de sus elementos gaseosos y en condiciones de 1 atm de presión y a 25 °C, se dice que $\Delta H_f°$ 90 kJ. Escribe la ecuación termoquímica que lo representa.

$$1/2\ N_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \rightarrow NO\ (g)\ \Delta H_f° = 90\ kJ$$

20 Clasifica las siguientes reacciones de menor a mayor velocidad:

a) $CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O\ (g)$

b) $2\ KClO_3\ (s) \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

c) $2\ KClO_3\ (s) + \text{calor} \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

d) $2\ KClO_3\ (s) + \text{calor} + MnO_2\ (s) \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g) + MnO_2\ (s)$

a) (es entre gases) > *d)* (temperatura alta y catalizador) > *c)* (temperatura alta) > *b)* (es muy lenta, porque el reactivo es sólido y se descompone muy despacio).

21 Define *materia prima* (utiliza Internet o un diccionario) y clasifica en distintos grupos las materias primas que han aparecido en el epígrafe 5, escribiendo tres ejemplos de cada una de ellas.

Materia prima es todo aquel sistema material que no ha sufrido ningún cambio previo al proceso al que se le va a tratar; es decir, son los sistemas materiales sobre los que va a recaer las acciones de la línea de producción de una determinada industria.

Materias primas naturales, obtenidas del medioambiente: el aire, del que se toma el oxígeno y el nitrógeno; el agua, del que se obtiene hidrógeno y la tierra, de la que saca petróleo, carbón, azufre y minerales; además de madera, grasas, frutos y alcaloides que se extraen de los seres vivos.

Materias primas sintéticas, originadas en las industrias de base: amoníaco, ácido sulfúrico, etanol, hidróxido de sodio, etc.

Materias primas de recuperación, aquellas que provienen de materiales o compuestos capaces de ser reciclados tales como papel, cartón, vidrio y embases

22 Enumera ventajas e inconvenientes de la industria química.

Ventajas: los productos obtenidos hacen que la vida sea más cómoda (ropa de calidad, alimentos suficientes, ocio, productos de limpieza, etc.) y se alargue un tiempo mayor (medicamentos, dietas saludables, cremas corporales, etcétera).

Inconvenientes: contaminación medioambiental: deterioro del medio ambiente en la extracción de las materias primas, subproductos contaminantes, efectos nocivos de estos productos, contaminación atmosférica debido a las fuentes de energía empleadas, etc.

23 ¿A qué tipo de industria pertenece la fabricación del amoníaco por el método de Haber y la obtención de ácido sulfúrico por el método de contacto o el de las cámaras de plomo? ¿Qué tipo de materias primas se utilizan en ambos casos?

La fabricación industrial del amoníaco y la del ácido sulfúrico pertenecen a las denominadas: industrias pesadas o de base.

Materias primas naturales. Para el amoníaco, H_2 del agua y N_2 del aire y para el ácido sulfúrico, S o minerales sulfurados de la tierra, O_2 del aire y H_2O.

24 Cita cuatro ejemplos de reacciones químicas de interés biológico. Puedes utilizar Internet.

Respiración celular, fotosíntesis, fermentaciones, reacciones metabólicas, etcétera.

Cuestiones y problemas (páginas 154/155)

Reacción y ecuación química

1 ¿Cuál es la diferencia existente entre mezcla y reacción química?

Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras que no están químicamente unidas, por lo que cada una mantiene su propia composición y propiedades. Una reacción química es un proceso en el que una o más sustancias (reactivos) se transforman en otra u otras sustancias de distinta naturaleza (productos).

2 ¿Cuál es la principal diferencia entre ecuación química y reacción química?

Una ecuación química es la representación, en el papel o en la pizarra, del proceso real de una reacción química.

3 ¿Qué significa ajustar una ecuación química? ¿Por qué es necesario hacerlo?

Ajustar una ecuación química consiste en encontrar unos coeficientes que, colocados delante de las fórmulas, consigan que se verifique la ley de conservación de la masa o de Lavoisier. Es necesario hacerlo para poder calcular estequiométricamente las cantidades de sustancias.

4 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

a) $Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

b) $HBF_4 + H_2O \rightarrow H_3BO_3 + HF$

c) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

d) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$

a) $Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$

b) $HBF_4 + 3\ H_2O \rightarrow H_3BO_3 + 4\ HF$

c) $C_4H_{10} + 13/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$

d) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + 2\ NO_2 + 1/2\ O_2$

5 **Escribe las ecuaciones ajustadas que representan las reacciones químicas que se describen a continuación:**

a) **Al calentar carbonato de amonio se libera amoníaco, dióxido de carbono y agua.**

b) **Al calentar óxido de mercurio(II) sólido, este se descompone y produce mercurio líquido y oxígeno gaseoso.**

c) **El cloruro de hierro(III) reacciona con el cloruro de estaño(II) para producir cloruro de hierro(II) y cloruro de estaño(IV).**

a) $(NH_4)_2CO_3 \rightarrow 2\ NH_3 + CO_2 + H_2O$

b) $2\ HgO\ (s) \rightarrow 2\ Hg\ (l) + O_2\ (g)$

c) $2\ FeCl_3 + SnCl_2 \rightarrow 2\ FeCl_2 \rightarrow SnCl_4$

6 **Completa y ajusta las reacciones entre:**

a) **El ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio.**

b) **El ácido fluorhídrico y el hidróxido de aluminio.**

a) $Ca(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$

b) $Al(OH)_3 + 3\ HF \rightarrow AlF_3 + 3\ H_2O$

D 7 **Escribe la ecuación iónica de la reacción, en disolución, del yoduro de potasio con el nitrato de plomo(II) para dar nitrato de potasio y yoduro de plomo(II).**

$$2\ K^+ + 2\ I^- + Pb^{2+} + 2\ NO_3^- \rightarrow 2\ K^+ + 2\ NO_3^- + 2\ I^- + Pb^{2+}$$

Estequiometría

8 **¿Qué se entiende por estequiometría?**

Estequiometría son todos aquellos cálculos aritméticos que se han de realizar en el estudio de una reacción química.

9 **«Lee», en gramos, las siguientes reacciones:**

a) **$2\ Al + 3\ Br_2 \rightarrow 2\ AlBr_3$**

b) **$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$**

a) 54 g de aluminio reaccionan con 480 g de bromo para dar 534 g de bromuro de aluminio.

b) 54 g de aluminio reaccionan con 219 g de cloruro de hidrógeno para dar 267 g de cloruro de aluminio y 6 g de hidrógeno.

10 **«Lee», en moles, las reacciones del ejercicio anterior.**

a) 2 mol de aluminio reaccionan con 3 mol de bromo para dar 2 mol de bromuro de aluminio.

b) 2 mol de aluminio reaccionan con 6 mol de cloruro de hidrógeno para dar 2 mol de cloruro de aluminio y 3 mol de hidrógeno.

11 **Determina las moléculas de oxígeno que se formarán a partir de 10^{25} moléculas de agua oxigenada.**

$$2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$$

Como por cada 2 moléculas de agua oxigenada se produce una de oxígeno, por cada 10^{25} moléculas de agua oxigenada se producirán $10^{25}/2$ moléculas de oxígeno.

12 **El óxido de hierro(II) (s) reacciona con el monóxido de carbono (g) para originar hierro (l) y dióxido de carbono (g). Ajusta la reacción y contesta las siguientes preguntas:**

a) **¿Qué cantidad de CO_2 se forma por cada 5 mol de hierro que se originan?**

b) **¿Qué cantidad de CO se necesita para producir 15 mol de hierro?**

$$FeO\ (s) + CO\ (g) \rightarrow Fe\ (l) + CO_2\ (g)$$

a) Por cada mol de Fe se forma 1 mol de CO_2; entonces, por cada 5 mol de Fe se formarán 5 mol de CO_2.

b) Se necesita 1 mol de CO para formar 1 mol de Fe; entonces, 15 mol de Fe necesitarán 15 mol de CO.

13 **PAU** **El hierro y el azufre reaccionan mediante calentamiento para formar sulfuro de hierro(III).**

a) **Escribe y ajusta la ecuación que representa el proceso.**

b) **Calcula los átomos de hierro que reaccionan con un mol de átomos de azufre.**

c) **¿A cuántos gramos de hierro equivalen esos átomos?**

a) $2\ Fe + 3\ S \rightarrow Fe_2S_3$

b) Establecemos la siguiente proporción:

Si 3 mol de átomos de S reaccionan con $2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, con 1 mol de átomos de S reaccionarán x átomos de Fe

$$x = 2/3 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe} = 4{,}01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

c) Si 1 mol de Fe equivale a $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, $4{,}01 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe equivaldrán a 0,666 mol de Fe; entonces:

$$\frac{1 \text{ mol de Fe}}{56 \text{g de Fe}} = \frac{0{,}666 \text{ mol de Fe}}{x \text{ g de Fe}};\ x = 37{,}3 \text{ g de Fe}$$

14 **¿Qué masa de oxígeno se necesita para quemar 30 g de etanol (C_2H_5OH)? En condiciones normales, ¿qué volumen de dióxido de carbono se desprende?**

$$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{46 \text{ g de } C_2H_5OH}{96 \text{ g de } O_2} = \frac{30 \text{ g de } C_2H_5OH}{x \text{ g de } O_2};\ x = 62{,}6 \text{ g de } O_2$$

$$\frac{46 \text{ g de } C_2H_5OH}{2 \cdot 22{,}4 \text{ L de } CO_2} = \frac{30 \text{ g de } C_2H_5OH}{x \text{ L de } CO_2};\ x = 29{,}2 \text{ L de } CO_2$$

15 **Calcula la masa de amoníaco que puede obtenerse con 10 L de hidrógeno medidos en condiciones normales y con exceso de nitrógeno, si el rendimiento de la reacción es del 70 %.**

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{3 \cdot 22{,}4 \text{ L de } H_2}{2 \cdot 17 \text{ g de } NH_3} = \frac{10 \text{ L de } H_2}{x \text{ g de } NH_3};\ x = 5{,}06 \text{ g de } NH_3$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 70 %, entonces $5{,}06 \text{ g} \cdot 70/100 = 3{,}5 \text{ g de } NH_3$.

D 16 **PAU** **Se tratan 200 g de carbonato de calcio con una disolución 4 M de HCl. Calcula:**

a) **El volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato.**

b) **El volumen de CO_2 obtenido a 15 °C y 750 mmHg.**

a) $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

$$\frac{100 \text{ g de } CaCO_3}{73 \text{ g de HCl}} = \frac{200 \text{ g de } CaCO_3}{x \text{ g de HCl}};\ x = 146 \text{ g de HCl}$$

Entonces:

$$n = \frac{146\text{ g}}{36{,}5\text{ g/mol}} = 4\text{ mol de HCl}$$

Como $M = \frac{n}{V}$, entonces, el volumen es:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{4\text{ mol}}{4\text{ mol/L}} = 1\text{ L de disolución}$$

b) $\frac{100\text{ g de } CaCO_3}{1\text{ mol de } CO_2} = \frac{200\text{ g de } CaCO_3}{x\text{ mol de } CO_2}$; $x = 2$ mol de CO_2

Como $pV = nRT$, entonces, el volumen será:

$V = nRT/p$; sustituimos datos:

$$V = \frac{2\text{ mol} \cdot 0{,}082\text{ atm L/mol K} \cdot 288\text{ K}}{(750/760)\text{ atm}} = 47{,}86\text{ L}$$

17 **Los carbonatos de metales pesados se descomponen por el calor en dióxido de carbono y el óxido del metal correspondiente. Calcula la masa de cal viva (CaO) que se obtiene al calentar 100 kg de piedra caliza que contiene un 80 % de $CaCO_3$.**

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

100 kg de caliza contienen: $100 \cdot 80/100 = 80$ kg de $CaCO_3$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{100\text{ g de } CaCO_3}{56\text{ g de CaO}} = \frac{80\,000\text{ g de } CaCO_3}{x\text{ g de CaO}}$$

$$x = 44\,800\text{ g de CaO} = 44{,}8\text{ kg}$$

18 **Se mezclan dos disoluciones, una de $AgNO_3$ y otra de NaCl, cada una de las cuales contiene 20 g de cada sustancia. Halla la masa de AgCl que se forma.**

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow NaNO_3 + AgCl$$

Hay que encontrar el reactivo limitante. Para ello, establecemos la siguiente relación estequiométrica:

170 g de $AgNO_3$ reaccionan con el NaCl suficiente para dar 143,5 g de AgCl.

20 g de $AgNO_3$ reaccionarán con una cantidad inferior a 20 g de NaCl para dar x g de AgCl:

$$x = 16{,}9\text{ g de AgCl}$$

El reactivo limitante es, pues, el $AgNO_3$.

19 **En la oxidación de 80 g de hierro con el suficiente oxígeno se obtienen 95 g de óxido de hierro(III). Determina:**

a) **El rendimiento de la reacción.**

b) **La cantidad de hierro que no se ha oxidado.**

a) La ecuación que describe el proceso es:

$$4\text{ Fe} + 3\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ Fe}_2\text{O}_3$$

(4 mol) (2 mol)

223,2 g $\rightarrow$ 319,2 g

80 g $\rightarrow$ x g

$$\frac{223{,}2\text{ g de Fe}}{80\text{ g de Fe}} = \frac{319{,}2\text{ g de } Fe_2O_3}{x\text{ g de } Fe_2O_3}; x = 114{,}4\text{ g de } Fe_2O_3$$

Como tan solo se obtienen 95 g de Fe_2O_3, el rendimiento será:

$$\frac{114{,}4\text{ g de } Fe_2O_3}{100\,\%} = \frac{95\text{ g de } Fe_2O_3}{x\,\%}; x = 83\,\%$$

b) $4\text{ Fe} + 3\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ Fe}_2\text{O}_3$

(4 mol) (2 mol)

223,2 g $\rightarrow$ 319,2 g

x g $\rightarrow$ 95 g

$$\frac{223{,}2\text{ g de Fe}}{x\text{ g de Fe}} = \frac{319{,}2\text{ g de } Fe_2O_3}{95\text{ g de } Fe_2O_3}; x = 66{,}4\text{ g de Fe}$$

Por consiguiente sobran:

$$80\text{ g} - 66{,}4\text{ g} = 13{,}6\text{ g de Fe}$$

20 **El clorobenceno, C_6H_5Cl, es un compuesto orgánico que se emplea para obtener insecticidas, desinfectantes, limpiadores... e incluso aspirina. Sabiendo que se obtiene a partir de la siguiente reacción: $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$, averigua la cantidad de benceno (C_6H_6) que es necesaria para obtener 1 kg de C_6H_5Cl, si el rendimiento es del 70 %.**

$$C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{78\text{ g de } C_6H_6}{112{,}5\text{ g de } C_6H_5Cl} = \frac{x\text{ g de } C_6H_6}{(1\,000 \cdot 100/70)\text{ g de } C_6H_5Cl}$$

$$x = 990{,}5\text{ g de } C_6H_6$$

21 **Un mineral contiene un 80 % de sulfuro de cinc. Calcula la masa de oxígeno necesaria para que reaccionen 445 g de mineral (se forma óxido de cinc y dióxido de azufre).**

$$2\text{ ZnS} + 3\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ ZnO} + 2\text{ SO}_2$$

Calculamos la masa de ZnS que contiene el mineral:

$$445\text{ g} \cdot \frac{80}{100} = 356\text{ g de ZnS}$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 97{,}4\text{ g de ZnS}}{3 \cdot 32\text{ g de } O_2} = \frac{356\text{ g de ZnS}}{x\text{ g de } O_2}; x = 175{,}4\text{ g de } O_2$$

22 **¿Qué volumen de disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4, 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución 1 M de NaOH?**

$$2\text{ NaOH} + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\text{ H}_2\text{O}$$

n (NaOH) $= VM = 0{,}01\text{ L} \cdot 1\text{ mol/L} = 0{,}01$ mol de NaOH

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2\text{ mol de NaOH}}{1\text{ mol de } H_2SO_4} = \frac{0{,}01\text{ mol de NaOH}}{x\text{ mol de } H_2SO_4}$$

$$x = 0{,}005\text{ mol de } H_2SO_4$$

Como $V = \frac{n}{M}$, $V = \frac{0{,}005\text{ mol}}{0{,}1\text{ mol/L}} = 0{,}05\text{ L} = 50\text{ mL}$

23 **La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.**

a) **Calcula las moléculas de agua que se producirán cuando se quemen 15 moléculas de dicho alcohol.**

b) **¿Qué cantidad de etanol reaccionará con $5{,}1 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno?**

$$C_2H_5OH + 3\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ CO}_2 + 3\text{ H}_2\text{O}$$

a) Por cada molécula de C_2H_5OH se obtienen 3 moléculas de H_2O; por consiguiente, por cada 15 moléculas de C_2H_5OH se obtendrán 45 moléculas de H_2O.

b) Establecemos la proporción:

$$\frac{1\text{ mol de } C_2H_5OH}{3 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ moléculas de } O_2} =$$

$$= \frac{x\text{ mol de } C_2H_5OH}{5{,}1 \cdot 10^{24}\text{ moléculas de } O_2}; x = 2{,}82\text{ mol de } C_2H_5OH$$

Clases de reacciones químicas

24 **¿Qué tipos de reacciones químicas conoces?**

- Reacciones de formación o de síntesis.
- Reacciones de descomposición.
- Reacciones de sustitución.
- Reacciones de neutralización.
- Reacciones de oxidación-reducción.

25 **¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base?**

Ácido es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones H^+. Base es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones OH^-.

26 **¿Qué se entiende por número de oxidación de un elemento en un compuesto?**

Número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga (real o formal) que tendría suponiendo que el compuesto estuviera formado exclusivamente por enlaces iónicos.

27 **¿Qué significa reducción? ¿Y oxidación?**

Todo proceso en el que se ganan electrones se llama reducción. Y en el que se pierden electrones se llama oxidación.

28 **Escribe la ecuación química (ajustada) correspondiente a la neutralización del ácido sulfúrico y el hidróxido de aluminio.**

$$3\ H_2SO_4 + 2\ Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

29 **Calcula el número de oxidación de cada uno de los elementos que intervienen en los compuestos o iones que forman parte de las reacciones químicas que se citan a continuación:**

a) $H_2\ (g) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ HCl\ (g)$

b) $3\ NO_2\ (g) + H_2O\ (l) \rightarrow 2\ HNO_3\ (l) + NO\ (g)$

c) $4\ NH_3\ (g) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ N_2\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$

d) $3\ Ag^+\ (aq) + PO_4^{3-}\ (aq) \rightarrow Ag_3PO_4\ (s)$

a) $\overset{0}{H_2}\ (g) + \overset{0}{Cl_2}\ (g) \rightarrow 2\ \overset{+1-1}{HCl}\ (g)$

b) $\overset{+4-2}{3\ NO_2}\ (g) + \overset{+1-2}{H_2O}\ (l) \rightarrow 2\ \overset{+1+5-2}{HNO_3}\ (l) + \overset{+2-2}{NO}\ (g)$

c) $\overset{-3+1}{4\ NH_3}\ (g) + \overset{0}{3\ O_2}\ (g) \rightarrow 2\ \overset{0}{N_2}\ (g) + 6\ \overset{+1-2}{H_2O}\ (g)$

d) $\overset{+1}{3\ Ag^+}\ (aq) + \overset{+5-2}{PO_4^{3-}}\ (aq) \rightarrow \overset{+1\ +5-2}{Ag_3PO_4}\ (s)$

30 **Una de las reacciones del ejercicio anterior no es de tipo redox; ¿de cuál se trata?**

La ***d)***. Los números de oxidación no cambian. No se produce oxidación ni reducción.

Energía de las reacciones químicas

31 **¿Mediante qué mecanismo unas sustancias se transforman en otras nuevas?**

La teoría de colisiones explica la ruptura y formación de enlaces. Por la teoría cinético-molecular sabemos que las moléculas están en continuo movimiento, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. Los choques entre moléculas son los causantes de las rupturas de enlaces. Para que el choque sea eficaz y rompa enlaces:

- Las moléculas deben tener suficiente energía cinética.
- Deben chocar con una orientación adecuada.

32 **¿Cómo se clasifican las reacciones químicas desde el punto de vista energético?**

Endotérmicas y exotérmicas.

33 **¿A qué se llama calor de reacción?**

Calor de reacción es la energía que se desprende o se absorbe en una reacción química. Normalmente, se mide en kJ/mol.

34 **¿Qué es y qué signo tiene la variación de entalpía de una reacción?**

La variación de entalpía de una reacción es la energía absorbida o desprendida en un proceso químico cuando este sucede a presión constante: $\Delta H = \Sigma H_{productos} - \Sigma H_{reactivos}$

Su signo es positivo en reacciones endotérmicas y negativo en reacciones exotérmicas.

35 **¿A qué se llama complejo activado? ¿Qué es la energía de activación?**

El complejo activado es un agregado inestable que constituye un estado de transición entre los reactivos y los productos. En este agregado, los enlaces entre los átomos de los reactivos quedan debilitados, y los enlaces entre los átomos de los productos se encuentran en proceso de formación.

Para que pueda formarse el complejo activado, se precisa una energía mínima llamada energía de activación. A partir de ese estado, el complejo activado puede derivar tanto hacia los reactivos como hacia los productos. En el perfil energético de una reacción, el complejo activado corresponde con el máximo de energía.

36 **En la reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno para formar amoníaco, ¿qué enlaces se rompen y cuáles se forman?**

Se rompe un enlace triple en la molécula de nitrógeno y un enlace sencillo en la molécula de hidrógeno y se forman tres enlaces sencillos en la molécula de amoniaco.

37 **Representa, dibujando las moléculas, la reacción del ejercicio anterior.**

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

38 **Justifica, haciendo referencia a las entalpías de formación, por qué algunas reacciones son endotérmicas, mientras que otras son exotérmicas.**

Serán endotérmicas aquellas reacciones en las que se cumpla esta relación:

$$\Sigma\Delta H_{productos} > \Sigma\Delta H_{reactivos}$$

Es decir, aquellas en donde la energía aportada para romper enlaces es superior a la energía liberada al formarse enlaces nuevos.

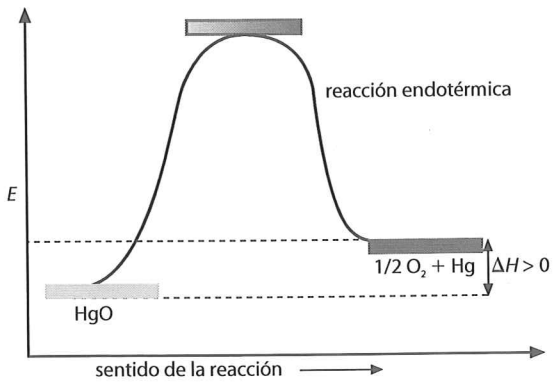
Será exotérmica en caso contrario.

39 **Representa las siguientes reacciones termoquímicas en diagramas de entalpía:**

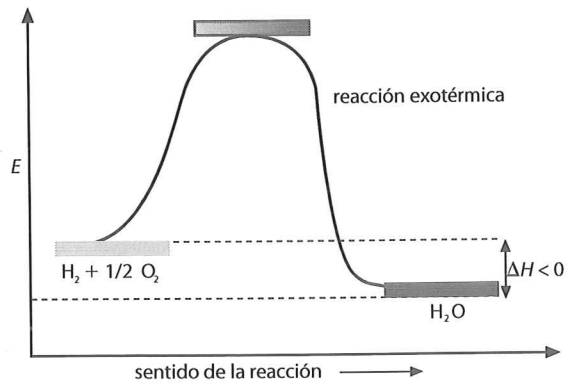
a) $HgO\ (s) \rightarrow 1/2\ O_2\ (g) + Hg\ (l)$

b) $H_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l)$

a)



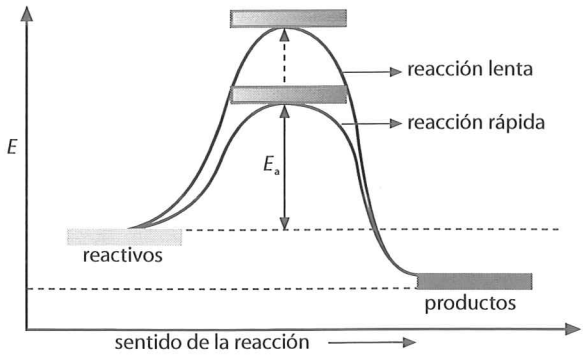
b)



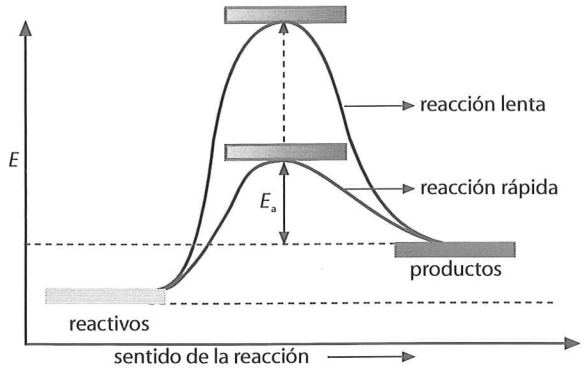
40 **Teniendo en cuenta que la variación de entalpía de formación del HCl (g), $\Delta H_f^\circ = -92{,}3$ kJ/mol, escribe la ecuación termoquímica correspondiente a la formación de 2 mol de HCl a partir de sus elementos (H_2 y Cl_2).**

$$H_2\,(g) + Cl_2\,(g) \rightarrow 2\,HCl\,(g)\ \Delta H_f^\circ = -184{,}6\ kJ$$

41 **Representa en una misma gráfica entalpía-sentido de reacción una reacción exotérmica lenta y otra rápida.**



42 **Representa en una misma gráfica entalpía-sentido de reacción una reacción endotérmica lenta y otra rápida.**



43 **Sabiendo que C (s) + 1/2 O_2 (g) → CO (g) implica que ΔH_f° = = −110,5 kJ, calcula el calor desprendido a 25 °C y 1 atm, cuando se forman 20 g de CO (g).**

Como las condiciones de presión y temperatura son idénticas, podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{28\text{ g de CO}}{110{,}5\text{ kJ}} = \frac{20\text{ g de CO}}{x\text{ kJ}};\ x = 78{,}9\text{ kJ desprendidos}$$

44 **Sabiendo que H_2 (g) + Br_2 (l) → 2 HBr (g), $\Delta H_f^\circ = -72{,}8$ kJ, calcula la variación de entalpía de formación del HBr.**

Si al formarse dos moles de HBr se desprenden 72,8 kJ, al formarse 1 mol se desprenderán 36,4 kJ.

45 **Cuando se quema un mol de etanol (C_2H_5OH) a 298 K y presión constante, se libera 1 365 kJ de calor. Escribe la ecuación termoquímica correspondiente y calcula la variación de entalpía.**

$$C_2H_5OH\,(l) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(l);\ -1\,365\ kJ$$

$$\Delta H = -1\,365\ kJ$$

46 **El calor de combustión del ácido acético (ácido etanoico) líquido es −874 kJ/mol. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono gas y del agua líquida son, respectivamente, −393,5 y −285,6 kJ/mol:**

a) **Determina la entalpía de formación estándar del ácido acético líquido.**

b) **¿Qué producirá más calor: la combustión de 1 kg de carbono o la de 1 kg de ácido acético?**

$$C_2H_4O_2 + 2\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O$$

a) Aplicando la ecuación **6.2**:

$$\Delta H = \Sigma\Delta H_{productos} - \Sigma\Delta H_{reactivos}$$

$$-874\text{ kJ} = [2\text{ mol} \cdot (-393{,}5\text{ kJ/mol}) +$$

$$+ 2\text{ mol} \cdot (-285{,}6\text{ kJ/mol})] - [\Delta H^\circ + 0\text{ kJ/mol}]$$

$$\Delta H^\circ = -484{,}2\text{ kJ}$$

b) Observando el valor de la entalpía de formación estándar del CO_2 ($C + O_2 \rightarrow CO_2$), podemos concluir que la combustión de 1 mol de carbono produce 393,5 kJ. Como un mol de C equivale a 12 g, la combustión completa de 1 kg de C producirá:

$$\frac{1\,000\text{ g} \cdot 393{,}5\text{ kJ}}{12\text{ g}} = 32\,792\text{ kJ}$$

Observando el valor del calor de combustión del $C_2H_4O_2$, podemos concluir que la combustión de 1 mol de este compuesto produce 874 kJ. Como un mol de $C_2H_4O_2$, equivale a 60 g, la combustión completa de 1 kg de $C_2H_4O_2$, producirá:

$$\frac{1\,000\text{ g} \cdot 874\text{ kJ}}{60\text{ g}} = 14\,566{,}7\text{ kJ}$$

Por consiguiente, produce más calor la combustión de 1 kg de carbono.

D47 **PAU** **Sabiendo que 2 Al_2O_3 (s) → 4 Al (s) + 3 O_2 (g), ΔH° = = 3 339,6 kJ, calcula:**

a) **El calor de formación del trióxido de dialuminio.**

b) **Cuánto valdrá el calor desprendido, a 1 atm y 25 °C, al formarse 10 g de trióxido de dialuminio.**

a) Aplicando la ecuación **6.2**:

$\Delta H = \Sigma\Delta H_{productos} - \Sigma\Delta H_{reactivos}$; tenemos:

$$3\,339{,}6\text{ kJ} = [0] - [2\,\Delta H^\circ];\ \Delta H^\circ = -1\,669{,}8\text{ kJ/mol}$$

b) Establecemos la proporción:

$$\frac{102\text{ g/mol de } Al_2O_3}{1\,669{,}8\text{ kJ}} = \frac{10\text{ g de } Al_2O_3}{x\text{ kJ}};\ x = 163{,}7\text{ kJ}$$

48 **PAU** **Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos de formación, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, el agua y el ácido fórmico (ácido metanoico), así como la reacción de combustión del ácido fórmico. A continuación determina la entalpía de combustión de este ácido. Datos: ΔH_f° (CO_2) = −393,5 kJ/mol; ΔH_f° (H_2O) (l) = = −285,6 kJ/mol; $\Delta H^\circ f$ (HCOOH) = −415 kJ/mol**

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$H_2 + 1/2\,O_2 \rightarrow H_2O$$

$$C + O_2 + H_2 \rightarrow HCOOH$$

$$HCOOH + 1/2\,O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Aplicamos la ecuación **6.2**:

$\Delta H = \Sigma\Delta H_{productos} - \Sigma\Delta H_{reactivos}$; tenemos:

$$\Delta H = [1\text{ mol} \cdot (-393{,}5\text{ kJ/mol}) + 1\text{ mol} \cdot (-285{,}6\text{ kJ/mol})] -$$

$$- [1\text{ mol } (-415\text{ kJ/mol}) + 0] = -264{,}1\text{ kJ}$$

Velocidad de reacción

49 **¿Cómo puede medirse la velocidad de una reacción?**

La velocidad de una reacción puede obtenerse midiendo la disminución de concentración de uno de los reactivos o el aumento de concentración de uno de los productos en la unidad de tiempo.

50 **Enuncia y explica los factores que alteran la velocidad de una reacción química.**

Los factores que alteran la velocidad de una reacción química son:

Naturaleza de los reactivos. Las reacciones entre disoluciones iónicas son muy rápidas, pues consisten simplemente en la

reagrupación de iones. También son rápidas aquellas en las que únicamente hay un intercambio de electrones de unos iones a otros, así como las reacciones exotérmicas que se dan entre sustancias gaseosas, una vez adquirida la energía de activación necesaria.

Concentración de los reactivos. Según la teoría cinético-molecular, el número de choques es proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos que intervienen en la reacción.

Superficie de contacto. En las llamadas reacciones heterogéneas, los reactivos están en fases diferentes, y como la reacción solo se da en la superficie de contacto, la velocidad de reacción va a depender directamente del tamaño de este área de contacto. Es por este motivo por el que los reactivos sólidos se suelen triturar. Y las reacciones entre gases, o entre sustancias en disolución, son rápidas, pues el grado de división es el máximo posible.

Temperatura. La velocidad de las reacciones está fuertemente influida por la temperatura. Muchas reacciones que a temperatura ordinaria tienen una velocidad casi nula alcanzan una gran velocidad con un ligero aumento de la temperatura, por ejemplo las combustiones. La explicación es sencilla: al aumentar la temperatura, incrementa la energía cinética media y se eleva también el número de moléculas que alcanzan la energía de activación.

Catalizadores. Los catalizadores son sustancias que modifican mucho la velocidad de las reacciones, sin que ellos mismos experimenten ninguna variación química permanente y sin que modifiquen la cantidad de producto formado. Su acción se llama catálisis.

La variación de la velocidad se debe a que el catalizador cambia el curso de la reacción y hace que esta transcurra por un camino nuevo, de menor energía de activación (catalizadores positivos) o de mayor energía de activación (catalizadores negativos o inhibidores).

51 Indica qué harías para aumentar la velocidad de la reacción que tiene lugar entre el $CaCO_3$ (s) y una disolución de HCl.

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

- Triturar el carbonato.
- Aumentar la concentración de HCl.
- Utilizar algún catalizador.
- Retirar alguno de los productos obtenidos.

52 ¿Por qué el hierro finamente dividido comienza a arder a menor temperatura que una barra de dicho material?

Por la mayor superficie de contacto que ofrece al O_2.

53 ¿Cuál es el mecanismo de actuación de los catalizadores?

Llevar a la reacción por un camino distinto, de menor energía de activación (o de mayor energía de activación, si es un inhibidor).

Química industrial

54 Busca semejanzas y diferencias entre la química de laboratorio y la industrial.

Semejanzas: ambas estudian a pequeña escala el desarrollo de una determinada reacción química: mecanismo del proceso, condiciones más favorables, etc.

Diferencias: la química industrial trabaja con grandes cantidades de materias primas a la vez que obtiene grandes cantidades de productos químicos, por lo que necesita de una red de transporte y unas instalaciones muy espaciosas (depósitos, tanques, hornos, etc.); mientras que la química de laboratorio no precisa ni esas masivas cantidades de productos, ni la red de transporte ni las grandes instalaciones.

55 ¿Qué es la química verde?

La química verde es una rama de la química que trata de diseñar nuevos procesos con los que obtener los mismos o mejores productos químicos que los de ahora, reduciendo o eliminando el uso y producción de sustancias que puedan dañar la salud de las personas o el medio ambiente.

Cuestiones previas (página 157)

1. ¿De cuántos enlaces, como máximo, puede rodearse un átomo de carbono?

Debido a que un átomo de carbono posee cuatro electrones de valencia, como máximo podrá rodearse de cuatro enlaces covalentes simples.

2. ¿Por qué hay tantos compuestos de carbono?

Por las características electrónicas del átomo de carbono ($2s^1 2p^3$), que permite la unión entre sí de muchos otros átomos de carbono, con enlaces fuertes.

3. ¿Qué son los hidrocarburos? Pon algunos ejemplos.

Los hidrocarburos son compuestos que contienen, exclusivamente, átomos de carbono y de hidrógeno. Algunos ejemplos son el butano, el acetileno, el benceno, etcétera.

4. Escribe la fórmula del butano, pentano y etanol.

Butano: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
Pentano: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
Etanol: CH_3-CH_2OH

5. ¿Pueden dos compuestos orgánicos tener la misma fórmula molecular y presentar distintas propiedades? Pon algún ejemplo.

Sí, serían isómeros. Por ejemplo: Etanol (CH_3-CH_2OH) y dimetiléter (CH_3-O-CH_3).

6. Cita algún ejemplo de compuesto orgánico que sea especialmente contaminante.

Muchos insecticidas, por ejemplo el DDT.

Actividades (páginas 162/184)

1 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

c)
$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

a) 2,4-dimetilpentano.

b) 3-etil-4-metilhexano.

c) 5-etil-2,3,3-trimetilheptano.

2 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

***a)* 3-etilhexano.**

***b)* 2,2,3-trimetilpentano.**

***c)* 4-etil-2,7-dimetiloctano.**

a) $CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_3$

b)
$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

c) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

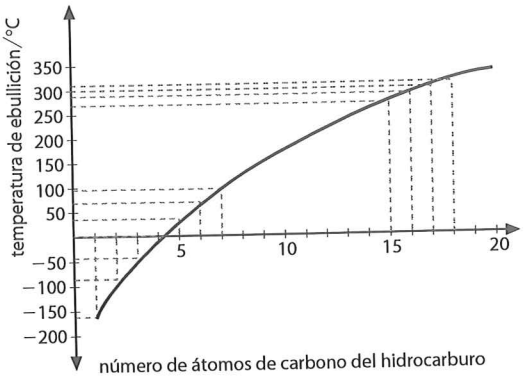
3 Con los datos de la tabla 7.2, construye estas dos gráficas:

***a)* Punto de ebullición en función del número de carbonos.**

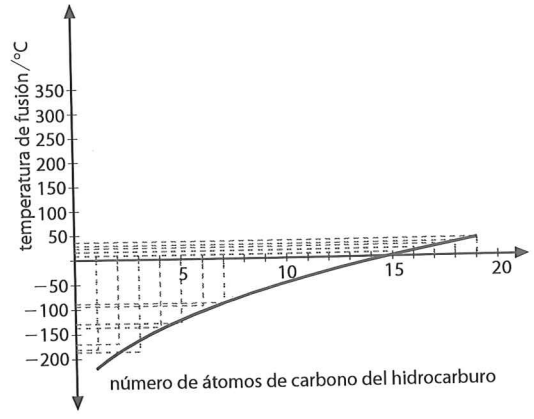
***b)* Punto de fusión en función del número de carbonos.**

Fórmula molecular	Nombre	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)
CH_4	Metano	−162	−183
C_2H_6	Etano	−88	−172
C_3H_8	Propano	−42	−187
C_4H_{10}	Butano	0,5	−138
C_5H_{12}	Pentano	36	−130
C_6H_{14}	Hexano	69	−95
C_7H_{16}	Heptano	98	−91
$C_{15}H_{32}$	Pentadecano	268	10
$C_{16}H_{34}$	Hexadecano	285	18
$C_{17}H_{36}$	Heptadecano	300	22
$C_{18}H_{38}$	Octadecano	310	28

a)



b)



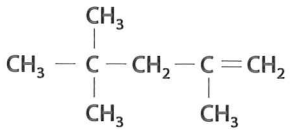
4 Explica la variación de los puntos de fusión y de ebullición de los compuestos de la tabla 7.3.

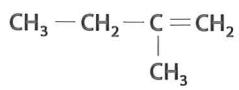
Fórmula molecular y nombre	p.e. (°C)	p.f. (°C)
C_6H_{14} hexano	69	−95
C_6H_{14} 2-metilpentano	60	−154
C_6H_{14} 2,2-dimetilbutano	49	−100

Se observa que, a igualdad de número de átomos de carbono, cuanto más ramificada esté la cadena, menor es el punto de ebullición. Este hecho se debe a que, a medida que la ramificación aumenta, la forma de la molécula tiende a aproximarse a la de una esfera, con lo que disminuye su superficie. Esto se traduce en un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares, que pueden ser superadas a temperaturas más bajas.

En los puntos de fusión, sin embargo, no se observa tal regularidad; eso se debe al hecho de que, en un cristal, las fuerzas intermoleculares dependen, además, de la mayor o menor facilidad con la que las moléculas encajan dentro del retículo cristalino.

5 PAU **Nombra estos compuestos:**

a) 

b) 

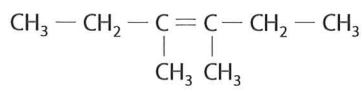
a) 2,4,4-trimetil-1-penteno *(2,4,4-trimetilpent-1-eno).*

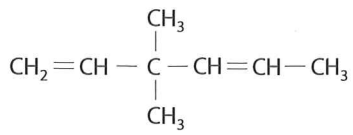
b) 2-metil-1-buteno *(2-metilbut-1-eno).*

6 PAU **Formula estos compuestos:**

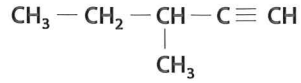
a) 3,4-dimetil-3-hexeno (3,4-dimetilhex-3-eno).

b) 3,3-dimetil-1,4-hexadieno (3,3-dimetilhexa-1,4-dieno).

a) 

b) 

7 PAU **Nombra estos compuestos:**

a) 

b)

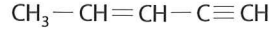
a) 3-metilpentino *(3-metilpent-1-ino).*

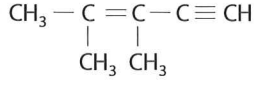
b) 1,4-pentadiino *(pent-1,4-diino).*

8 PAU **Formula estos compuestos:**

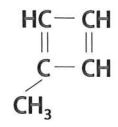
a) 2-penten-4-ino (pent-2-en-4-ino).

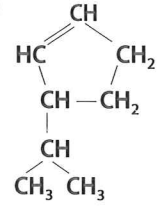
b) 2,3-dimetil-2-penten-4-ino (2,3-dimetilpent-2-en-4-ino).

a) 

b) 

9 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) 

b) 

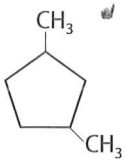
a) 1-metil-1,3-ciclobutadieno *(1-metilciclobuta-1,3-dieno).*

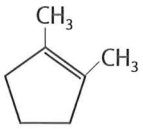
b) 3-isopropil-1-ciclopenteno *(3-isopropilciclopent-1-eno).*

10 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

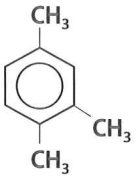
a) 1,3-dimetilciclopentano.

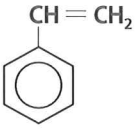
b) 1,2-dimetilciclopenteno.

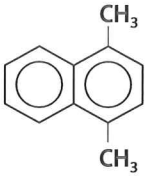
a) 

b) 

11 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) 

b) 

c) 

a) 1,2,4-trimetilbenceno.

b) Etilenbenceno o fenileteno o vinilbenceno.

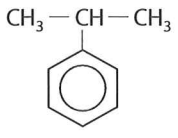
c) 1,4-dimetilnaftaleno.

12 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

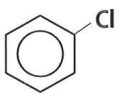
a) p-diclorobenceno.

b) Fenilpropano o isopropilbenceno.

a)

b) 

13 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) 

b) $ClHC=CHCl$

a) Clorobenceno.

b) 1,2-dicloroeteno.

14 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

a) **1,2-dicloroetano.**

b) **1,1-dicloroeteno.**

a) $ClCH_2-CH_2Cl$

b) $Cl_2C=CH_2$

15 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-CHOH-CHOH-CH_3$

b) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHOH-CH_3$

c) $CH_2OH-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHOH-CH_3$

a) 2,3-butanodiol *(butano-2,3-diol).*

b) 3-metil-2-butanol *(3-metilbutan-2-ol).*

c) 2-metil-1,3-butanodiol *(2-metilbutan-1,3-diol).*

16 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

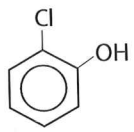
a) **2,2-dimetil-3-pentanol (*2,2-dimetilpentan-3-ol*).**

b) **o-clorofenol.**

c) **1,2-propanodiol (*propano-1,2-diol*).**

a) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}}}-CHOH-CH_2-CH_3$

b)



c) $CH_2OH-CHOH-CH_3$

17 PAU **Explica el hecho de que el punto de ebullición del 1,2-etanodiol *(etano-1,2-diol)* (CH_2OH–CH_2OH) sea de 197 °C, mientras que el del etanol es solo de 78 °C.**

El 1,2-etanodiol presenta un punto de ebullición mucho más alto que el etanol, debido al mayor número de enlaces de hidrógeno que deben romperse para pasar del estado líquido al gaseoso (el 1,2-etanodiol tiene doble número de grupos — OH que el etanol).

18 PAU **Nombra estos compuestos:**

a) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHO$

b) $CH_3-CO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}}}-CO-CH_3$

a) Metilpropanal.

b) 3,3-dimetilpentanodiona.

19 PAU **Formula estos compuestos:**

a) **metilpropanodial.**

b) **2-pentanona (*pentan-2-ona*).**

a) $CHO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHO$

b) $CH_3-CO-CH_2-CH_2-CH_3$

20 PAU **Formula estos compuestos:**

a) **Ácido propanodioico.**

b) **Ácido hidroxietanoico.**

a) $COOH-CH_2-COOH$

b) $HOCH_2-COOH$[1]

21 PAU **Nombra estos compuestos:**

a) $COOH-CH_2-COOH$

b) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-COOH$

a) Ácido propanodioico.

b) Ácido metilpropanoico.

22 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-COO-CH_2-CH_3$

b) $HCOO-CH_3$

c) $CH_3-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3$

d) $CH_3-CH_2-COO-CH_3$

a) Etanoato de etilo.

b) Metanoato de metilo.

c) Butanoato de etilo.

d) Propanoato de metilo.

23 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

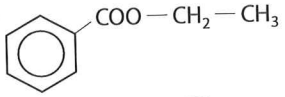
a) **Benzoato de etilo.**

b) **Metanoato de etilo.**

c) **Acetato de metilo.**

d) **Propanoato de isopropilo.**

a)



b) $HCOO-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-COO-CH_3$

d) $CH_3-CH_2-COO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

24 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-NH-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle \quad}{\underset{|}{N}}-CH_3$

a) Dimetilamina.

b) Etilfenilmetilamina.

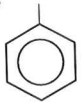
25 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

a) **Trimetilamina.**

b) **Dimetilfenilamina.**

a) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{N}}-CH_3$

b) $CH_3-\underset{\displaystyle \quad}{\underset{|}{N}}-CH_3$



26 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $HCONH_2$

b) $CH_3-CH_2-CONHCH_3$

a) Metanoamida.

b) N-metilpropanoamida.

27 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

a) **Acetamida.**

b) **N-etilpropanoamida.**

a) CH_3-CONH_2

b) $CH_3-CH_2-CONHCH_2-CH_3$

28 **PAU** **Escribe y nombra todos los isómeros del n-pentano.**

Solo presenta isómeros de cadena:

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

(n-pentano)

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

(metilbutano)

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$$

(dimetilpropano)

29 **PAU** **Escribe y nombra dos isómeros de posición del 3-pentanol *(pentan-3-ol)*.**

$$CH_3-CH_2-CHOH-CH_2-CH_3$$

3-pentanol (*pentan-3-ol*)

$$CH_3-CHOH-CH_2-CH_2-CH_3$$

2-pentanol (*pentan-2-ol*)

$$HOCH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

1-pentanol (*pentan-1-ol*)

30 **PAU** **Escribe y nombra dos isómeros de función del compuesto de la actividad anterior.**

$$CH_3-CH_2-CHOH-CH_2-CH_3$$

3-pentanol (*pentan-3-ol*)

$$CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_2-CH_3$$

etilpropiléter
etano-oxi-propano

$$CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

butilmetiléter
metano-oxi-butano

31 **PAU** **¿Qué clase de isomería presenta el ácido 2-hidroxipropanoico?**

Al ácido 2-hidroxipropanoico (CH_3 – CHOH – COOH) se le conoce también como ácido láctico. Puede presentar dos tipos de isomería:

- Plana, de posición, con la existencia, además del 2-hidroxipropanoico, del isómero: ácido 3-hidroxipropanoico (CH_2OH-CH_2-COOH).
- Espacial, enantiomería, debido a que la molécula presenta un carbono asimétrico (el segundo), con la existencia de dos isómeros ópticos: ácido dextroláctico y ácido levoláctico.

32 **PAU** **¿Posee isómeros ópticos el ácido 3-hidroxipropanoico? Dibújalos.**

El ácido 3-hidroxipropanoico (CH_2OH-CH_2-COOH), no tiene ningún carbono asimétrico (cuatro átomos o grupos de átomos distintos unidos a él). Por tanto, carece de este tipo de isomería.

33 **PAU** **Justifica cuál de los siguientes compuestos presenta isomería cis-trans:**

a) **1,1-dibromoetano.**

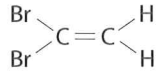
b) **1,1-dibromoeteno.**

c) **1,2-dibromoetano.**

d) **1,2-dibromoeteno.**

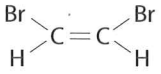
a) No, porque no tiene doble enlace.

b) No, porque aunque tiene doble enlace, los grupos se repiten en los dos carbonos.

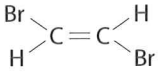


c) No, porque no tiene doble enlace.

d) Sí, porque presenta doble enlace, y cada grupo está en un carbono diferente.



cis-1,2-dibromoeteno



trans-1,2-dibromoeteno

34 **PAU** **Ordena los distintos productos que salen de las refinerías en orden de mayor a menor producción. Puedes usar Internet.**

Gasóleo para automoción (Diesel oil) > Gases Licuados (GLP) > Gasolinas.

Solo estos tres productos suman el 90 % de la producción. El resto lo constituye, principalmente, combustibles para aviación (jet fuel, queroseno y AVGas).

35 **¿Cuál es la diferencia entre gasolina y gasóleo-diesel? Puedes usar Internet.**

Son distintas fracciones que se obtienen al destilar el petróleo: el gasóleo sale a mayor temperatura que la gasolina.

El gasóleo es más sencillo de refinar y también tiene, aproximadamente, un 18 % más de energía por dm^3 lo que contribuye a que el rendimiento de los motores diesel sea superior a los de gasolina; pero, a diferencia de esta, el gasóleo-diesel contiene mayor cantidad de compuestos minerales y de azufre, por lo que contamina más.

36 **De la siguiente lista de productos y materiales orgánicos de síntesis: ropa sintética, materiales plásticos, insecticidas, plaguicidas, termiticidas, explosivos, detergentes, champúes, desodorantes, perfumes, combustibles, pinturas, barnices, disolventes, medicinas y papel, elige a los tres que, a tu juicio, son los más importantes y reflexiona sobre cómo sería tu vida sin la existencia de los otros.**

RESPUESTA LIBRE.

37 **Haz un resumen del preámbulo del Convenio de Estocolmo. Busca información en Internet.**

Tecleando en el buscador: *Convenio de Estocolmo,* hay varias páginas que lo describen. Elige las oficiales como pertenecientes al Ministerio de Medio Ambiente.

Cuestiones y problemas (páginas 188/189)

El carbono y sus enlaces

1 **¿Qué estudia la química orgánica?**

Las propiedades físicas y químicas de los compuestos que contienen carbono (excepto los óxidos y los carbonatos).

2 **¿De cuántos enlaces, como máximo, puede rodearse un átomo de carbono?**

Debido a que posee cuatro electrones de valencia, como máximo podrá rodearse de cuatro enlaces covalentes simples.

3 **¿Por qué existen tantos compuestos de carbono?**

Por la especial configuración electrónica del átomo de carbono, que permite la unión entre sí de muchos otros átomos de carbono.

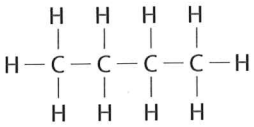
4 **¿Qué se entiende por compuesto saturado y compuesto insaturado?**

Se entiende por compuesto saturado aquel en el que todos sus enlaces C — C son covalentes sencillos, y por compuesto insaturado el que presenta dobles y/o triples enlaces.

Representación de moléculas orgánicas

5 **Escribe la fórmula desarrollada y la semidesarrollada del n-butano.**

Fórmula desarrollada:



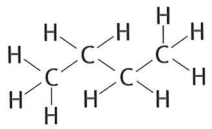
Fórmula semidesarrollada:

$$H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

6 **¿Cuál de estas dos formas de escribir el n-butano aporta más información? ¿Por qué?**

a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

b)



La respuesta correcta es la *b)*, porque indica la naturaleza de todos y cada uno de los enlaces y desarrolla los ángulos de enlace.

Grupos funcionales y formulación orgánica

7 **Indica el grupo funcional de:**

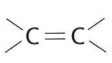
a) **Alquenos.**

b) **Alcoholes.**

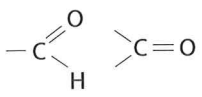
c) **Aldehídos y cetonas.**

d) **Ácidos carboxílicos.**

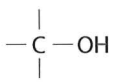
a)



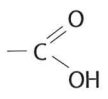
c)



b)



d)



8 **PAU** **Formula los siguientes compuestos e indica a qué serie homóloga de compuestos pertenecen:**

a) **2-metil-2-butanol** ***(2-metilbutan-2-ol).***

b) **Etilfeniléter.**

c) **1,4-ciclohexanodiona** ***(ciclohexano-1,4-diona).***

d) **4-etil-4-metilheptano.**

e) **2,4-octadieno** ***(octa-2,4-dieno).***

f) **3-etil-1,5-octadiino** ***(3-etilocta-1,5-diino).***

g) **3-penten-1-ino** ***(pent-3-en-1-ino).***

h) **2-etil-3-metil-1,3-heptadien-6-ino** ***(2-etil-3-metilhepta 1,3-dien-6-ino).***

i) **Ciclohexino.**

j) **1,3-ciclopentadieno** ***(ciclopenta-1,3-dieno).***

k) **m-dimetilbenceno.**

l) **2-metil-1,3-butanodiol** ***(2-metilbutano-1,3-diol).***

m) **3-metil-2-pentenal** ***(3-metilpent-2-enal).***

n) **4-fenil-2-pentanona** ***(4-fenilpentan-2-ona).***

ñ) **3,3-dimetilpentanodiona.**

o) **Ácido 2-pentenoico** ***(ácido pent-2-enoico).***

p) **Ácido 2-pentenodioico** ***(ácido pent-2-enodioico).***

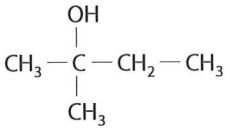
q) **Acetato de etilo.**

r) **Butanamida.**

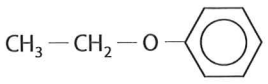
s) **Benzamida.**

t) **1,4-butanodiamina** ***(butano-1,4-diamina).***

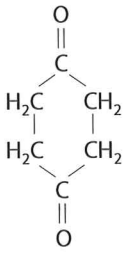
a) Es un alcohol.



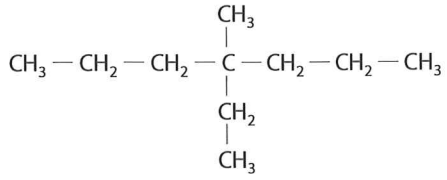
b) Es un éter.



c) Es una dicetona.



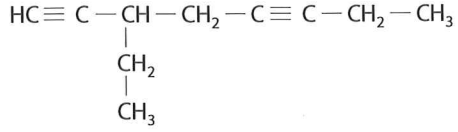
d) Es un hidrocarburo saturado (alcano).



e) Es un hidrocarburo no saturado (alqueno).

$$CH_3 - CH = CH - CH = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

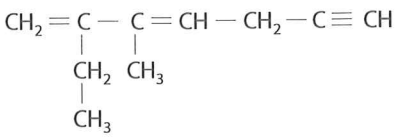
f) Es un hidrocarburo no saturado (alquino).



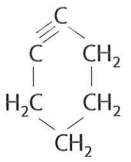
g) Es un hidrocarburo no saturado.

$$HC \equiv C - CH = CH - CH_3$$

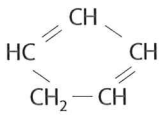
h) Es un hidrocarburo no saturado.



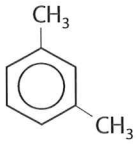
i) Es un hidrocarburo no saturado de cadena cerrada (cicloalquino).



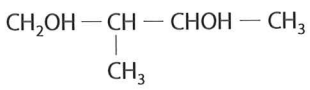
j) Es un hidrocarburo no saturado de cadena cerrada (cicloalqueno).



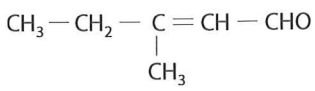
k) Es un hidrocarburo aromático.



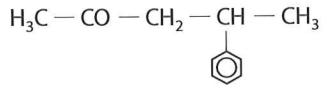
l) Es un dialcohol.



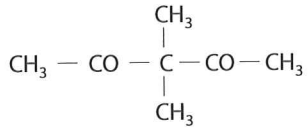
m) Es un aldehído.



n) Es una cetona.



ñ) Es una cetona.

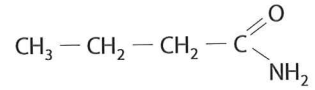


o) Es un ácido carboxílico insaturado.

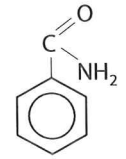
p) Es un ácido carboxílico insaturado.

q) Es un éster.

r) Es una amida.



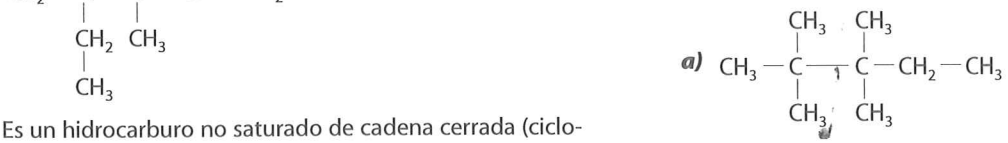
s) Es una amida aromática.



t) Es una amina.

9 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos e indica a qué serie homóloga pertenecen:**

a)

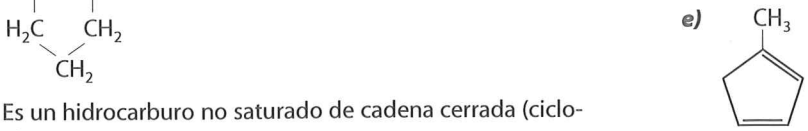


b) $CH_2=CH-CH=CH_2$

c) $HC\equiv C-C\equiv C-CH_3$

d) $CH_2=CH-CH_2-C\equiv C-CH_3$

e)



f)

g)

h)

i)

j) $CHO-C\equiv C-CH_2-CHO$

k)

l) $CH_3-CH_2-COO-CH_3$

m)

n)

ñ)

o)

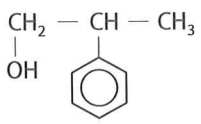
p)

q)

r)

s) $CH_3-CO-CH_2-CH_3$

t)

u) 

a) Es un alcano: 2,2,3,3-tetrametilpentano.

b) Es un alqueno: 1,3-butadieno *(buta-1,3-dieno)*.

c) Es un alquino: 1,3-pentadiino *(penta-1,3-diino)*.

d) Es un hidrocarburo insaturado: 1-hexen-4-ino *(hex-1-en-4-ino)*.

e) Es un hidrocarburo alicíclico: 1-metil-1,3-ciclopentadieno *(1-metilciclopenta-1,3-dieno)*.

f) Es un hidrocarburo alicíclico: 1,3-dimetilciclobutano.

g) Es un fenol: fenol.

h) Es un derivado bencénico: metilbenceno o tolueno.

i) Es un derivado bencénico: m-dimetilbenceno.

j) Es un aldehído insaturado: 2-pentinodial *(pent-2-inodial)*.

k) Es un ácido carboxílico insaturado: ácido 2-metil-3-pentenoico *(ácido 2-metilpent-3-enoico)*.

l) Es un éster: propanoato de metilo.

m) Es un ácido carboxílico: ácido 2-fenilpropanoico.

n) Es una amina: difenilamina.

ñ) Es una amida: N-metil-acetamida o N-metil-etanoamida.

o) Es una amida: propanoamida.

p) Es una amida: 2-pentenamida *(pent-2-enamida)*.

q) Es un alcohol: 2,3-dimetil-2,3-butanodiol *(2,3-dimetilbutano-2,3-diol)*.

r) Es un aldehído aromático: benzaldehído.

s) Es una cetona: butanona.

t) Es un ácido carboxílico halogenado: ácido 2-clorobutanoico.

u) Es un alcohol: 2-fenil-1-propanol *(2-fenilpropan-1-ol)*.

Hidrocarburos

10 **¿Qué grupo de hidrocarburos destaca por su estabilidad e inercia química?**

Los alcanos.

11 **¿Por qué un hidrocarburo aromático es más estable que un alqueno de igual número de átomos de carbono?**

Porque los electrones que participan en los dobles enlaces de un hidrocarburo aromático se encuentran deslocalizados por todo el conjunto molecular, a diferencia de los alquenos, que se encuentran localizados entre dos carbonos.

12 **Indica qué afirmación o afirmaciones son correctas con respecto a los alquenos:**

***a)* Son hidrocarburos saturados.**

***b)* Su fórmula general es C_nH_{2n}.**

***c)* Solo pueden tener un doble enlace en la cadena.**

***d)* Presentan ángulos de enlace H–C=C próximos a 109°.**

***e)* Poseen un enlace doble que es menos reactivo que el enlace sencillo.**

***f)* Dan isómeros geométricos.**

a) Falsa.

b) Verdadera.

c) Falsa.

d) Falsa.

e) Falsa.

f) Verdadera.

13 **¿Por qué los alcanos son insolubles en agua?**

Porque son sustancias apolares.

14 **¿Por qué el eteno es un compuesto de alto interés industrial?**

Porque sirve de materia prima para la obtención de productos de alto interés industrial: plásticos, detergentes, alcoholes...

D15 **PAU** **Completa las siguientes reacciones:**

a) $CH_3-CH=CH-CH_3+HCl\rightarrow$

b) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2\rightarrow$

c) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2O\rightarrow$

a) $CH_3-CH=CH-CH_3+HCl\rightarrow CH_3-CH_2-CHCl-CH_3$

b) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2\rightarrow CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2O\rightarrow CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$

16 **Escribe las reacciones de combustión del etano, el eteno y el etino.**

- Etano: $2\,C_2H_6+7\,O_2\rightarrow 4\,CO_2+6\,H_2O$
- Eteno: $C_2H_4+3\,O_2\rightarrow 2\,CO_2+2\,H_2O$
- Etino: $2\,C_2H_2+5\,O_2\rightarrow 4\,CO_2+2\,H_2O$

17 **¿Qué masa de dióxido de carbono (CO_2) se arroja a la atmósfera por cada metro cúbico de propano que se quema por completo, medido en condiciones normales?**

La ecuación que representa la reacción de combustión es:

$$C_3H_8+5\,O_2\rightarrow 3\,CO_2+4\,H_2O$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{22{,}4\text{ L de }C_3H_8}{3\cdot 44\text{ g de }CO_2}=\frac{1\,000\text{ L de }C_3H_8}{x\text{ g de }CO_2};\ x=5\,893\text{ g de }CO_2$$

18 **¿Qué volumen de eteno se obtendrá, en condiciones normales, al deshidratar (con ácido sulfúrico) 20 g de un alcohol que contiene un 95 % de alcohol etílico?**

La ecuación que representa la reacción es:

$$CH_3-CH_2-OH\xrightarrow{H^+}CH_2=CH_2+H_2O$$

Calculamos la masa de etanol que tiene el alcohol:

$$20\text{ g}\cdot\frac{95}{100}=19\text{ g de etanol}$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{46\text{ g de etanol}}{22{,}4\text{ L de eteno}}=\frac{19\text{ g de etanol}}{x\text{ L de eteno}}$$

$$x=9{,}25\text{ L de eteno}$$

Compuestos oxigenados

19 **PAU** **Formula y nombra tres alcoholes: uno primario, otro secundario y un último terciario.**

Por ejemplo:

Alcohol primario:

$$CH_3-CH_2-CH_2OH$$

1-propanol (*propan-1-ol*)

Alcohol secundario:

$$CH_3-CHOH-CH_3$$

2-propanol (*propan-2-ol*)

Alcohol terciario:

$$CH_3-C(CH_3)(OH)-CH_3$$

metil-2-propanol (*metilpropan-2-ol*)

20 **¿Por qué los aldehídos son más reactivos que los alcoholes?**

Por el carácter no saturado del grupo carbonilo, C=O , lo que facilita la adición al doble enlace o la sustitución del átomo de oxígeno por radicales divalentes. El grupo alcohol no presenta dobles enlaces.

21 PAU **¿Cómo pueden obtenerse los ácidos carboxílicos?**

Al ser un estado de oxidación superior, se pueden obtener oxidando compuestos que se encuentren en un estado de oxidación inferior: aldehídos y cetonas, y alcoholes. También se puede obtener mediante la hidrólisis de nitrilos.

22 **¿Por qué el etanol es soluble en agua? ¿Sería soluble en agua el 1,2-butanodiol *(butano-1,2-diol)*?**

El etanol es soluble en agua por la polaridad del grupo — OH.

El 1,2-butanodiol también será soluble en agua, pero en menor medida.

23 **¿Qué diferencia existe entre alcoholes y fenoles?**

Los fenoles son alcoholes bencénicos.

D 24 **¿Por qué no se puede apagar con agua un frasco de éter que se acaba de inflamar?**

Porque, al ser líquidos no miscibles, el éter flotaría en el agua y continuaría ardiendo.

25 PAU **¿Qué proceso químico tiene lugar en el vino cuando se avinagra?**

El etanol que contiene se oxida a ácido acético:

$$CH_3 - CH_2OH \xrightarrow{\text{oxidación}} CH_3 - COOH$$

26 PAU **Completa la siguiente reacción:**

$$H - COOH + CH_3 - CHOH - CH_3 \rightarrow$$

$$H - COOH + CH_3 - CHOH - CH_3 \rightarrow$$

$$H - COOCH(CH_3)_2 + H_2O$$

27 **¿Por qué escuece el roce con las ortigas?**

Porque, al rozar la ortiga, rompemos los «pelillos» de la superficie de sus hojas, que en su interior contienen ácido fórmico.

28 PAU **Escribe la reacción de esterificación del ácido acético con metanol.**

$$CH_3 - COOH + CH_3OH \rightarrow CH_3 - COO - CH_3 + H_2O$$

D 29 **¿Cómo ejerce el jabón su función limpiadora?**

La parte hidrófila del jabón se adhiere al agua, y la parte hidrófoba, a las grasas. En el proceso de lavado, el jabón arrastra las pequeñas gotas de grasa.

30 PAU **El análisis de una cetona demuestra que tiene un 62,1 % de carbono y un 10,3 % de hidrógeno. Deduce su fórmula semidesarrollada y su nombre.**

Hallamos los moles de átomos:

$$\frac{62{,}1 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 5{,}2 \text{ mol de C}$$

Por otra parte:

$$\frac{10{,}3 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 10{,}3 \text{ mol de H}$$

El resto, hasta 100 %, será de O:

$$100 - (62{,}1 + 10{,}3) = 27{,}6 \text{ \% de O}$$

Entonces:

$$\frac{27{,}6 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 1{,}7 \text{ mol de O}$$

Relaciones idénticas a las anteriores, pero de números enteros, son 3 mol de C, 6 mol de H y 1 mol de O. Por tanto, la fórmula empírica será C_3H_6O. La fórmula empírica semidesarrollada es:

$$CH_3 - CO - CH_3 \text{ propanona}$$

31 **Una botella que contiene 1 kg de vino de 8° (8 % en masa) se ha dejado destapada durante varios días. Calcula la cantidad de ácido acético que se formará si el rendimiento de la reacción es del 50 %.**

La ecuación que representa la reacción es:

$$CH_3 - CH_2 - OH + O_2 \rightarrow CH_3 - COOH + H_2O$$

Primero calculamos la cantidad de etanol que hay en la botella de vino:

$$1\,000 \text{ g} \cdot \frac{8}{100} = 80 \text{ g de etanol}$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{46 \text{ g de etanol}}{60 \text{ g de ácido acético}} = \frac{80 \text{ g de etanol}}{x \text{ g de ácido acético}}$$

$$x = 104{,}35 \text{ g}$$

Ahora bien, como el rendimiento de la reacción es del 50 % tenemos:

$$104{,}35 \cdot \frac{50}{100} = 52{,}17 \text{ g de ácido acético}$$

Compuestos nitrogenados

32 **Da dos ejemplos de compuestos orgánicos nitrogenados.**

Aminas: $CH_3 - CH_2 - NH_2$: etilamina

Amidas: $CH_3 - CONH_2$: etanoamida o acetamida

Isomería

33 **¿Qué se entiende en química orgánica por isomería?**

Es la propiedad que tienen ciertos compuestos de poseer la misma fórmula molecular, pero distinta fórmula estructural.

34 PAU **Indica los tipos de isomería que existen.**

Isomería plana o estructural: de cadena, de posición, de función. Isomería espacial o estereoisomería: geométrica o cis-trans y óptica o enantiomería.

35 PAU **Indica el grupo funcional y el nombre de los siguientes compuestos orgánicos y di si poseen o no carbonos asimétricos:**

a) $CH_3 - CH_2 - CONH_2$

b) $CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$

c) $CH_3 - CH_2 - NH - CH_3$

d) $CH_3 - CHOH - COOCH_3$

a) Pertenece a las amidas: Propanoamida. No presenta ningún carbono asimétrico.

b) El grupo funcional es el alcohol: 2-butanol *(butan-2-ol)*.

Presenta un carbono asimétrico, el segundo.

c) Pertenece a las aminas: Etilmetilamina. No presenta ningún carbono asimétrico.

d) Pertenece a los ésteres: 2-hidroxipropanoato de metilo.

Presenta un carbono asimétrico, el que soporta el grupo alcohol.

36 PAU **Escribe y nombra todos los isómeros del diclorodifluoretano. Indica el tipo de isomería que presentan.**

$Cl_2HC - CHF_2$:1,1-dicloro-2,2-difluoretano.

$Cl_2FC - CH_2F$: 1,1-dicloro-1,2-difluoretano.

$ClH_2C - CF_2Cl$: 1,2-dicloro-2,2-difluoretano.

$ClFHC - CHFCl$: 1,2-dicloro-1,2-difluoretano.

El tipo de isomería de todos ellos es isomería de posición.

37 **Escribe y nombra todas las cetonas que tengan seis átomos de carbono.**

Monocetonas saturadas:

$$CH_3-CO-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

2-hexanona (*hexan-2-ona*)

$$CH_3-CH_2-CO-CH_2-CH_2-CH_3$$

3-hexanona (*hexan-3-ona*)

$$CH_3-CO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

3-metil-2-pentanona (*3-metilpentan-2-ona*)

$$CH_3-CO-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

2-metil-3-pentanona (*2-metilpentan-3-ona*)

$$CH_3-CO-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

4-metil-2-pentanona (*4-metilpentan-2-ona*)

$$CH_3-CO-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$$

3,3-dimetilbutanona

38 **PAU** **Escribe y nombra todos los isómeros de fórmula general C_6H_{14}. ¿Qué tipo de isomería presentan?**

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

n-hexano

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_3$$

2-metilpentano

$$CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

3-metilpentano

$$CH_3-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-CH_3$$

2,2-dimetilbutano

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

2,3-dimetilbutano

Presentan isomería *de cadena*.

39 **PAU** **Escribe y nombra todos los isómeros cuya fórmula general sea $C_4H_{10}O$. ¿Presenta alguno de ellos isomería óptica?**

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH$$

1-butanol (*butan-1-ol*)

$$CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$$

2-butanol (*butan-2-ol*)

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2OH$$

metil-1-propanol (*metilpropan-1-ol*)

$$CH_3-\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$$

metil-2-propanol (*metilpropan-2-ol*)

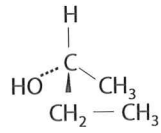
$$CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3$$

metilpropiléter o metano-oxi-propano

$$CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$$

dietiléter o etano-oxi-etano

El único que presenta isomería óptica es el 2-butanol *(butan2-ol)*.



40 **PAU** **Justifica cuáles de los siguientes compuestos pueden presentar isomería cis-trans:**

a) $CH_3-C\equiv C-CH_2OH$

b) $\begin{matrix}H_3C\\H_3C\end{matrix}\!\!>C=CH-CH_3$

c) $ClCH=CHCl$

d) $ClCH=CH-CH_3$

a) No la puede presentar porque es un alquino.

b) No la presenta porque el primero de los carbonos del doble enlace soporta dos grupos iguales.

c) Sí la presenta.

d) Sí la presenta.

El petróleo

41 **¿Cómo se formó el petróleo?**

Se cree que el petróleo se formó de la descomposición anaerobia del microplancton acumulado durante millones de años en el fondo de lagos y otras cuencas sedimentarias.

42 **¿Qué significa gasolina de 98 octanos?**

Es una gasolina que se comporta, a efectos de detonación, como una mezcla del 98 % de isooctano y el 2 % de n-heptano.

43 **¿A qué se dedican las industrias petroquímicas?**

Se dedican a la elaboración de productos en fases posteriores al refino del petróleo: polietileno, ácido acético, cloruro de vinilo, polipropileno, benceno, tolueno, xileno, etc., a través de dos procesos característicos: pirólisis y *reforming*.

44 **¿Puede ser el petróleo la energía del futuro? ¿Por qué?**

No, porque sus existencias están limitadas.

Evaluación (página 190)

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

1. La fórmula $CH_3-CH_2-CH_3$ se denomina:

a) De proyección.

b) Empírica.

▶ *c)* Semidesarrollada.

2. El metano:

a) No se encuentra libre en la naturaleza.

b) Es un gas bastante denso.

▶ *c)* Se obtiene en el proceso de *cracking* del petróleo.

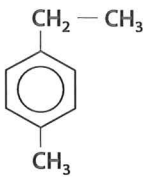
3. El nombre correcto de $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH=C=\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}-CH_3$

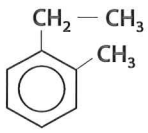
a) 2,5-dimetilhexadieno.

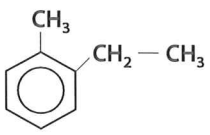
▶ *b)* 2,5-dimetil-2,3-hexadieno *(2,5-dimetilhexa-2,3-dieno)*.

c) 2,5-dimetil-3,4-hexadieno *(2,5-dimetilhexa-3,4-dieno)*.

4. La fórmula del p-etilmetilbenceno es:

▶ *a)* 

b) 

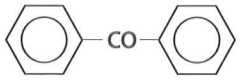
c) 

5. Como sabes, el término *alcohol* engloba a una serie de compuestos caracterizados por tener el grupo –OH. Sin embargo, cuando pides alcohol en la farmacia o en la droguería te dan:

▶ *a)* Alcohol etílico.

b) Alcohol metílico.

c) Fenol.

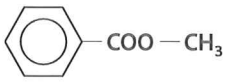
6. El nombre de  es:

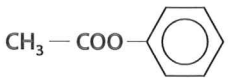
a) Acetofenona.

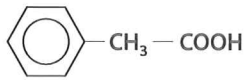
b) Benzoato de fenilo.

▶ *c)* Difenilcetona.

7. La fórmula del acetato de fenilo es:

a) 

▶ *b)* 

c) 

8. Los jabones son:

a) Ésteres naturales.

▶ *b)* Sales de ácidos grasos.

c) Ácidos carboxílicos.

9. Los compuestos $CH_3-CHOH-CH_2-CH_3$ y $CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$ son:

a) Isómeros de cadena.

▶ *b)* El mismo compuesto.

c) Isómeros de función.

10. La mayor parte de los productos obtenidos del petróleo se emplean:

a) Para producir plásticos, medicamentos, fertilizantes y asfaltos.

b) Para alumbrado.

▶ *c)* Para ser quemados.

6 Las transformaciones químicas

ESQUEMA DE LA UNIDAD

- 1. La reacción química (páginas 132/136)
  - 1.1. Ajuste de ecuaciones químicas (páginas 132/133)
  - 1.2. Cálculos en las reacciones químicas. Estequiometría (páginas 133/136)
- 2. Clasificación de las reacciones químicas (páginas 137/140)
  - 2.1. En función de la transformación que tiene lugar (página 137)
  - 2.2. En función de la partícula transferida (páginas 138/140)
- 3. Energía de las reacciones químicas (páginas 141/143)
  - 3.1. La reacción química y la energía. Calor de reacción (páginas 141/143)
- 4. Velocidad de reacción (páginas 144/146)
  - 4.1. Factores que influyen en la velocidad de reacción (páginas 145/146)
- 5. Química industrial (página 147)
  - 5.1. Implicaciones de la química industrial (página 147)
- 6. Reacciones químicas de interés (páginas 148/150)
  - 6.1. Reacciones de combustión (página 148)
  - 6.2. Obtención industrial del amoníaco (página 149)
  - 6.3. Fabricación del ácido sulfúrico (página 149)
  - 6.4. Fermentación alcohólica: obtención de etanol (página 150)
- 7. El papel de la química en la construcción de un futuro sostenible (página 150)
- Ideas claras (página 151)

Cuestiones previas (página 131)

1. ¿Qué es una reacción química? ¿Cómo se produce?

Es aquel proceso por el que unas sustancias (reactivos) se transforman en otras nuevas (productos) mediante rupturas y formaciones de enlaces. Se produce por la colisión eficaz de las moléculas reactivas.

2. Ajusta la siguiente ecuación química:

$$C + O_2 \rightarrow CO$$

$2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$

3. Sabiendo que:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

Calcula el volumen de CO_2, medido en condiciones normales, que se formará al quemar 2 mol de metano (CH_4).

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{1\text{ mol de } CH_4}{22{,}4\text{ L de } CO_2} = \frac{2\text{ mol de } CH_4}{x\text{ L de } CO_2};\ x = 44{,}8\text{ L de } CO_2$$

4. ¿Qué es una *reacción exotérmica*?

Una reacción exotérmica es aquella en la que desprende energía.

5. ¿Qué son los catalizadores? ¿Actúan todos de la misma forma?

Los catalizadores son sustancias que, añadidas a una reacción, modifican mucho su velocidad. No todos actúan de la misma forma; los hay que aceleran el proceso químico (catalizadores positivos) y otros que lo retardan (catalizadores negativos o inhibidores).

7. ¿Qué es la química industrial?

Es una rama de la ingeniería química que comprende el estudio de los procesos químicos que tienen por finalidad, tanto la extracción de materias primas como su transformación en productos elaborados.

Actividades (páginas 133/150)

1 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

a) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

b) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$

c) $Mg_3N_2 + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + NH_3$

d) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

e) $Al(NO_3)_3 + Na_2S \rightarrow Al_2S_3 + NaNO_3$

f) $CaH_2 + H_2O \rightarrow H_2 + Ca(OH)_2$

a) $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

b) $2\ NH_3 + 5/2\ O_2 \rightarrow 2\ NO + 3\ H_2O$

c) $Mg_3N_2 + 6\ H_2O \rightarrow 3\ Mg(OH)_2 + 2\ NH_3$

d) $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

e) $2\ Al(NO_3)_3 + 3\ Na_2S \rightarrow Al_2S_3 + 6\ NaNO_3$

f) $CaH_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + Ca(OH)_2$

2 ¿Están ajustadas estas ecuaciones químicas? Ajústalas si no lo están.

a) $KNO_3 \rightarrow O_2 + KNO_2$

b) $2\ FeS + 7\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 2\ SO_2$

c) $Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$

d) $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

e) $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

f) $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow NaOH + CaCO_3$

a) $2\ KNO_3 \rightarrow O_2 + 2\ KNO_2$

b) No. Quedaría ajustada con el coeficiente 7/2 delante del O_2.

$$2\ FeS + 7/2\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 2\ SO_2$$

c) No. Quedaría ajustada con el coeficiente 2 delante del HNO_3.

d) Está ajustada.

e) Sí.

f) $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ NaOH + CaCO_3$

3 Lee de todas las formas posibles las siguientes reacciones:

a) $F_2\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow 2\ HF\ (g)$

b) $2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (g)$

c) $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$

a) 1 mol de flúor gaseoso reacciona con 1 mol de hidrógeno gaseoso para dar 2 mol de fluoruro de hidrógeno gaseoso
38 g de flúor gaseoso reacciona con 2 g de hidrógeno gaseoso para dar 40 g de fluoruro de hidrógeno gaseoso
22,4 L de flúor gaseoso reacciona con 22,4 L de hidrógeno gaseoso para dar 44,8 L de fluoruro de hidrógeno gaseoso, si las condiciones son normales.

b) 2 mol de hidrógeno gaseoso reacciona con 1 mol de oxígeno gaseoso para dar 2 mol de vapor de agua.

4 g de hidrógeno gaseoso reacciona con 32 g de oxígeno gaseoso para dar 36 g de vapor de agua.

44,8 L de hidrógeno gaseoso reacciona con 22,4 L de oxígeno gaseoso para dar 44,8 L de vapor de agua, si las condiciones son normales.

c) 2 mol de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 1 mol de oxígeno gaseoso para dar 2 mol de óxido de azufre(VI) gaseoso.

128 g de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 32 g de oxígeno gaseoso para dar 160 g de óxido de azufre(VI) gaseoso.

44,8 L de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 22,4 L de oxígeno gaseoso para dar 44,8 L de óxido de azufre(VI) gaseoso, si las condiciones son normales.

4 Se hace arder, en atmósfera de oxígeno, 30 g de etano (C_2H_6). Calcula:

a) **El volumen necesario de oxígeno en condiciones normales.**

b) **El volumen necesario de oxígeno a p = 1,5 atm y T = = 60 °C.**

c) **El volumen de CO_2 que se ha obtenido en CN.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$$

a) Calculamos la masa molar del etano: 30 g/mol.

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 30\text{ g de } C_2H_6}{7\text{ mol de } O_2} = \frac{30\text{ g de } C_2H_6}{x\text{ mol de } O_2};\ x = 3{,}5\text{ mol de } O_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3{,}5\text{ mol} \cdot 0{,}082\text{ atm L/mol K} \cdot 273\text{ K}}{1\text{ atm}}$$

$$V = 78{,}4\text{ L}$$

b) Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V' = \frac{nRT'}{p'} = \frac{3{,}5 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol K} \cdot 333 \text{ K}}{1{,}5 \text{ atm}}$$

$$V' = 63{,}7 \text{ L}$$

c) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 30 \text{ g de } C_2H_6}{4 \text{ mol de } CO_2} = \frac{30 \text{ g de } C_2H_6}{y \text{ mol de } CO_2};\ y = 2 \text{ mol de } CO_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V'' = \frac{n'RT}{p} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol K} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V'' = 44{,}8 \text{ L}$$

5 **Se hizo reaccionar, a altas temperaturas, 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, originándose sulfuro de hierro(II)**

***a)* ¿Cuál es el reactivo limitante?**

***b)* ¿Qué cantidad de producto se ha formado?**

***c)* ¿Qué cantidad de reactivo en exceso quedó al final de la reacción?**

La ecuación que describe el proceso es:

$$S + Fe \rightarrow FeS$$

a) Hallamos la relación, en masa, en la que reaccionan el S y el Fe:

$$\frac{32{,}1 \text{ g de S}}{55{,}8 \text{ g de Fe}} = 0{,}58$$

entonces, para que reaccionen en su totalidad los 6,4 g de azufre sería necesario una cantidad de hierro de:

$$6{,}4 \text{ g}/x = 0{,}58;\ x = 6{,}4 \text{ g}/0{,}58 = 11{,}0 \text{ g de hierro}$$

Cantidad superior a la que disponemos. Por tanto, el reactivo limitante es el hierro y quien está en exceso es el S.

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{32{,}1 \text{ g de S}}{55{,}8 \text{ g de Fe}} = \frac{x \text{ g de S}}{6{,}5 \text{ g de Fe}};\ x = 3{,}7 \text{ g de S reaccionó}$$

La cantidad de producto formado es:

$$3{,}7 \text{ g de S} + 6{,}5 \text{ g de Fe} = 10{,}2 \text{ g de FeS}$$

c) $6{,}4 \text{ g} - 3{,}7 \text{ g} = 2{,}7 \text{ g de S sobrante}$

6 **PAU** **Se introducen 13,5 g de aluminio en 500 mL de una disolución 1,7 M de ácido sulfúrico. Sabiendo que uno de los productos es hidrógeno gaseoso, calcula:**

***a)* La cantidad de ácido sulfúrico que queda sin reaccionar.**

***b)* El volumen de gas obtenido a 27 °C y 2 atm.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$2 Al + 3 H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 H_2$$

a) Averiguamos cuál es el reactivo limitante:

Sabemos que 54 g de Al reaccionan con 294 g de H_2SO_4; entonces, 13,5 g de Al reaccionarán con 73,5 g de H_2SO_4.

Veamos cuántos gramos de H_2SO_4 contiene la disolución:

$$m = MV \cdot \text{masa molar}$$

$$m = 1{,}7 \text{ mol/L} \cdot 0{,}5 \text{ L} \cdot 98 \text{ g/mol} = 83{,}3 \text{ g de } H_2SO_4$$

Como esta cantidad supera los 73,5 g, el H_2SO_4 está en exceso en 9,8 g y, por consiguiente, el reactivo limitante es el Al.

b) Con el aluminio establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{54 \text{ g de Al}}{3 \text{ mol de } H_2} = \frac{13{,}5 \text{ g de Al}}{x \text{ mol de } H_2}$$

$$x = 0{,}75 \text{ mol de } H_2 \text{ gaseoso}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

y sustituimos datos:

$$V = \frac{0{,}75 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol de K} \cdot 300 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 9{,}23 \text{ L}$$

7 **Calcula la cantidad mínima de mineral de cinc del 20 % de pureza que se necesita para que reaccione totalmente con 0,5 L de disolución 1 M de HCl. Los productos de la reacción son cloruro de cinc e hidrógeno.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + 6 H_2$$

Hallamos la masa de HCl contenida en la disolución:

$$n = MV = 1 \text{ mol/L} \cdot 0{,}5 \text{ L} = 0{,}5 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0{,}5 \text{ mol} \cdot 36{,}5 \text{ g/mol} = 18{,}2 \text{ g de HCl}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{65{,}4 \text{ g de Zn}}{73 \text{ g de HCl}} = \frac{x \text{ g Zn}}{18{,}2 \text{ g de HCl}}$$

$$x = 16{,}4 \text{ g de Zn deben reaccionar}$$

Por tanto: $\frac{16{,}4 \text{ g de Zn} \cdot 100}{20 \text{ g de mineral}} = 82 \text{ g de mineral}$

8 **PAU** **El carbonato de calcio ($CaCO_3$) de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Calcula:**

***a)* La cantidad de CaO que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 kg de roca caliza que contiene un 70 % de $CaCO_3$.**

***b)* El volumen de CO_2 obtenido a 17 °C y 740 mmHg de presión.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

a) La cantidad de $CaCO_3$ que hay en 1 kg de piedra caliza es:

$$\frac{1 \cdot 70}{100} = 0{,}7 \text{ kg}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{0{,}100 \text{ kg de } CaCO_3}{0{,}056 \text{ kg de CaO}} = \frac{0{,}7 \text{ kg de } CaCO_3}{x \text{ kg de CaO}}$$

$$x = 0{,}392 \text{ kg de CaO}$$

b) Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{100 \text{ g de } CaCO_3}{1 \text{ mol de } CO_2} = \frac{392 \text{ g de } CaCO_3}{x \text{ mol de } CO_2}$$

$$x = 3{,}92 \text{ mol de } CO_2 \text{ gaseoso}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales,

$V = \frac{nRT}{p}$, y sustituimos datos:

$$V = \frac{3{,}92 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol de K} \cdot 290 \text{ K}}{740/760 \text{ atm}} = 95{,}74 \text{ L}$$

9 **Se desea obtener 45 g de cloruro de cinc haciendo reaccionar un exceso de sulfuro de cinc con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico:**

***a)* ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico del 30 % se consumirá?**

***b)* ¿Qué volumen se producirá de sulfuro de hidrógeno medido en condiciones normales de presión y temperatura?**

La ecuación química que representa el proceso es:

$$ZnS + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2S$$

a) $ZnS + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2S$

(2 mol) (1 mol)

73 g $\rightarrow$ 136,4 g

x g $\rightarrow$ 45 g

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{73 \text{ g de HCl}}{x \text{ g de HCl}} = \frac{136{,}4 \text{ g de } ZnCl_2}{45 \text{ g de } ZnCl_2}$$

$$x = 24{,}1 \text{ g de HCl puro}$$

La cantidad necesaria de HCl del 30 % será superior a 24,1 g. Se calcula así:

$$\frac{24{,}1 \text{ g puros} \cdot 100 \text{ g del } 30\,\%}{30 \text{ g puros}} = 80{,}3 \text{ g de HCl del } 30\,\%$$

b) $ZnS + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2S$

136,4 g 22,4 L (en CN)

45 g x L (en CN)

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{136{,}4 \text{ g de } ZnCl_2}{45 \text{ g de } ZnCl_2} = \frac{22{,}4 \text{ L de } H_2S}{x \text{ L de } H_2S};\ x = 7{,}4 \text{ L de } H_2S$$

10 **Al calentar 13,5 g de un bicarbonato de amonio (NH_4HCO_3) impuro, se obtienen 3,4 L de dióxido de carbono medido en condiciones normales. Halla la pureza del bicarbonato de amonio empleado (además de CO_2, se obtienen NH_3 y H_2O).**

La ecuación química que representa el proceso es:

$$NH_4HCO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O + NH_3$$

79 g $\rightarrow$ 22,4 L

x g $\rightarrow$ 3,4 L

$$\frac{79 \text{ g de } NH_4HCO_3}{x \text{ g de } NH_4HCO_3} = \frac{22{,}4 \text{ L de } CO_2}{3{,}4 \text{ L de } CO_2}$$

$$x = 12 \text{ g de } NH_4HCO_3 \text{ puro}$$

$$\frac{12 \text{ g de } NH_4HCO_3 \text{ puros} \cdot 100 \text{ g del } x\,\%}{x \text{ g puros (\%)}} = 13{,}5 \text{ g};\ x = 88{,}9\,\%$$

11 **PAU** **Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo(II) con 920 g de yoduro de potasio, se obtienen 600 g de yoduro de plomo(II), así como nitrato de potasio. Determina el rendimiento de la reacción y establece cuál de los reactivos está en exceso.**

La ecuación que describe el proceso es:

$$Pb(NO_3)_2 + 2\,KI \rightarrow PbI_2 + 2\,KNO_3$$

Para el cálculo del rendimiento, previamente se necesita conocer cuál es el reactivo que está en exceso o bien el reactivo limitante; para ello, hacemos uso de la siguiente relación:

$$\frac{331{,}2 \text{ g de } Pb(NO_3)}{2 \cdot 166 \text{ g de KI}} = \frac{500 \text{ g de } Pb(NO_3)_2}{x \text{ g de KI}}$$

$$x = 501{,}2 \text{ g de KI}$$

Como partimos de 920 g de KI, tendremos un exceso de 920 − 501,2 = 418,8 g, que son los gramos de KI que quedan sin reaccionar. Conocido el reactivo limitante, $Pb(NO_3)_2$, se calcula la cantidad de PbI_2 que se obtendría teóricamente:

$$\frac{500 \text{ g de } Pb(NO_3)_2}{x \text{ g de } PbI_2} = \frac{331{,}2 \text{ g de } Pb(NO_3)_2}{461{,}2 \text{ g } PbI_2}$$

$$x = 696 \text{ g de } PbI_2 \text{ teóricos}$$

Por tanto, el rendimiento será:

$$\text{rendimiento (\%)} = \frac{\text{masa de producto obtenido realmente}}{\text{masa de producto obtenido teóricamente}} \cdot 100 =$$

$$= \frac{600}{696} \cdot 100 = 86{,}2\,\%$$

12 **PAU** **A 100 cm^3 de una disolución de cloruro sódico 0,5 M, añadimos exceso de nitrato de plata ($AgNO_3$).**

a) **Escribe la ecuación química ajustada que describe el proceso.**

b) **Averigua la masa de cloruro de plata que obtendremos si el rendimiento de la reacción es del 55 %.**

a) $NaCl\,(ac) + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

b) Hallamos la masa de NaCl contenida en la disolución:

$$n = MV = 0{,}5 \text{ mol/L} \cdot 0{,}1 \text{ L} = 0{,}05 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0{,}05 \text{ mol} \cdot 58{,}5 \text{ g/mol} = 2{,}9 \text{ g de NaCl}$$

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{58{,}5 \text{ g de NaCl}}{143{,}5 \text{ g de AgCl}} = \frac{2{,}9 \text{ g de NaCl}}{x \text{ g de AgCl}}$$

x = 7,1 g de AgCl se deberían obtener si el rendimiento fuera del 100 %, pero como es del 55 %, se obtendrá:

$$\frac{7{,}1 \text{ g} \cdot 55}{100} = 3{,}9 \text{ g de AgCl}$$

13 **PAU** **Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forman hidróxido de calcio e hidrógeno. Si el rendimiento de la reacción es del 60 %, calcula:**

a) **La cantidad de hidróxido de calcio que se forma.**

b) **El volumen que se obtiene de hidrógeno medido a 780 mmHg y 35 °C.**

a) La ecuación química que representa el proceso es:

$$CaH_2 + 2\,H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2\,H_2$$

(1 mol) $\rightarrow$ (1 mol)

42 g $\rightarrow$ 74 g

50 g $\rightarrow$ x g

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de } CaH_2}{50 \text{ g de } CaH_2} = \frac{74 \text{ g de } Ca(OH)_2}{x \text{ g de } Ca(OH)_2}$$

$$x = 88{,}1 \text{ g de } Ca(OH)_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 60 %:

$$\frac{88{,}1 \text{ g} \cdot 60}{100} = 52{,}9 \text{ g de } Ca(OH)_2$$

b) $CaH_2 + 2\,H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2\,H_2$

(1 mol) $\rightarrow$ (2 mol)

42 g $\rightarrow$ 2 mol

50 g $\rightarrow$ x mol

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de } CaH_2}{50 \text{ g de } CaH_2} = \frac{2 \text{ mol de } H_2}{x \text{ mol de } H_2};\ x = 2{,}4 \text{ mol de } H_2$$

Puesto que el rendimiento del proceso es del 60 %:

$$\frac{2{,}4 \text{ mol} \cdot 60}{100} = 1{,}44 \text{ mol de } H_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1{,}44 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/mol K} \cdot 308 \text{ K}}{(780/760) \text{ atm}} =$$

$$= 35{,}4 \text{ L de } H_2$$

14 **¿A qué tipo de transformación pertenecen las siguientes reacciones?**

a) $4\,HCl + O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,Cl_2$

b) $2\,Ba + O_2 \rightarrow 2\,BaO$

c) $2\,HgO \rightarrow 2\,Hg + O_2$

d) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + 2\,NO_2 + 1/2\,O_2$

a) De sustitución simple.

b) De formación.

c) De descomposición.

d) De descomposición.

15 Completa estas reacciones, ajústalas, y especifica a qué tipo pertenecen:

a) $\ldots + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + \ldots$

b) $H_2O + SO_3 \rightarrow \ldots$

c) $H_2 + \ldots \rightarrow NH_3$

a) $2\ Al + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2\ Cr$

Es una reacción de sustitución.

b) $H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

Es una reacción de combinación.

c) $3\ H_2 + N_2 \rightarrow 2\ NH_3$

Es una reacción de formación.

16 Indica el número de oxidación de cada uno de los elementos de los siguientes compuestos: O_2, H_2S, FeH_3, O_3, NO_3^-, $CaCO_3$.

$\overset{0}{O_2}$; $\overset{+1-2}{H_2}\overset{+3-1}{S}$; $\overset{0}{Fe}\overset{+5-2}{O_3}$; $\overset{+2+4-2}{CaCO_3}$

17 Describe el proceso que tiene lugar cuando un clavo de hierro se deja durante mucho tiempo a la intemperie.

Se oxida según el proceso:

$$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$$

18 En la descomposición de 2 mol de clorato de potasio se obtienen 3 mol de oxígeno gaseoso y 2 mol de cloruro de potasio sólido. Sabiendo que el proceso anterior desprende 89,6 kJ, escribe la ecuación termoquímica que lo representa y calcula la energía desprendida al descomponer 112,5 g de $KClO_3$.

La ecuación termoquímica es:

$$2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)\ \Delta E = -89{,}6\ kJ$$

Hallamos la masa molar del $KClO_3$ = 122,5 g/mol.

La cantidad que muestra el enunciado equivale a 0,92 mol; por consiguiente:

$$\frac{2\ mol}{0{,}92\ mol} = \frac{89{,}6\ kJ}{x\ kJ};\ x = 41{,}2\ kJ \text{ desprendidos}$$

19 Cuando se forma 1 mol de óxido de nitrógeno(II), NO (g), a partir de sus elementos gaseosos y en condiciones de 1 atm de presión y a 25 °C, se dice que ΔH_f° 90 kJ. Escribe la ecuación termoquímica que lo representa.

$$1/2\ N_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \rightarrow NO\ (g)\ \Delta H_f^\circ = 90\ kJ$$

20 Clasifica las siguientes reacciones de menor a mayor velocidad:

a) $CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O\ (g)$

b) $2\ KClO_3\ (s) \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

c) $2\ KClO_3\ (s) + calor \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$

d) $2\ KClO_3\ (s) + calor + MnO_2\ (s) \rightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g) + MnO_2\ (s)$

a) (es entre gases) > ***d)*** (temperatura alta y catalizador) > ***c)*** (temperatura alta) > ***b)*** (es muy lenta, porque el reactivo es sólido y se descompone muy despacio).

21 Define *materia prima* (utiliza Internet o un diccionario) y clasifica en distintos grupos las materias primas que han aparecido en el epígrafe 5, escribiendo tres ejemplos de cada una de ellas.

Materia prima es todo aquel sistema material que no ha sufrido ningún cambio previo al proceso al que se le va a tratar; es decir, son los sistemas materiales sobre los que va a recaer las acciones de la línea de producción de una determinada industria.

Materias primas naturales, obtenidas del medioambiente: el aire, del que se toma el oxígeno y el nitrógeno; el agua, del que se obtiene hidrógeno y la tierra, de la que saca petróleo, carbón, azufre y minerales; además de madera, grasas, frutos y alcaloides que se extraen de los seres vivos.

Materias primas sintéticas, originadas en las industrias de base: amoníaco, ácido sulfúrico, etanol, hidróxido de sodio, etc.

Materias primas de recuperación, aquellas que provienen de materiales o compuestos capaces de ser reciclados tales como papel, cartón, vidrio y embases

22 Enumera ventajas e inconvenientes de la industria química.

Ventajas: los productos obtenidos hacen que la vida sea más cómoda (ropa de calidad, alimentos suficientes, ocio, productos de limpieza, etc.) y se alargue un tiempo mayor (medicamentos, dietas saludables, cremas corporales, etcétera).

Inconvenientes: contaminación medioambiental: deterioro del medio ambiente en la extracción de las materias primas, subproductos contaminantes, efectos nocivos de estos productos, contaminación atmosférica debido a las fuentes de energía empleadas, etc.

23 ¿A qué tipo de industria pertenece la fabricación del amoníaco por el método de Haber y la obtención de ácido sulfúrico por el método de contacto o el de las cámaras de plomo? ¿Qué tipo de materias primas se utilizan en ambos casos?

La fabricación industrial del amoníaco y la del ácido sulfúrico pertenecen a las denominadas: industrias pesadas o de base.

Materias primas naturales. Para el amoníaco, H_2 del agua y N_2 del aire y para el ácido sulfúrico, S o minerales sulfurados de la tierra, O_2 del aire y H_2O.

24 Cita cuatro ejemplos de reacciones químicas de interés biológico. Puedes utilizar Internet.

Respiración celular, fotosíntesis, fermentaciones, reacciones metabólicas, etcétera.

Cuestiones y problemas (páginas 154/155)

Reacción y ecuación química

1 ¿Cuál es la diferencia existente entre mezcla y reacción química?

Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras que no están químicamente unidas, por lo que cada una mantiene su propia composición y propiedades. Una reacción química es un proceso en el que una o más sustancias (reactivos) se transforman en otra u otras sustancias de distinta naturaleza (productos).

2 ¿Cuál es la principal diferencia entre ecuación química y reacción química?

Una ecuación química es la representación, en el papel o en la pizarra, del proceso real de una reacción química.

3 ¿Qué significa ajustar una ecuación química? ¿Por qué es necesario hacerlo?

Ajustar una ecuación química consiste en encontrar unos coeficientes que, colocados delante de las fórmulas, consigan que se verifique la ley de conservación de la masa o de Lavoisier. Es necesario hacerlo para poder calcular estequiométricamente las cantidades de sustancias.

4 **Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:**

a) $Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

b) $HBF_4 + H_2O \rightarrow H_3BO_3 + HF$

c) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

d) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2 + O_2$

a) $Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$

b) $HBF_4 + 3\ H_2O \rightarrow H_3BO_3 + 4\ HF$

c) $C_4H_{10} + 13/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$

d) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + 2\ NO_2 + 1/2\ O_2$

5 **Escribe las ecuaciones ajustadas que representan las reacciones químicas que se describen a continuación:**

a) **Al calentar carbonato de amonio se libera amoníaco, dióxido de carbono y agua.**

b) **Al calentar óxido de mercurio(II) sólido, este se descompone y produce mercurio líquido y oxígeno gaseoso.**

c) **El cloruro de hierro(III) reacciona con el cloruro de estaño(II) para producir cloruro de hierro(II) y cloruro de estaño(IV).**

a) $(NH_4)_2CO_3 \rightarrow 2\ NH_3 + CO_2 + H_2O$

b) $2\ HgO\ (s) \rightarrow 2\ Hg\ (l) + O_2\ (g)$

c) $2\ FeCl_3 + SnCl_2 \rightarrow 2\ FeCl_2 \rightarrow SnCl_4$

6 **Completa y ajusta las reacciones entre:**

a) **El ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio.**

b) **El ácido fluorhídrico y el hidróxido de aluminio.**

a) $Ca(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$

b) $Al(OH)_3 + 3\ HF \rightarrow AlF_3 + 3\ H_2O$

D 7 **Escribe la ecuación iónica de la reacción, en disolución, del yoduro de potasio con el nitrato de plomo(II) para dar nitrato de potasio y yoduro de plomo(II).**

$$2\ K^+ + 2\ I^- + Pb^{2+} + 2\ NO_3^- \rightarrow 2\ K^+ + 2\ NO_3^- + 2\ I^- + Pb^{2+}$$

Estequiometría

8 **¿Qué se entiende por estequiometría?**

Estequiometría son todos aquellos cálculos aritméticos que se han de realizar en el estudio de una reacción química.

9 **«Lee», en gramos, las siguientes reacciones:**

a) $2\ Al + 3\ Br_2 \rightarrow 2\ AlBr_3$

b) $2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$

a) 54 g de aluminio reaccionan con 480 g de bromo para dar 534 g de bromuro de aluminio.

b) 54 g de aluminio reaccionan con 219 g de cloruro de hidrógeno para dar 267 g de cloruro de aluminio y 6 g de hidrógeno.

10 **«Lee», en moles, las reacciones del ejercicio anterior.**

a) 2 mol de aluminio reaccionan con 3 mol de bromo para dar 2 mol de bromuro de aluminio.

b) 2 mol de aluminio reaccionan con 6 mol de cloruro de hidrógeno para dar 2 mol de cloruro de aluminio y 3 mol de hidrógeno.

11 **Determina las moléculas de oxígeno que se formarán a partir de 10^{25} moléculas de agua oxigenada.**

$$2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$$

Como por cada 2 moléculas de agua oxigenada se produce una de oxígeno, por cada 10^{25} moléculas de agua oxigenada se producirán $10^{25}/2$ moléculas de oxígeno.

12 **El óxido de hierro(II) (s) reacciona con el monóxido de carbono (g) para originar hierro (l) y dióxido de carbono (g). Ajusta la reacción y contesta las siguientes preguntas:**

a) **¿Qué cantidad de CO_2 se forma por cada 5 mol de hierro que se originan?**

b) **¿Qué cantidad de CO se necesita para producir 15 mol de hierro?**

$$FeO\ (s) + CO\ (g) \rightarrow Fe\ (l) + CO_2\ (g)$$

a) Por cada mol de Fe se forma 1 mol de CO_2; entonces, por cada 5 mol de Fe se formarán 5 mol de CO_2.

b) Se necesita 1 mol de CO para formar 1 mol de Fe; entonces, 15 mol de Fe necesitarán 15 mol de CO.

13 **PAU** **El hierro y el azufre reaccionan mediante calentamiento para formar sulfuro de hierro(III).**

a) **Escribe y ajusta la ecuación que representa el proceso.**

b) **Calcula los átomos de hierro que reaccionan con un mol de átomos de azufre.**

c) **¿A cuántos gramos de hierro equivalen esos átomos?**

a) $2\ Fe + 3\ S \rightarrow Fe_2S_3$

b) Establecemos la siguiente proporción:

Si 3 mol de átomos de S reaccionan con $2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, con 1 mol de átomos de S reaccionarán *x* átomos de Fe

$$x = 2/3 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de Fe} = 4{,}01 \cdot 10^{23}\ \text{átomos de Fe}$$

c) Si 1 mol de Fe equivale a $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, $4{,}01 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe equivaldrán a 0,666 mol de Fe; entonces:

$$\frac{1\ \text{mol de Fe}}{56\text{g de Fe}} = \frac{0{,}666\ \text{mol de Fe}}{x\ \text{g de Fe}};\ x = 37{,}3\ \text{g de Fe}$$

14 **¿Qué masa de oxígeno se necesita para quemar 30 g de etanol (C_2H_5OH)? En condiciones normales, ¿qué volumen de dióxido de carbono se desprende?**

$$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{46\ \text{g de } C_2H_5OH}{96\ \text{g de } O_2} = \frac{30\ \text{g de } C_2H_5OH}{x\ \text{g de } O_2};\ x = 62{,}6\ \text{g de } O_2$$

$$\frac{46\ \text{g de } C_2H_5OH}{2 \cdot 22{,}4\ \text{L de } CO_2} = \frac{30\ \text{g de } C_2H_5OH}{x\ \text{L de } CO_2};\ x = 29{,}2\ \text{L de } CO_2$$

15 **Calcula la masa de amoníaco que puede obtenerse con 10 L de hidrógeno medidos en condiciones normales y con exceso de nitrógeno, si el rendimiento de la reacción es del 70 %.**

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{3 \cdot 22{,}4\ \text{L de } H_2}{2 \cdot 17\ \text{g de } NH_3} = \frac{10\ \text{L de } H_2}{x\ \text{g de } NH_3};\ x = 5{,}06\ \text{g de } NH_3$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 70 %, entonces 5,06 g · 70/100 = 3,5 g de NH_3.

D 16 **PAU** **Se tratan 200 g de carbonato de calcio con una disolución 4 M de HCl. Calcula:**

a) **El volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato.**

b) **El volumen de CO_2 obtenido a 15 °C y 750 mmHg.**

a) $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

$$\frac{100\ \text{g de } CaCO_3}{73\ \text{g de HCl}} = \frac{200\ \text{g de } CaCO_3}{x\ \text{g de HCl}};\ x = 146\ \text{g de HCl}$$

Entonces:

$$n = \frac{146\ \text{g}}{36{,}5\ \text{g/mol}} = 4\ \text{mol de HCl}$$

Como $M = \frac{n}{V}$, entonces, el volumen es:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{4\ \text{mol}}{4\ \text{mol/L}} = 1\ \text{L de disolución}$$

b) $\frac{100\ \text{g de } CaCO_3}{1\ \text{mol de } CO_2} = \frac{200\ \text{g de } CaCO_3}{x\ \text{mol de } CO_2}$; $x = 2\ \text{mol de } CO_2$

Como $pV = nRT$, entonces, el volumen será:

$V = nRT/p$; sustituimos datos:

$$V = \frac{2\ \text{mol} \cdot 0{,}082\ \text{atm L/mol K} \cdot 288\ \text{K}}{(750/760)\ \text{atm}} = 47{,}86\ \text{L}$$

17 **Los carbonatos de metales pesados se descomponen por el calor en dióxido de carbono y el óxido del metal correspondiente. Calcula la masa de cal viva (CaO) que se obtiene al calentar 100 kg de piedra caliza que contiene un 80 % de $CaCO_3$.**

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

100 kg de caliza contienen: $100 \cdot 80/100 = 80\ \text{kg de } CaCO_3$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{100\ \text{g de } CaCO_3}{56\ \text{g de CaO}} = \frac{80\,000\ \text{g de } CaCO_3}{x\ \text{g de CaO}}$$

$$x = 44\,800\ \text{g de CaO} = 44{,}8\ \text{kg}$$

18 **Se mezclan dos disoluciones, una de $AgNO_3$ y otra de NaCl, cada una de las cuales contiene 20 g de cada sustancia. Halla la masa de AgCl que se forma.**

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow NaNO_3 + AgCl$$

Hay que encontrar el reactivo limitante. Para ello, establecemos la siguiente relación estequiométrica:

170 g de $AgNO_3$ reaccionan con el NaCl suficiente para dar 143,5 g de AgCl.

20 g de $AgNO_3$ reaccionarán con una cantidad inferior a 20 g de NaCl para dar x g de AgCl:

$$x = 16{,}9\ \text{g de AgCl}$$

El reactivo limitante es, pues, el $AgNO_3$.

19 **En la oxidación de 80 g de hierro con el suficiente oxígeno se obtienen 95 g de óxido de hierro(III). Determina:**

a) **El rendimiento de la reacción.**

b) **La cantidad de hierro que no se ha oxidado.**

a) La ecuación que describe el proceso es:

$$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$$

(4 mol) (2 mol)

223,2 g → 319,2 g

80 g → x g

$$\frac{223{,}2\ \text{g de Fe}}{80\ \text{g de Fe}} = \frac{319{,}2\ \text{g de } Fe_2O_3}{x\ \text{g de } Fe_2O_3};\ x = 114{,}4\ \text{g de } Fe_2O_3$$

Como tan solo se obtienen 95 g de Fe_2O_3, el rendimiento será:

$$\frac{114{,}4\ \text{g de } Fe_2O_3}{100\ \%} = \frac{95\ \text{g de } Fe_2O_3}{x\ \%};\ x = 83\ \%$$

b) $4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

(4 mol) (2 mol)

223,2 g → 319,2 g

x g → 95 g

$$\frac{223{,}2\ \text{g de Fe}}{x\ \text{g de Fe}} = \frac{319{,}2\ \text{g de } Fe_2O_3}{95\ \text{g de } Fe_2O_3};\ x = 66{,}4\ \text{g de Fe}$$

Por consiguiente sobran:

$$80\ \text{g} - 66{,}4\ \text{g} = 13{,}6\ \text{g de Fe}$$

20 **El clorobenceno, C_6H_5Cl, es un compuesto orgánico que se emplea para obtener insecticidas, desinfectantes, limpiadores... e incluso aspirina. Sabiendo que se obtiene a partir de la siguiente reacción: $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$, averigua la cantidad de benceno (C_6H_6) que es necesaria para obtener 1 kg de C_6H_5Cl, si el rendimiento es del 70 %.**

$$C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{78\ \text{g de } C_6H_6}{112{,}5\ \text{g de } C_6H_5Cl} = \frac{x\ \text{g de } C_6H_6}{(1\,000 \cdot 100/70)\ \text{g de } C_6H_5Cl}$$

$$x = 990{,}5\ \text{g de } C_6H_6$$

21 **Un mineral contiene un 80 % de sulfuro de cinc. Calcula la masa de oxígeno necesaria para que reaccionen 445 g de mineral (se forma óxido de cinc y dióxido de azufre).**

$$2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

Calculamos la masa de ZnS que contiene el mineral:

$$445\ \text{g} \cdot \frac{80}{100} = 356\ \text{g de ZnS}$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 97{,}4\ \text{g de ZnS}}{3 \cdot 32\ \text{g de } O_2} = \frac{356\ \text{g de ZnS}}{x\ \text{g de } O_2};\ x = 175{,}4\ \text{g de } O_2$$

22 **¿Qué volumen de disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4, 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución 1 M de NaOH?**

$$2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

$n\ (NaOH) = VM = 0{,}01\ \text{L} \cdot 1\ \text{mol/L} = 0{,}01\ \text{mol de NaOH}$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2\ \text{mol de NaOH}}{1\ \text{mol de } H_2SO_4} = \frac{0{,}01\ \text{mol de NaOH}}{x\ \text{mol de } H_2SO_4}$$

$$x = 0{,}005\ \text{mol de } H_2SO_4$$

Como $V = \frac{n}{M}$, $V = \frac{0{,}005\ \text{mol}}{0{,}1\ \text{mol/L}} = 0{,}05\ \text{L} = 50\ \text{mL}$

23 **La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.**

a) **Calcula las moléculas de agua que se producirán cuando se quemen 15 moléculas de dicho alcohol.**

b) **¿Qué cantidad de etanol reaccionará con $5{,}1 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno?**

$$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

a) Por cada molécula de C_2H_5OH se obtienen 3 moléculas de H_2O; por consiguiente, por cada 15 moléculas de C_2H_5OH se obtendrán 45 moléculas de H_2O.

b) Establecemos la proporción:

$$\frac{1\ \text{mol de } C_2H_5OH}{3 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas de } O_2} =$$

$$= \frac{x\ \text{mol de } C_2H_5OH}{5{,}1 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas de } O_2};\ x = 2{,}82\ \text{mol de } C_2H_5OH$$

Clases de reacciones químicas

24 **¿Qué tipos de reacciones químicas conoces?**

- Reacciones de formación o de síntesis.
- Reacciones de descomposición.
- Reacciones de sustitución.
- Reacciones de neutralización.
- Reacciones de oxidación-reducción.

25 **¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base?**

Ácido es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones H^+. Base es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones OH^-.

26 **¿Qué se entiende por número de oxidación de un elemento en un compuesto?**

Número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga (real o formal) que tendría suponiendo que el compuesto estuviera formado exclusivamente por enlaces iónicos.

27 **¿Qué significa reducción? ¿Y oxidación?**

Todo proceso en el que se ganan electrones se llama reducción. Y en el que se pierden electrones se llama oxidación.

28 **Escribe la ecuación química (ajustada) correspondiente a la neutralización del ácido sulfúrico y el hidróxido de aluminio.**

$$3\ H_2SO_4 + 2\ Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

29 **Calcula el número de oxidación de cada uno de los elementos que intervienen en los compuestos o iones que forman parte de las reacciones químicas que se citan a continuación:**

a) $H_2\ (g) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ HCl\ (g)$

b) $3\ NO_2\ (g) + H_2O\ (l) \rightarrow 2\ HNO_3\ (l) + NO\ (g)$

c) $4\ NH_3\ (g) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ N_2\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$

d) $3\ Ag^+\ (aq) + PO_4^{3-}\ (aq) \rightarrow Ag_3PO_4\ (s)$

a) $\overset{0}{H_2}\ (g) + \overset{0}{Cl_2}\ (g) \rightarrow 2\ \overset{+1-1}{HCl}\ (g)$

b) $3\ \overset{+4-2}{NO_2}\ (g) + \overset{+1-2}{H_2O}\ (l) \rightarrow 2\ \overset{+1+5-2}{HNO_3}\ (l) + \overset{+2-2}{NO}\ (g)$

c) $4\ \overset{-3+1}{NH_3}\ (g) + 3\ \overset{0}{O_2}\ (g) \rightarrow 2\ \overset{0}{N_2}\ (g) + 6\ \overset{+1-2}{H_2O}\ (g)$

d) $3\ \overset{+1}{Ag^+}\ (aq) + \overset{+5-2}{PO_4^{3-}}\ (aq) \rightarrow \overset{+1\ +5-2}{Ag_3PO_4}\ (s)$

30 **Una de las reacciones del ejercicio anterior no es de tipo redox; ¿de cuál se trata?**

La ***d)***. Los números de oxidación no cambian. No se produce oxidación ni reducción.

Energía de las reacciones químicas

31 **¿Mediante qué mecanismo unas sustancias se transforman en otras nuevas?**

La teoría de colisiones explica la ruptura y formación de enlaces. Por la teoría cinético-molecular sabemos que las moléculas están en continuo movimiento, chocando entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. Los choques entre moléculas son los causantes de las rupturas de enlaces. Para que el choque sea eficaz y rompa enlaces:

- Las moléculas deben tener suficiente energía cinética.
- Deben chocar con una orientación adecuada.

32 **¿Cómo se clasifican las reacciones químicas desde el punto de vista energético?**

Endotérmicas y exotérmicas.

33 **¿A qué se llama calor de reacción?**

Calor de reacción es la energía que se desprende o se absorbe en una reacción química. Normalmente, se mide en kJ/mol.

34 **¿Qué es y qué signo tiene la variación de entalpía de una reacción?**

La variación de entalpía de una reacción es la energía absorbida o desprendida en un proceso químico cuando este sucede a presión constante: $\Delta H = \Sigma H_{productos} - \Sigma H_{reactivos}$

Su signo es positivo en reacciones endotérmicas y negativo en reacciones exotérmicas.

35 **¿A qué se llama complejo activado? ¿Qué es la energía de activación?**

El complejo activado es un agregado inestable que constituye un estado de transición entre los reactivos y los productos. En este agregado, los enlaces entre los átomos de los reactivos quedan debilitados, y los enlaces entre los átomos de los productos se encuentran en proceso de formación.

Para que pueda formarse el complejo activado, se precisa una energía mínima llamada energía de activación. A partir de ese estado, el complejo activado puede derivar tanto hacia los reactivos como hacia los productos. En el perfil energético de una reacción, el complejo activado corresponde con el máximo de energía.

36 **En la reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno para formar amoníaco, ¿qué enlaces se rompen y cuáles se forman?**

Se rompe un enlace triple en la molécula de nitrógeno y un enlace sencillo en la molécula de hidrógeno y se forman tres enlaces sencillos en la molécula de amoniaco.

37 **Representa, dibujando las moléculas, la reacción del ejercicio anterior.**

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

38 **Justifica, haciendo referencia a las entalpías de formación, por qué algunas reacciones son endotérmicas, mientras que otras son exotérmicas.**

Serán endotérmicas aquellas reacciones en las que se cumpla esta relación:

$$\Sigma \Delta H_{productos} > \Sigma \Delta H_{reactivos}$$

Es decir, aquellas en donde la energía aportada para romper enlaces es superior a la energía liberada al formarse enlaces nuevos.

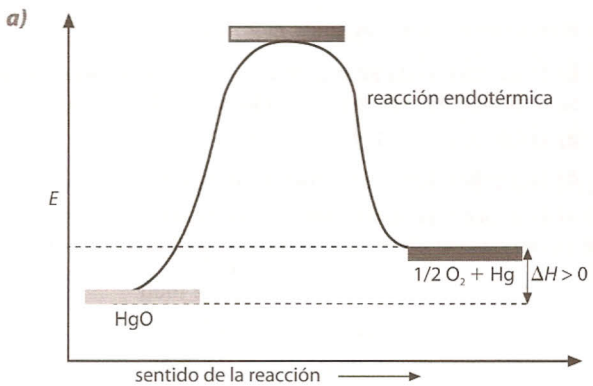
Será exotérmica en caso contrario.

39 **Representa las siguientes reacciones termoquímicas en diagramas de entalpía:**

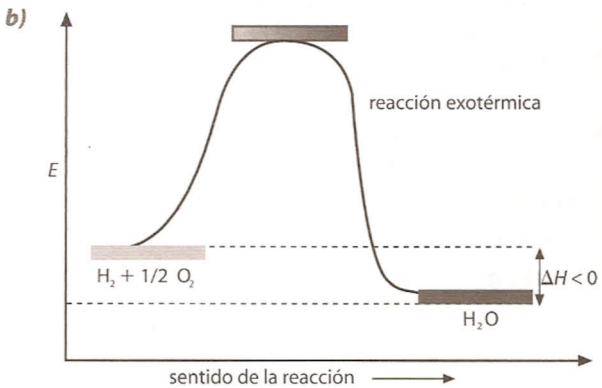
a) $HgO\ (s) \rightarrow 1/2\ O_2\ (g) + Hg\ (l)$

b) $H_2\ (g) + 1/2\ O_2\ (g) \rightarrow H_2O\ (l)$

a)



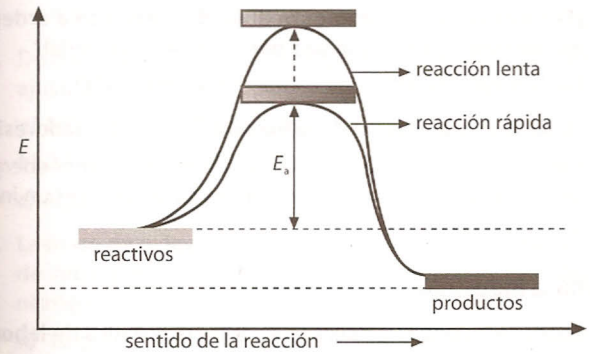
b)



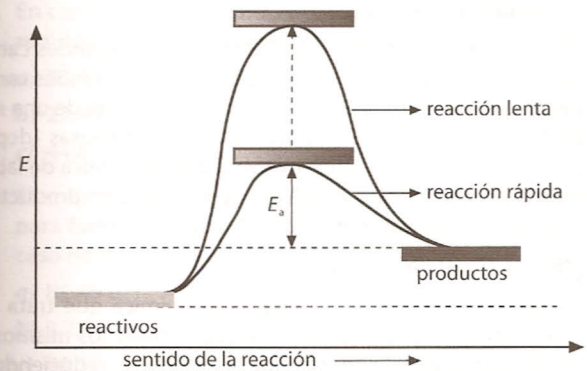
40 **Teniendo en cuenta que la variación de entalpía de formación del HCl (g), $\Delta H_f^\circ = -92{,}3$ kJ/mol, escribe la ecuación termoquímica correspondiente a la formación de 2 mol de HCl a partir de sus elementos (H_2 y Cl_2).**

$$H_2\,(g) + Cl_2\,(g) \rightarrow 2\,HCl\,(g)\ \Delta H_f^\circ = -184{,}6\ kJ$$

41 **Representa en una misma gráfica entalpía-sentido de reacción una reacción exotérmica lenta y otra rápida.**



42 **Representa en una misma gráfica entalpía-sentido de reacción una reacción endotérmica lenta y otra rápida.**



43 **Sabiendo que C (s) + 1/2 O_2 (g) → CO (g) implica que ΔH_f° = = −110,5 kJ, calcula el calor desprendido a 25 °C y 1 atm, cuando se forman 20 g de CO (g).**

Como las condiciones de presión y temperatura son idénticas, podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{28\text{ g de CO}}{110{,}5\text{ kJ}} = \frac{20\text{ g de CO}}{x\text{ kJ}};\ x = 78{,}9\text{ kJ desprendidos}$$

44 **Sabiendo que H_2 (g) + Br_2 (l) → 2 HBr (g), $\Delta H_f^\circ = -72{,}8$ kJ, calcula la variación de entalpía de formación del HBr.**

Si al formarse dos moles de HBr se desprenden 72,8 kJ, al formarse 1 mol se desprenderán 36,4 kJ.

45 **Cuando se quema un mol de etanol (C_2H_5OH) a 298 K y presión constante, se libera 1 365 kJ de calor. Escribe la ecuación termoquímica correspondiente y calcula la variación de entalpía.**

$$C_2H_5OH\,(l) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(l);\ -1\,365\ kJ$$

$$\Delta H = -1\,365\ kJ$$

46 **El calor de combustión del ácido acético (ácido etanoico) líquido es −874 kJ/mol. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del dióxido de carbono gas y del agua líquida son, respectivamente, −393,5 y −285,6 kJ/mol:**

a) **Determina la entalpía de formación estándar del ácido acético líquido.**

b) **¿Qué producirá más calor: la combustión de 1 kg de carbono o la de 1 kg de ácido acético?**

$$C_2H_4O_2 + 2\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O$$

a) Aplicando la ecuación **6.2:**

$$\Delta H = \Sigma\Delta H_{productos} - \Sigma\Delta H_{reactivos}$$

$$-874\text{ kJ} = [2\text{ mol} \cdot (-393{,}5\text{ kJ/mol}) +$$
$$+ 2\text{ mol} \cdot (-285{,}6\text{ kJ/mol})] - [\Delta H^\circ + 0\text{ kJ/mol}]$$

$$\Delta H^\circ = -484{,}2\text{ kJ}$$

b) Observando el valor de la entalpía de formación estándar del CO_2 ($C + O_2 \rightarrow CO_2$), podemos concluir que la combustión de 1 mol de carbono produce 393,5 kJ. Como un mol de C equivale a 12 g, la combustión completa de 1 kg de C producirá:

$$\frac{1\,000\text{ g} \cdot 393{,}5\text{ kJ}}{12\text{ g}} = 32\,792\text{ kJ}$$

Observando el valor del calor de combustión del $C_2H_4O_2$, podemos concluir que la combustión de 1 mol de este compuesto produce 874 kJ. Como un mol de $C_2H_4O_2$, equivale a 60 g, la combustión completa de 1 kg de $C_2H_4O_2$, producirá:

$$\frac{1\,000\text{ g} \cdot 874\text{ kJ}}{60\text{ g}} = 14\,566{,}7\text{ kJ}$$

Por consiguiente, produce más calor la combustión de 1 kg de carbono.

D 47 **PAU** **Sabiendo que 2 Al_2O_3 (s) → 4 Al (s) + 3 O_2 (g), ΔH° = = 3 339,6 kJ, calcula:**

a) **El calor de formación del trióxido de dialuminio.**

b) **Cuánto valdrá el calor desprendido, a 1 atm y 25 °C, al formarse 10 g de trióxido de dialuminio.**

a) Aplicando la ecuación **6.2:**

$\Delta H = \Sigma\Delta H_{productos} - \Sigma\Delta H_{reactivos}$; tenemos:

$$3\,339{,}6\text{ kJ} = [0] - [2\,\Delta H^\circ];\ \Delta H^\circ = -1\,669{,}8\text{ kJ/mol}$$

b) Establecemos la proporción:

$$\frac{102\text{ g/mol de } Al_2O_3}{1\,669{,}8\text{ kJ}} = \frac{10\text{ g de } Al_2O_3}{x\text{ kJ}};\ x = 163{,}7\text{ kJ}$$

48 **PAU** **Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos de formación, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, el agua y el ácido fórmico (ácido metanoico), así como la reacción de combustión del ácido fórmico. A continuación determina la entalpía de combustión de este ácido. Datos: ΔH_f° (CO_2) = −393,5 kJ/mol; ΔH_f° (H_2O) (l) = = −285,6 kJ/mol; $\Delta H^\circ f$ (HCOOH) = −415 kJ/mol**

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$H_2 + 1/2\,O_2 \rightarrow H_2O$$

$$C + O_2 + H_2 \rightarrow HCOOH$$

$$HCOOH + 1/2\,O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Aplicamos la ecuación **6.2:**

$\Delta H = \Sigma\Delta H_{productos} - \Sigma\Delta H_{reactivos}$; tenemos:

$$\Delta H = [1\text{ mol} \cdot (-393{,}5\text{ kJ/mol}) + 1\text{ mol} \cdot (-285{,}6\text{ kJ/mol})] -$$
$$- [1\text{ mol } (-415\text{ kJ/mol}) + 0] = -264{,}1\text{ kJ}$$

Velocidad de reacción

49 **¿Cómo puede medirse la velocidad de una reacción?**

La velocidad de una reacción puede obtenerse midiendo la disminución de concentración de uno de los reactivos o el aumento de concentración de uno de los productos en la unidad de tiempo.

50 **Enuncia y explica los factores que alteran la velocidad de una reacción química.**

Los factores que alteran la velocidad de una reacción química son:

Naturaleza de los reactivos. Las reacciones entre disoluciones iónicas son muy rápidas, pues consisten simplemente en la

reagrupación de iones. También son rápidas aquellas en las que únicamente hay un intercambio de electrones de unos iones a otros, así como las reacciones exotérmicas que se dan entre sustancias gaseosas, una vez adquirida la energía de activación necesaria.

Concentración de los reactivos. Según la teoría cinético-molecular, el número de choques es proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos que intervienen en la reacción.

Superficie de contacto. En las llamadas reacciones heterogéneas, los reactivos están en fases diferentes, y como la reacción solo se da en la superficie de contacto, la velocidad de reacción va a depender directamente del tamaño de este área de contacto. Es por este motivo por el que los reactivos sólidos se suelen triturar. Y las reacciones entre gases, o entre sustancias en disolución, son rápidas, pues el grado de división es el máximo posible.

Temperatura. La velocidad de las reacciones está fuertemente influida por la temperatura. Muchas reacciones que a temperatura ordinaria tienen una velocidad casi nula alcanzan una gran velocidad con un ligero aumento de la temperatura, por ejemplo las combustiones. La explicación es sencilla: al aumentar la temperatura, incrementa la energía cinética media y se eleva también el número de moléculas que alcanzan la energía de activación.

Catalizadores. Los catalizadores son sustancias que modifican mucho la velocidad de las reacciones, sin que ellos mismos experimenten ninguna variación química permanente y sin que modifiquen la cantidad de producto formado. Su acción se llama catálisis.

La variación de la velocidad se debe a que el catalizador cambia el curso de la reacción y hace que esta transcurra por un camino nuevo, de menor energía de activación (catalizadores positivos) o de mayor energía de activación (catalizadores negativos o inhibidores).

51 **Indica qué harías para aumentar la velocidad de la reacción que tiene lugar entre el $CaCO_3$ (s) y una disolución de HCl.**

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

- Triturar el carbonato.
- Aumentar la concentración de HCl.
- Utilizar algún catalizador.
- Retirar alguno de los productos obtenidos.

52 **¿Por qué el hierro finamente dividido comienza a arder a menor temperatura que una barra de dicho material?**

Por la mayor superficie de contacto que ofrece al O_2.

53 **¿Cuál es el mecanismo de actuación de los catalizadores?**

Llevar a la reacción por un camino distinto, de menor energía de activación (o de mayor energía de activación, si es un inhibidor).

Química industrial

54 **Busca semejanzas y diferencias entre la química de laboratorio y la industrial.**

Semejanzas: ambas estudian a pequeña escala el desarrollo de una determinada reacción química: mecanismo del proceso, condiciones más favorables, etc.

Diferencias: la química industrial trabaja con grandes cantidades de materias primas a la vez que obtiene grandes cantidades de productos químicos, por lo que necesita de una red de transporte y unas instalaciones muy espaciosas (depósitos, tanques, hornos, etc.); mientras que la química de laboratorio no precisa ni esas masivas cantidades de productos, ni la red de transporte ni las grandes instalaciones.

55 **¿Qué es la química verde?**

La química verde es una rama de la química que trata de diseñar nuevos procesos con los que obtener los mismos o mejores productos químicos que los de ahora, reduciendo o eliminando el uso y producción de sustancias que puedan dañar la salud de las personas o el medio ambiente.

Evaluación (página 156)

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

1. Las reacciones químicas se producen siempre que:

a) Se mezclan dos sustancias distintas.

b) Tienen lugar choques entre las moléculas de los reactivos.

▶ *c)* Se consigan romper los enlaces de las moléculas de los reactivos.

2. De las siguientes ecuaciones químicas, indica cuáles están ajustadas:

a) $HCl + 2\ Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

b) $2\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

▶ *c)* $H_2O + N_2O_5 \rightarrow 2\ HNO_3$

3. La masa de oxígeno necesaria para que 15 g de monóxido de nitrógeno se transformen totalmente en dióxido de nitrógeno es:

a) 16 g

▶ *b)* 8 g

c) 32 g

4. En condiciones normales, el volumen de hidrógeno que se requiere para formar un mol de amoníaco es:

▶ *a)* 33,6 L

b) 22,4 L

c) 44,8 L

5. El volumen de oxígeno, a 25 °C y 0,9 atm, que hace falta para formar 243 g de óxido de magnesio a partir de un exceso de magnesio es:

▶ *a)* 81,45 L

b) 2,23 L

c) 40,52 L

6. Indica cuáles de las siguientes reacciones químicas son de oxidación-reducción:

a) $2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

▶ *b)* $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

c) $CaCO_3 + CaO + CO_2$

7. El número de oxidación del S en el ion HSO_4^- es:

a) -1

▶ *b)* $+6$

c) -4

8. Una reacción es endotérmica si:

a) La energía aportada para romper enlaces es inferior a la energía liberada al formarse los nuevos enlaces.

b) La variación de entalpía es negativa.

▶ *c)* La energía aportada para romper enlaces es superior a la energía liberada al formarse los nuevos enlaces.

9. Sabiendo que para la reacción $H_2O_2\ (g) \rightarrow H_2\ (g) + O_2\ (g)$ $\Delta H = -196$ kJ, el calor desprendido cuando se descompone 5 g de peróxido de hidrógeno es:

a) 34 kJ

b) 98 kJ

▶ *c)* 28,8 kJ

10. La combustión del carbono es una reacción exotérmica; sin embargo:

▶ *a)* Necesita energía para producirse.

b) Un catalizador la haría más exotérmica.

c) Si trituramos el carbono, sería más exotérmica.

7 Química de carbono. Formulación orgánica

ESQUEMA DE LA UNIDAD

- 1. Enlaces del carbono *páginas 158/160*
  - 1.1. El átomo de carbono páginas 158/160
  - 1.2. Representación de las moléculas orgánicas página 160
  - 1.3. Serie homóloga y grupo funcional página 160
- *2. Hidrocarburos* páginas 161/168
  - 2.1. Alcanos páginas 161/163
  - 2.2. Alquenos página 164
  - 2.3. Alquinos página 165
  - 2.4. Hidrocarburos alicíclicos (no aromáticos) página 166
  - 2.5. Hidrocarburos aromáticos páginas 166/168
- 3. Halogenuros de alquilo página 169
- 4. Compuestos oxigenados páginas 170/174
  - 4.1. Alcoholes y fenoles páginas 170/171
  - 4.2. Éteres página 171
  - 4.3. Aldehídos y cetonas página 172
  - 4.4. Ácidos carboxílicos página 173
  - 4.5. Ésteres página 174
- 5. Compuestos nitrogenados páginas 175/176
  - *5.1. Aminas* página 175
  - 5.2. Amidas página 176
- *6. Isomería* *páginas 177/179*
  - 6.1. Isomería plana o estructural página 177
  - 6.2. Isomería espacial o estereoisomería páginas 178/179
- 7. El petróleo páginas 180/182
  - 7.1. Origen, localización y composición *página 180*
  - 7.2. Refinado página 180
  - 7.3. Gasolinas página 181
  - 7.4. Petroquímica página 181
  - 7.5. Repercusiones asociadas al uso de combustibles fósiles página 182
  - 7.6. Los biocombustibles: ventajas e inconvenientes página 182
- 8. Desarrollo de los compuestos orgánicos de síntesis páginas 183/184
  - 8.1. La revolución de los nuevos materiales páginaa 183
  - 8.2. Contaminantes orgánicos persistentes página 184
- Ideas claras página 185

Cuestiones previas (página 157)

1. ¿De cuántos enlaces, como máximo, puede rodearse un átomo de carbono?

Debido a que un átomo de carbono posee cuatro electrones de valencia, como máximo podrá rodearse de cuatro enlaces covalentes simples.

2. ¿Por qué hay tantos compuestos de carbono?

Por las características electrónicas del átomo de carbono ($2s^1 2p^3$), que permite la unión entre sí de muchos otros átomos de carbono, con enlaces fuertes.

3. ¿Qué son los hidrocarburos? Pon algunos ejemplos.

Los hidrocarburos son compuestos que contienen, exclusivamente, átomos de carbono y de hidrógeno. Algunos ejemplos son el butano, el acetileno, el benceno, etcétera.

4. Escribe la fórmula del butano, pentano y etanol.

Butano: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
Pentano: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
Etanol: CH_3-CH_2OH

5. ¿Pueden dos compuestos orgánicos tener la misma fórmula molecular y presentar distintas propiedades? Pon algún ejemplo.

Sí, serían isómeros. Por ejemplo: Etanol (CH_3-CH_2OH) y dimetiléter (CH_3-O-CH_3).

6. Cita algún ejemplo de compuesto orgánico que sea especialmente contaminante.

Muchos insecticidas, por ejemplo el DDT.

Actividades (páginas 162/184)

1 PAU **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

a) 2,4-dimetilpentano.

b) 3-etil-4-metilhexano.

c) 5-etil-2,3,3-trimetilheptano.

2 PAU **Formula los siguientes compuestos:**

***a)* 3-etilhexano.**

***b)* 2,2,3-trimetilpentano.**

***c)* 4-etil-2,7-dimetiloctano.**

a) $CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_3$

b) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

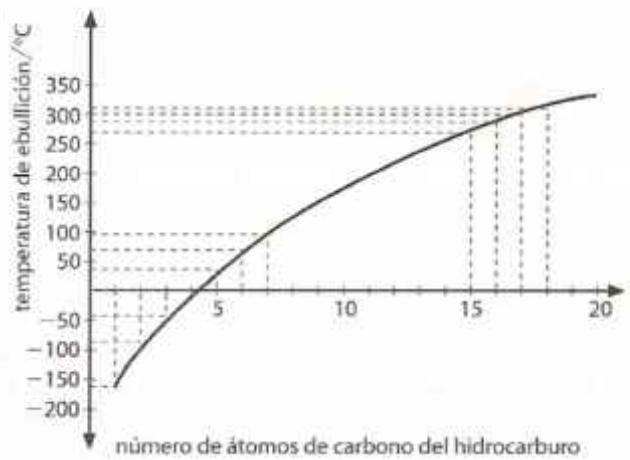
3 Con los datos de la tabla 7.2, construye estas dos gráficas:

***a)* Punto de ebullición en función del número de carbonos.**

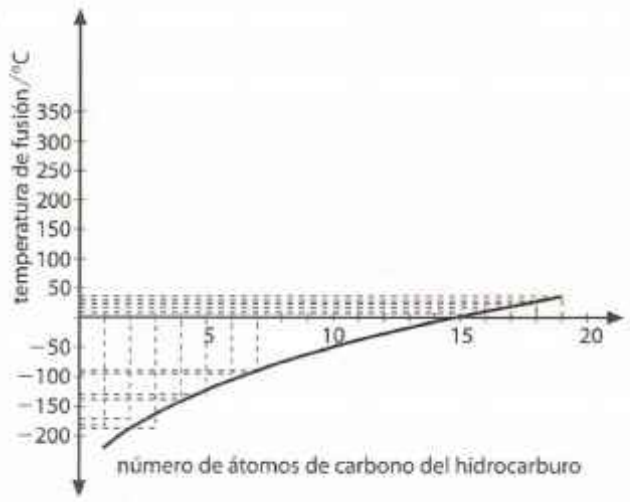
***b)* Punto de fusión en función del número de carbonos.**

Fórmula molecular	Nombre	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)
CH_4	Metano	−162	−183
C_2H_6	Etano	−88	−172
C_3H_8	Propano	−42	−187
C_4H_{10}	Butano	0,5	−138
C_5H_{12}	Pentano	36	−130
C_6H_{14}	Hexano	69	−95
C_7H_{16}	Heptano	98	−91
$C_{15}H_{32}$	Pentadecano	268	10
$C_{16}H_{34}$	Hexadecano	285	18
$C_{17}H_{36}$	Heptadecano	300	22
$C_{18}H_{38}$	Octadecano	310	28

a)



b)



4 Explica la variación de los puntos de fusión y de ebullición de los compuestos de la tabla 7.3.

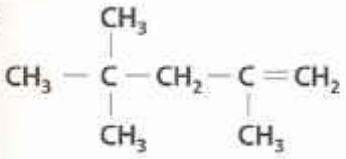
Fórmula molecular y nombre	p.e. (°C)	p.f. (°C)
C_6H_{14} hexano	69	−95
C_6H_{14} 2-metilpentano	60	−154
C_6H_{14} 2,2-dimetilbutano	49	−100

Se observa que, a igualdad de número de átomos de carbono, cuanto más ramificada esté la cadena, menor es el punto de ebullición. Este hecho se debe a que, a medida que la ramificación aumenta, la forma de la molécula tiende a aproximarse a la de una esfera, con lo que disminuye su superficie. Esto se traduce en un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares, que pueden ser superadas a temperaturas más bajas.

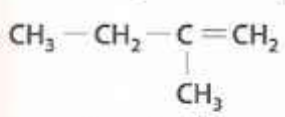
En los puntos de fusión, sin embargo, no se observa tal regularidad; eso se debe al hecho de que, en un cristal, las fuerzas intermoleculares dependen, además, de la mayor o menor facilidad con la que las moléculas encajan dentro del retículo cristalino.

5 **PAU** **Nombra estos compuestos:**

a)



b)



a) 2,4,4-trimetil-1-penteno *(2,4,4-trimetilpent-1-eno).*

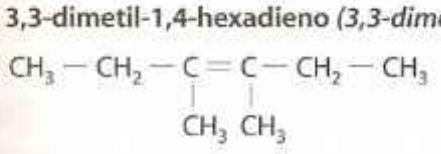
b) 2-metil-1-buteno *(2-metilbut-1-eno).*

6 **PAU** **Formula estos compuestos:**

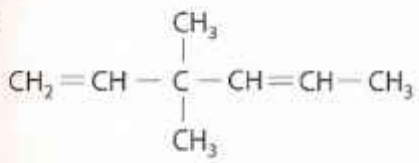
a)* 3,4-dimetil-3-hexeno *(3,4-dimetilhex-3-eno).

b)* 3,3-dimetil-1,4-hexadieno *(3,3-dimetilhexa-1,4-dieno).

a)

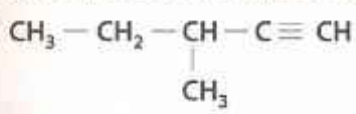


b)

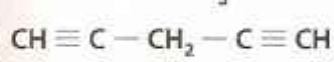


7 **PAU** **Nombra estos compuestos:**

a)



b)



a) 3-metilpentino *(3-metilpent-1-ino).*

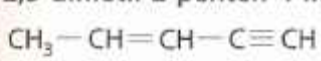
b) 1,4-pentadiino *(pent-1,4-diino).*

8 **PAU** **Formula estos compuestos:**

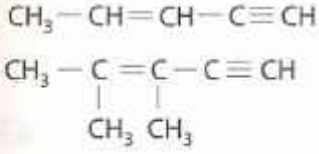
a)* 2-penten-4-ino *(pent-2-en-4-ino).

b)* 2,3-dimetil-2-penten-4-ino *(2,3-dimetilpent-2-en-4-ino).

a)

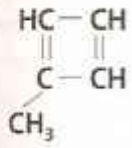


b)

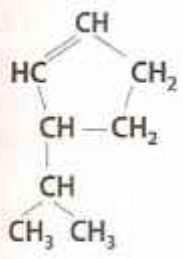


9 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

a)



b)



a) 1-metil-1,3-ciclobutadieno *(1-metilciclobuta-1,3-dieno).*

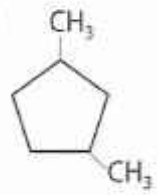
b) 3-isopropil-1-ciclopenteno *(3-isopropilciclopent-1-eno).*

10 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

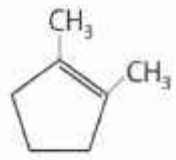
***a)* 1,3-dimetilciclopentano.**

***b)* 1,2-dimetilciclopenteno.**

a)

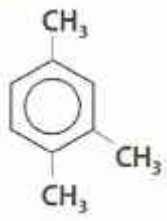


b)

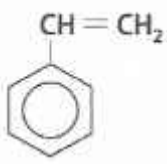


11 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

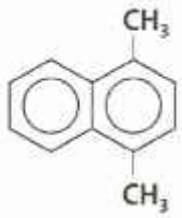
a)



b)



c)



a) 1,2,4-trimetilbenceno.

b) Etilenbenceno o fenileteno o vinilbenceno.

c) 1,4-dimetilnaftaleno.

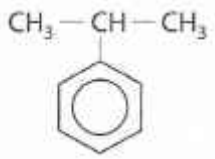
12 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

***a)* p-diclorobenceno.**

***b)* Fenilpropano o isopropilbenceno.**

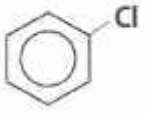
a)

b)



13 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

a)



***b)* ClHC=CHCl**

a) Clorobenceno.

b) 1,2-dicloroeteno.

14 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

a) **1,2-dicloroetano.**

b) **1,1-dicloroeteno.**

a) $ClCH_2-CH_2Cl$

b) $Cl_2C=CH_2$

15 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-CHOH-CHOH-CH_3$

b) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHOH-CH_3$

c) $CH_2OH-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHOH-CH_3$

a) 2,3-butanodiol *(butano-2,3-diol).*

b) 3-metil-2-butanol *(3-metilbutan-2-ol).*

c) 2-metil-1,3-butanodiol *(2-metilbutan-1,3-diol).*

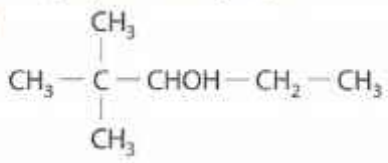
16 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

a) **2,2-dimetil-3-pentanol (*2,2-dimetilpentan-3-ol*).**

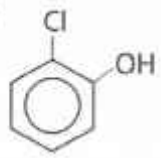
b) **o-clorofenol.**

c) **1,2-propanodiol (*propano-1,2-diol*).**

a)



b)



c) $CH_2OH-CHOH-CH_3$

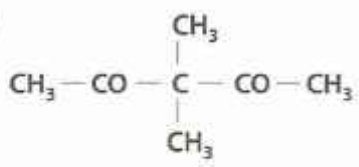
17 **PAU** **Explica el hecho de que el punto de ebullición del 1,2-etanodiol *(etano-1,2-diol)* (CH_2OH–CH_2OH) sea de 197 °C, mientras que el del etanol es solo de 78 °C.**

El 1,2-etanodiol presenta un punto de ebullición mucho más alto que el etanol, debido al mayor número de enlaces de hidrógeno que deben romperse para pasar del estado líquido al gaseoso (el 1,2-etanodiol tiene doble número de grupos — OH que el etanol).

18 **PAU** **Nombra estos compuestos:**

a) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHO$

b)



a) Metilpropanal.

b) 3,3-dimetilpentanodiona.

19 **PAU** **Formula estos compuestos:**

a) **metilpropanodial.**

b) **2-pentanona (*pentan-2-ona*).**

a) $CHO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CHO$

b) $CH_3-CO-CH_2-CH_2-CH_3$

20 **PAU** **Formula estos compuestos:**

a) **Ácido propanodioico.**

b) **Ácido hidroxietanoico.**

a) $COOH-CH_2-COOH$

b) $HOCH_2-COOH$

21 **PAU** **Nombra estos compuestos:**

a) $COOH-CH_2-COOH$

b) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-COOH$

a) Ácido propanodioico.

b) Ácido metilpropanoico.

22 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-COO-CH_2-CH_3$

b) $HCOO-CH_3$

c) $CH_3-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3$

d) $CH_3-CH_2-COO-CH_3$

a) Etanoato de etilo.

b) Metanoato de metilo.

c) Butanoato de etilo.

d) Propanoato de metilo.

23 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

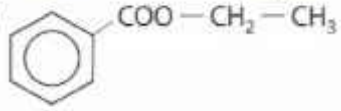
a) **Benzoato de etilo.**

b) **Metanoato de etilo.**

c) **Acetato de metilo.**

d) **Propanoato de isopropilo.**

a)



b) $HCOO-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-COO-CH_3$

d) $CH_3-CH_2-COO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

24 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $CH_3-NH-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-N(-C_6H_5)-CH_3$

a) Dimetilamina.

b) Etilfenilmetilamina.

25 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

a) **Trimetilamina.**

b) **Dimetilfenilamina.**

a) $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{N}}-CH_3$

b) $CH_3-N(-C_6H_5)-CH_3$

26 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos:**

a) $HCONH_2$

b) $CH_3-CH_2-CONHCH_3$

a) Metanoamida.

b) N-metilpropanoamida.

27 **PAU** **Formula los siguientes compuestos:**

a) **Acetamida.**

b) **N-etilpropanoamida.**

a) CH_3-CONH_2

b) $CH_3-CH_2-CONHCH_2-CH_3$

28 **PAU** **Escribe y nombra todos los isómeros del n-pentano.**

Solo presenta isómeros de cadena:

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

(n-pentano)

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

(metilbutano)

$$\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3-C-CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

(dimetilpropano)

29 **PAU** **Escribe y nombra dos isómeros de posición del 3-pentanol *(pentan-3-ol)*.**

$$CH_3-CH_2-CHOH-CH_2-CH_3$$

3-pentanol (*pentan-3-ol*)

$$CH_3-CHOH-CH_2-CH_2-CH_3$$

2-pentanol (*pentan-2-ol*)

$$HOCH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

1-pentanol (*pentan-1-ol*)

30 **PAU** **Escribe y nombra dos isómeros de función del compuesto de la actividad anterior.**

$$CH_3-CH_2-CHOH-CH_2-CH_3$$

3-pentanol (*pentan-3-ol*)

$$CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_2-CH_3$$

etilpropiléter
etano-oxi-propano

$$CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

butilmetiléter
metano-oxi-butano

31 **PAU** **¿Qué clase de isomería presenta el ácido 2-hidroxipropanoico?**

Al ácido 2-hidroxipropanoico ($CH_3-CHOH-COOH$) se le conoce también como ácido láctico. Puede presentar dos tipos de isomería:

- Plana, de posición, con la existencia, además del 2-hidroxipropanoico, del isómero: ácido 3-hidroxipropanoico (CH_2OH-CH_2-COOH).
- Espacial, enantiomería, debido a que la molécula presenta un carbono asimétrico (el segundo), con la existencia de dos isómeros ópticos: ácido dextroláctico y ácido levoláctico.

32 **PAU** **¿Posee isómeros ópticos el ácido 3-hidroxipropanoico? Dibújalos.**

El ácido 3-hidroxipropanoico (CH_2OH-CH_2-COOH), no tiene ningún carbono asimétrico (cuatro átomos o grupos de átomos distintos unidos a él). Por tanto, carece de este tipo de isomería.

33 **PAU** **Justifica cuál de los siguientes compuestos presenta isomería cis-trans:**

a) **1,1-dibromoetano.**

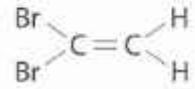
b) **1,1-dibromoeteno.**

c) **1,2-dibromoetano.**

d) **1,2-dibromoeteno.**

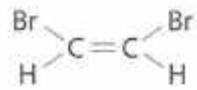
a) No, porque no tiene doble enlace.

b) No, porque aunque tiene doble enlace, los grupos se repiten en los dos carbonos.

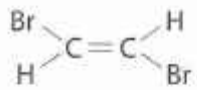


c) No, porque no tiene doble enlace.

d) Sí, porque presenta doble enlace, y cada grupo está en un carbono diferente.



cis-1,2-dibromoeteno



trans-1,2-dibromoeteno

34 **PAU** **Ordena los distintos productos que salen de las refinerías en orden de mayor a menor producción. Puedes usar Internet.**

Gasóleo para automoción (Diesel oil) > Gases Licuados (GLP) > Gasolinas.

Solo estos tres productos suman el 90 % de la producción. El resto lo constituye, principalmente, combustibles para aviación (jet fuel, queroseno y AVGas).

35 **¿Cuál es la diferencia entre gasolina y gasóleo-diesel? Puedes usar Internet.**

Son distintas fracciones que se obtienen al destilar el petróleo: el gasóleo sale a mayor temperatura que la gasolina.

El gasóleo es más sencillo de refinar y también tiene, aproximadamente, un 18 % más de energía por dm^3 lo que contribuye a que el rendimiento de los motores diesel sea superior a los de gasolina; pero, a diferencia de esta, el gasóleo-diesel contiene mayor cantidad de compuestos minerales y de azufre, por lo que contamina más.

36 **De la siguiente lista de productos y materiales orgánicos de síntesis: ropa sintética, materiales plásticos, insecticidas, plaguicidas, termiticidas, explosivos, detergentes, champúes, desodorantes, perfumes, combustibles, pinturas, barnices, disolventes, medicinas y papel, elige a los tres que, a tu juicio, son los más importantes y reflexiona sobre cómo sería tu vida sin la existencia de los otros.**

RESPUESTA LIBRE.

37 **Haz un resumen del preámbulo del Convenio de Estocolmo. Busca información en Internet.**

Tecleando en el buscador: *Convenio de Estocolmo,* hay varias páginas que lo describen. Elige las oficiales como pertenecientes al Ministerio de Medio Ambiente.

Cuestiones y problemas (páginas 188/189)

El carbono y sus enlaces

1 ¿Qué estudia la química orgánica?

Las propiedades físicas y químicas de los compuestos que contienen carbono (excepto los óxidos y los carbonatos).

2 ¿De cuántos enlaces, como máximo, puede rodearse un átomo de carbono?

Debido a que posee cuatro electrones de valencia, como máximo podrá rodearse de cuatro enlaces covalentes simples.

3 ¿Por qué existen tantos compuestos de carbono?

Por la especial configuración electrónica del átomo de carbono, que permite la unión entre sí de muchos otros átomos de carbono.

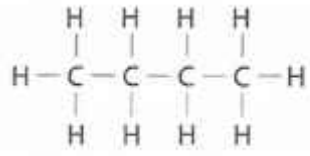
4 ¿Qué se entiende por compuesto saturado y compuesto insaturado?

Se entiende por compuesto saturado aquel en el que todos sus enlaces C — C son covalentes sencillos, y por compuesto insaturado el que presenta dobles y/o triples enlaces.

Representación de moléculas orgánicas

5 Escribe la fórmula desarrollada y la semidesarrollada del n-butano.

Fórmula desarrollada:



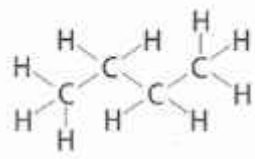
Fórmula semidesarrollada:

$$H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

6 ¿Cuál de estas dos formas de escribir el n-butano aporta más información? ¿Por qué?

a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

b)



La respuesta correcta es la ***b)***, porque indica la naturaleza de todos y cada uno de los enlaces y desarrolla los ángulos de enlace.

Grupos funcionales y formulación orgánica

7 Indica el grupo funcional de:

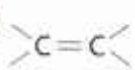
a) **Alquenos.**

b) **Alcoholes.**

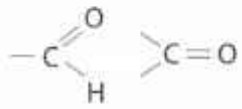
c) **Aldehídos y cetonas.**

d) **Ácidos carboxílicos.**

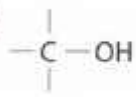
a)



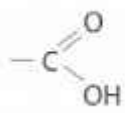
c)



b)



d)



8 PAU Formula los siguientes compuestos e indica a qué serie homóloga de compuestos pertenecen:

a) **2-metil-2-butanol** ***(2-metilbutan-2-ol).***

b) **Etilfeniléter.**

c) **1,4-ciclohexanodiona** ***(ciclohexano-1,4-diona).***

d) **4-etil-4-metilheptano.**

e) **2,4-octadieno** ***(octa-2,4-dieno).***

f) **3-etil-1,5-octadiino** ***(3-etilocta-1,5-diino).***

g) **3-penten-1-ino** ***(pent-3-en-1-ino).***

h) **2-etil-3-metil-1,3-heptadien-6-ino** ***(2-etil-3-metilhepta 1,3-dien-6-ino).***

i) **Ciclohexino.**

j) **1,3-ciclopentadieno** ***(ciclopenta-1,3-dieno).***

k) **m-dimetilbenceno.**

l) **2-metil-1,3-butanodiol** ***(2-metilbutano-1,3-diol).***

m) **3-metil-2-pentenal** ***(3-metilpent-2-enal).***

n) **4-fenil-2-pentanona** ***(4-fenilpentan-2-ona).***

ñ) **3,3-dimetilpentanodiona.**

o) **Ácido 2-pentenoico** ***(ácido pent-2-enoico).***

p) **Ácido 2-pentenodioico** ***(ácido pent-2-enodioico).***

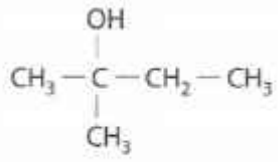
q) **Acetato de etilo.**

r) **Butanamida.**

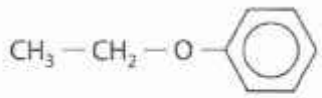
s) **Benzamida.**

t) **1,4-butanodiamina** ***(butano-1,4-diamina).***

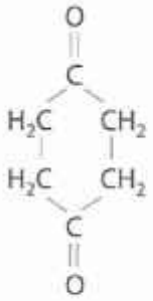
a) Es un alcohol.



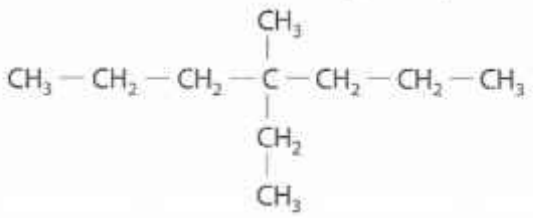
b) Es un éter.



c) Es una dicetona.



d) Es un hidrocarburo saturado (alcano).



e) Es un hidrocarburo no saturado (alqueno).

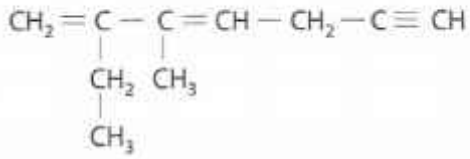
$$CH_3 - CH = CH - CH = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

f) Es un hidrocarburo no saturado (alquino).

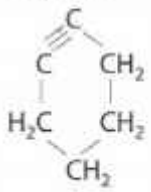
g) Es un hidrocarburo no saturado.

$$HC \equiv C - CH = CH - CH_3$$

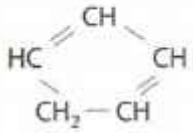
h) Es un hidrocarburo no saturado.



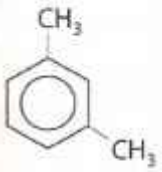
i) Es un hidrocarburo no saturado de cadena cerrada (cicloalquino).



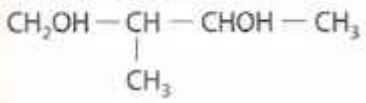
j) Es un hidrocarburo no saturado de cadena cerrada (cicloalqueno).



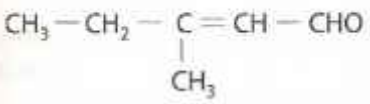
k) Es un hidrocarburo aromático.



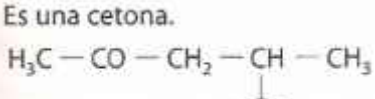
l) Es un dialcohol.



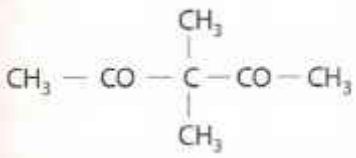
m) Es un aldehído.



n) Es una cetona.

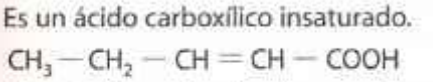


ñ) Es una cetona.

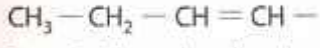


o) Es un ácido carboxílico insaturado.

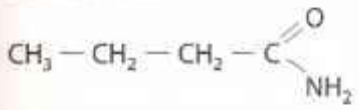
p) Es un ácido carboxílico insaturado.



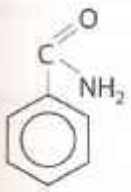
q) Es un éster.



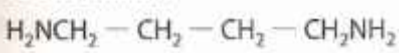
r) Es una amida.



s) Es una amida aromática.

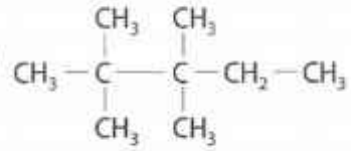


t) Es una amina.

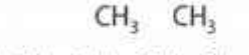


9 **PAU** **Nombra los siguientes compuestos e indica a qué serie homóloga pertenecen:**

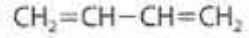
a)



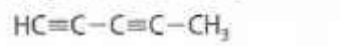
b)



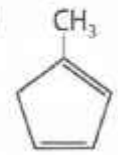
c)



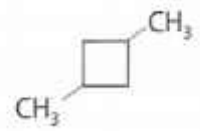
d)



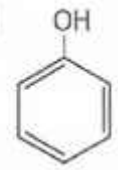
e)



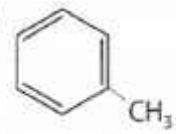
f)



g)

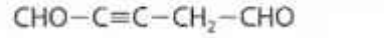


h)

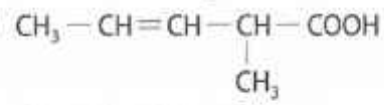


i)

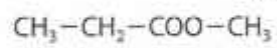
j)



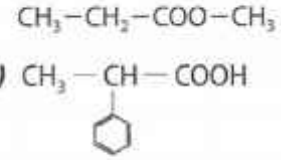
k)



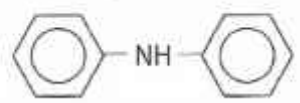
l)



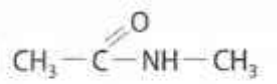
m)



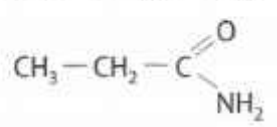
n)



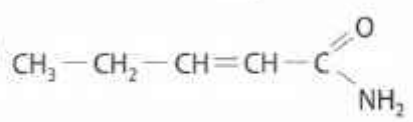
ñ)



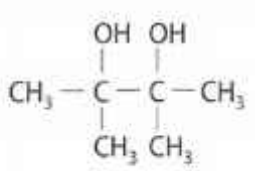
o)



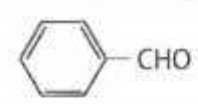
p)



q)

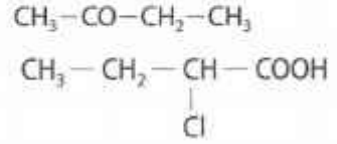


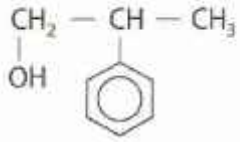
r)



s)

t)



u) 

a) Es un alcano: 2,2,3,3-tetrametilpentano.

b) Es un alqueno: 1,3-butadieno *(buta-1,3-dieno)*.

c) Es un alquino: 1,3-pentadiino *(penta-1,3-diino)*.

d) Es un hidrocarburo insaturado: 1-hexen-4-ino *(hex-1-en-4-ino)*.

e) Es un hidrocarburo alicíclico: 1-metil-1,3-ciclopentadieno *(1-metilciclopenta-1,3-dieno)*.

f) Es un hidrocarburo alicíclico: 1,3-dimetilciclobutano.

g) Es un fenol: fenol.

h) Es un derivado bencénico: metilbenceno o tolueno.

i) Es un derivado bencénico: m-dimetilbenceno.

j) Es un aldehído insaturado: 2-pentinodial *(pent-2-inodial)*.

k) Es un ácido carboxílico insaturado: ácido 2-metil-3-pentenoico *(ácido 2-metilpent-3-enoico)*.

l) Es un éster: propanoato de metilo.

m) Es un ácido carboxílico: ácido 2-fenilpropanoico.

n) Es una amina: difenilamina.

ñ) Es una amida: N-metil-acetamida o N-metil-etanoamida.

o) Es una amida: propanoamida.

p) Es una amida: 2-pentenamida *(pent-2-enamida)*.

q) Es un alcohol: 2,3-dimetil-2,3-butanodiol *(2,3-dimetilbutano-2,3-diol)*.

r) Es un aldehído aromático: benzaldehído.

s) Es una cetona: butanona.

t) Es un ácido carboxílico halogenado: ácido 2-clorobutanoico.

u) Es un alcohol: 2-fenil-1-propanol *(2-fenilpropan-1-ol)*.

Hidrocarburos

10 **¿Qué grupo de hidrocarburos destaca por su estabilidad e inercia química?**

Los alcanos.

11 **¿Por qué un hidrocarburo aromático es más estable que un alqueno de igual número de átomos de carbono?**

Porque los electrones que participan en los dobles enlaces de un hidrocarburo aromático se encuentran deslocalizados por todo el conjunto molecular, a diferencia de los alquenos, que se encuentran localizados entre dos carbonos.

12 **Indica qué afirmación o afirmaciones son correctas con respecto a los alquenos:**

***a)* Son hidrocarburos saturados.**

***b)* Su fórmula general es C_nH_{2n}.**

***c)* Solo pueden tener un doble enlace en la cadena.**

***d)* Presentan ángulos de enlace H–C=C próximos a 109°.**

***e)* Poseen un enlace doble que es menos reactivo que el enlace sencillo.**

***f)* Dan isómeros geométricos.**

a) Falsa.

b) Verdadera.

c) Falsa.

d) Falsa.

e) Falsa.

f) Verdadera.

13 **¿Por qué los alcanos son insolubles en agua?**

Porque son sustancias apolares.

14 **¿Por qué el eteno es un compuesto de alto interés industrial?**

Porque sirve de materia prima para la obtención de productos de alto interés industrial: plásticos, detergentes, alcoholes…

D 15 **PAU** **Completa las siguientes reacciones:**

a) $CH_3-CH=CH-CH_3+HCl\rightarrow$

b) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2\rightarrow$

c) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2O\rightarrow$

a) $CH_3-CH=CH-CH_3+HCl\rightarrow CH_3-CH_2-CHCl-CH_3$

b) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2\rightarrow CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-CH=CH-CH_3+H_2O\rightarrow CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$

16 **Escribe las reacciones de combustión del etano, el eteno y el etino.**

- Etano: $2\,C_2H_6+7\,O_2\rightarrow 4\,CO_2+6\,H_2O$
- Eteno: $C_2H_4+3\,O_2\rightarrow 2\,CO_2+2\,H_2O$
- Etino: $2\,C_2H_2+5\,O_2\rightarrow 4\,CO_2+2\,H_2O$

17 **¿Qué masa de dióxido de carbono (CO_2) se arroja a la atmósfera por cada metro cúbico de propano que se quema por completo, medido en condiciones normales?**

La ecuación que representa la reacción de combustión es:

$$C_3H_8+5\,O_2\rightarrow 3\,CO_2+4\,H_2O$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{22{,}4\text{ L de }C_3H_8}{3\cdot 44\text{ g de }CO_2}=\frac{1\,000\text{ L de }C_3H_8}{x\text{ g de }CO_2};\ x=5\,893\text{ g de }CO_2$$

18 **¿Qué volumen de eteno se obtendrá, en condiciones normales, al deshidratar (con ácido sulfúrico) 20 g de un alcohol que contiene un 95 % de alcohol etílico?**

La ecuación que representa la reacción es:

$$CH_3-CH_2-OH\xrightarrow{H^+}CH_2=CH_2+H_2O$$

Calculamos la masa de etanol que tiene el alcohol:

$$20\text{ g}\cdot\frac{95}{100}=19\text{ g de etanol}$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{46\text{ g de etanol}}{22{,}4\text{ L de eteno}}=\frac{19\text{ g de etanol}}{x\text{ L de eteno}}$$

$$x=9{,}25\text{ L de eteno}$$

Compuestos oxigenados

19 **PAU** **Formula y nombra tres alcoholes: uno primario, otro secundario y un último terciario.**

Por ejemplo:

Alcohol primario:

$$CH_3-CH_2-CH_2OH$$

1-propanol (*propan-1-ol*)

Alcohol secundario:

$$CH_3-CHOH-CH_3$$

2-propanol (*propan-2-ol*)

Alcohol terciario:

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-OH$$

metil-2-propanol (*metilpropan-2-ol*)

20 ¿Por qué los aldehídos son más reactivos que los alcoholes?

Por el carácter no saturado del grupo carbonilo, C=O , lo que facilita la adición al doble enlace o la sustitución del átomo de oxígeno por radicales divalentes. El grupo alcohol no presenta dobles enlaces.

21 PAU ¿Cómo pueden obtenerse los ácidos carboxílicos?

Al ser un estado de oxidación superior, se pueden obtener oxidando compuestos que se encuentren en un estado de oxidación inferior: aldehídos y cetonas, y alcoholes. También se puede obtener mediante la hidrólisis de nitrilos.

22 ¿Por qué el etanol es soluble en agua? ¿Sería soluble en agua el 1,2-butanodiol *(butano-1,2-diol)*?

El etanol es soluble en agua por la polaridad del grupo — OH.

El 1,2-butanodiol también será soluble en agua, pero en menor medida.

23 ¿Qué diferencia existe entre alcoholes y fenoles?

Los fenoles son alcoholes bencénicos.

24 ¿Por qué no se puede apagar con agua un frasco de éter que se acaba de inflamar?

Porque, al ser líquidos no miscibles, el éter flotaría en el agua y continuaría ardiendo.

25 PAU ¿Qué proceso químico tiene lugar en el vino cuando se avinagra?

El etanol que contiene se oxida a ácido acético:

$$CH_3 - CH_2OH \xrightarrow{\text{oxidación}} CH_3 - COOH$$

26 PAU Completa la siguiente reacción:

$$H - COOH + CH_3 - CHOH - CH_3 \rightarrow$$

$$H - COOH + CH_3 - CHOH - CH_3 \rightarrow$$

$$H - COOCH(CH_3)_2 + H_2O$$

27 ¿Por qué escuece el roce con las ortigas?

Porque, al rozar la ortiga, rompemos los «pelillos» de la superficie de sus hojas, que en su interior contienen ácido fórmico.

28 PAU Escribe la reacción de esterificación del ácido acético con metanol.

$$CH_3 - COOH + CH_3OH \rightarrow CH_3 - COO - CH_3 + H_2O$$

29 ¿Cómo ejerce el jabón su función limpiadora?

La parte hidrófila del jabón se adhiere al agua, y la parte hidrófoba, a las grasas. En el proceso de lavado, el jabón arrastra las pequeñas gotas de grasa.

30 PAU El análisis de una cetona demuestra que tiene un 62,1 % de carbono y un 10,3 % de hidrógeno. Deduce su fórmula semidesarrollada y su nombre.

Hallamos los moles de átomos:

$$\frac{62{,}1 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 5{,}2 \text{ mol de C}$$

Por otra parte:

$$\frac{10{,}3 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 10{,}3 \text{ mol de H}$$

El resto, hasta 100 %, será de O:

$$100 - (62{,}1 + 10{,}3) = 27{,}6\ \%\text{ de O}$$

Entonces:

$$\frac{27{,}6 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 1{,}7 \text{ mol de O}$$

Relaciones idénticas a las anteriores, pero de números enteros, son 3 mol de C, 6 mol de H y 1 mol de O. Por tanto, la fórmula empírica será C_3H_6O. La fórmula empírica semidesarrollada es:

$$CH_3 - CO - CH_3 \text{ propanona}$$

31 Una botella que contiene 1 kg de vino de 8° (8 % en masa) se ha dejado destapada durante varios días. Calcula la cantidad de ácido acético que se formará si el rendimiento de la reacción es del 50 %.

La ecuación que representa la reacción es:

$$CH_3 - CH_2 - OH + O_2 \rightarrow CH_3 - COOH + H_2O$$

Primero calculamos la cantidad de etanol que hay en la botella de vino:

$$1\,000 \text{ g} \cdot \frac{8}{100} = 80 \text{ g de etanol}$$

Aplicamos la siguiente relación:

$$\frac{46 \text{ g de etanol}}{60 \text{ g de ácido acético}} = \frac{80 \text{ g de etanol}}{x \text{ g de ácido acético}}$$

$$x = 104{,}35 \text{ g}$$

Ahora bien, como el rendimiento de la reacción es del 50 % tenemos:

$$104{,}35 \cdot \frac{50}{100} = 52{,}17 \text{ g de ácido acético}$$

Compuestos nitrogenados

32 Da dos ejemplos de compuestos orgánicos nitrogenados.

Aminas: $CH_3 - CH_2 - NH_2$: etilamina

Amidas: $CH_3 - CONH_2$: etanoamida o acetamida

Isomería

33 ¿Qué se entiende en química orgánica por isomería?

Es la propiedad que tienen ciertos compuestos de poseer la misma fórmula molecular, pero distinta fórmula estructural.

34 PAU Indica los tipos de isomería que existen.

Isomería plana o estructural: de cadena, de posición, de función. Isomería espacial o estereoisomería: geométrica o cis-trans y óptica o enantiomería.

35 PAU Indica el grupo funcional y el nombre de los siguientes compuestos orgánicos y di si poseen o no carbonos asimétricos:

a) $CH_3 - CH_2 - CONH_2$

b) $CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$

c) $CH_3 - CH_2 - NH - CH_3$

d) $CH_3 - CHOH - COOCH_3$

a) Pertenece a las amidas: Propanoamida. No presenta ningún carbono asimétrico.

b) El grupo funcional es el alcohol: 2-butanol *(butan-2-ol)*.

Presenta un carbono asimétrico, el segundo.

c) Pertenece a las aminas: Etilmetilamina. No presenta ningún carbono asimétrico.

d) Pertenece a los ésteres: 2-hidroxipropanoato de metilo.

Presenta un carbono asimétrico, el que soporta el grupo alcohol.

36 PAU Escribe y nombra todos los isómeros del diclorodifluoretano. Indica el tipo de isomería que presentan.

$Cl_2HC - CHF_2$:1,1-dicloro-2,2-difluoretano.

$Cl_2FC - CH_2F$: 1,1-dicloro-1,2-difluoretano.

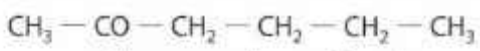
$ClH_2C - CF_2Cl$: 1,2-dicloro-2,2-difluoretano.

$ClFHC - CHFCl$: 1,2-dicloro-1,2-difluoretano.

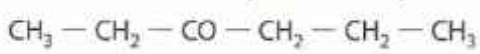
El tipo de isomería de todos ellos es isomería de posición.

37 **Escribe y nombra todas las cetonas que tengan seis átomos de carbono.**

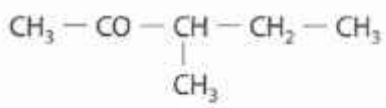
Monocetonas saturadas:



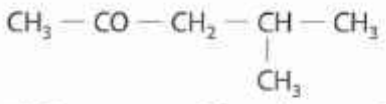
2-hexanona (*hexan-2-ona*)



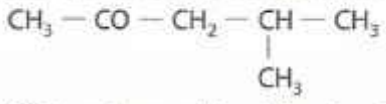
3-hexanona (*hexan-3-ona*)



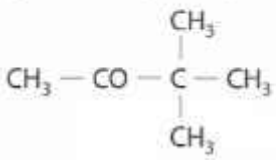
3-metil-2-pentanona (*3-metilpentan-2-ona*)



2-metil-3-pentanona (*2-metilpentan-3-ona*)

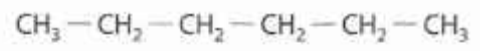


4-metil-2-pentanona (*4-metilpentan-2-ona*)

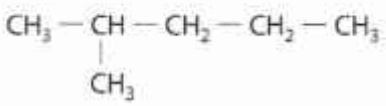


3,3-dimetilbutanona

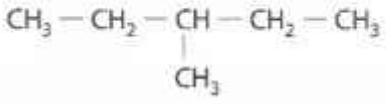
38 **PAU** **Escribe y nombra todos los isómeros de fórmula general C_6H_{14}. ¿Qué tipo de isomería presentan?**



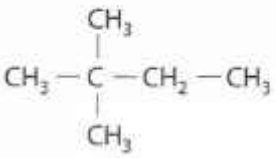
n-hexano



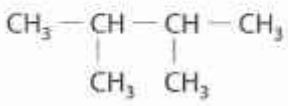
2-metilpentano



3-metilpentano



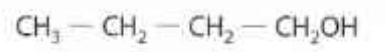
2,2-dimetilbutano



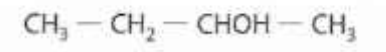
2,3-dimetilbutano

Presentan isomería *de cadena*.

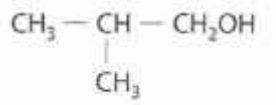
39 **PAU** **Escribe y nombra todos los isómeros cuya fórmula general sea $C_4H_{10}O$. ¿Presenta alguno de ellos isomería óptica?**



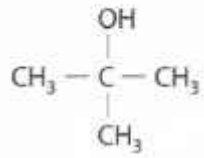
1-butanol (*butan-1-ol*)



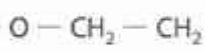
2-butanol (*butan-2-ol*)



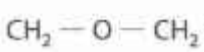
metil-1-propanol (*metilpropan-1-ol*)



metil-2-propanol (*metilpropan-2-ol*)

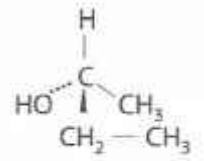


metilpropiléter o metano-oxi-propano



dietiléter o etano-oxi-etano

El único que presenta isomería óptica es el 2-butanol *(butan2-ol)*.



40 **PAU** **Justifica cuáles de los siguientes compuestos pueden presentar isomería cis-trans:**

a)

b)

c)

d)

a) No la puede presentar porque es un alquino.

b) No la presenta porque el primero de los carbonos del doble enlace soporta dos grupos iguales.

c) Sí la presenta.

d) Sí la presenta.

El petróleo

41 **¿Cómo se formó el petróleo?**

Se cree que el petróleo se formó de la descomposición anaerobia del microplancton acumulado durante millones de años en el fondo de lagos y otras cuencas sedimentarias.

42 **¿Qué significa gasolina de 98 octanos?**

Es una gasolina que se comporta, a efectos de detonación, como una mezcla del 98 % de isooctano y el 2 % de n-heptano.

43 **¿A qué se dedican las industrias petroquímicas?**

Se dedican a la elaboración de productos en fases posteriores al refino del petróleo: polietileno, ácido acético, cloruro de vinilo, polipropileno, benceno, tolueno, xileno, etc., a través de dos procesos característicos: pirólisis y *reforming*.

44 **¿Puede ser el petróleo la energía del futuro? ¿Por qué?**

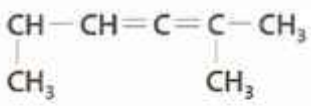
No, porque sus existencias están limitadas.

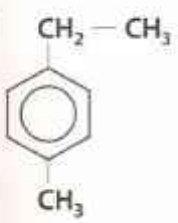
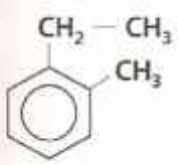
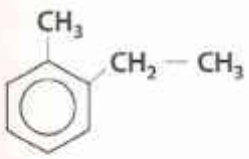
Evaluación (página 190)

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

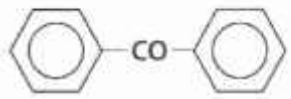
1. La fórmula $CH_3-CH_2-CH_3$ se denomina:
   a) De proyección.
   b) Empírica.
   ► *c)* Semidesarrollada.

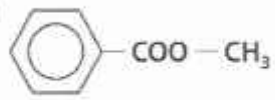
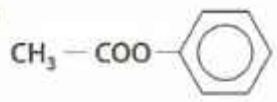
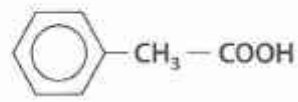
2. El metano:
   a) No se encuentra libre en la naturaleza.
   b) Es un gas bastante denso.
   ► *c)* Se obtiene en el proceso de *cracking* del petróleo.

3. El nombre correcto de 
   a) 2,5-dimetilhexadieno.
   ► *b)* 2,5-dimetil-2,3-hexadieno *(2,5-dimetilhexa-2,3-dieno).*
   c) 2,5-dimetil-3,4-hexadieno *(2,5-dimetilhexa-3,4-dieno).*

4. La fórmula del p-etilmetilbenceno es:
   ► *a)* 
   b) 
   c) 

5. Como sabes, el término *alcohol* engloba a una serie de compuestos caracterizados por tener el grupo –OH. Sin embargo, cuando pides alcohol en la farmacia o en la droguería te dan:
   ► *a)* Alcohol etílico.
   b) Alcohol metílico.
   c) Fenol.

6. El nombre de  es:
   a) Acetofenona.
   b) Benzoato de fenilo.
   ► *c)* Difenilcetona.

7. La fórmula del acetato de fenilo es:
   a) 
   ► *b)* 
   c) 

8. Los jabones son:
   a) Ésteres naturales.
   ► *b)* Sales de ácidos grasos.
   c) Ácidos carboxílicos.

9. Los compuestos $CH_3-CHOH-CH_2-CH_3$ y $CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$ son:
   a) Isómeros de cadena.
   ► *b)* El mismo compuesto.
   c) Isómeros de función.

10. La mayor parte de los productos obtenidos del petróleo se emplean:
    a) Para producir plásticos, medicamentos, fertilizantes y asfaltos.
    b) Para alumbrado.
    ► *c)* Para ser quemados.

SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES DEL LIBRO DEL ALUMNO

Cuestiones previas (página 199)

1. Define con tus propias palabras los siguientes conceptos: posición de un cuerpo, movimiento, trayectoria, desplazamiento, espacio recorrido, velocidad, instante y aceleración.

El objetivo de esta cuestión no es que los alumnos den las definiciones correctas, sino conocer cuáles son sus ideas previas relativas a los conceptos que van a ser estudiados en esta unidad.

2. Razona si el siguiente enunciado es verdadero o falso: cuando un cuerpo tiene aceleración, su velocidad siempre aumenta.

La inmensa mayoría de los alumnos contestará afirmativamente en esta cuestión. Es preciso, pues, hacer un esfuerzo importante para conseguir que acaben interpretando la aceleración de modo correcto y no la asocien exclusivamente al cambio del valor (módulo) de la velocidad.

3. ¿Podría recorrer un cuerpo 100 m sin haberse desplazado?

Esta aparente paradoja pretende hacer que el alumno sea capaz de distinguir el desplazamiento como magnitud vectorial del espacio recorrido.

4. ¿Podría desplazarse un objeto continuamente a 140 km/h y, sin embargo, estar acelerado?

Tal y como ocurría en el caso de la segunda, el cometido de esta pregunta es comprobar si el alumnado tiene una idea correcta del significado de la aceleración.

Actividades (páginas 202/214)

1 El vector de posición de un cuerpo con respecto a un punto de referencia viene dado por:

$$\vec{r} = 3\vec{i} + 5\vec{j}\ \text{m}$$

Determina sus coordenadas polares.

Las coordenadas polares buscadas son r y θ, donde r es el módulo del vector de posición.

Así pues:

$$r = \sqrt{x^2 + y^2} = 5{,}83$$

Por otra parte, si elegimos como coordenada θ el ángulo que forma el vector de posición con el eje X, entonces:

$$\text{tg}\,\theta = \frac{y}{x} = \frac{5}{3}$$

Este valor de la tangente corresponde a un ángulo de 59°. Por tanto, las coordenadas polares que corresponden al vector de posición dado son:

$$r = 5{,}83$$

$$\theta = 59°$$

2 Las coordenadas polares de posición de un cuerpo con respecto a un punto de referencia son: $r = 10$ m y $\theta = 30°$. Determina el vector de posición del cuerpo con respecto a dicho punto.

Al ofrecerse dos coordenadas polares, se desprende que estamos hablando de la posición en un plano. Suele ser costumbre que, salvo indicación contraria, el ángulo θ sea el que forma el vector con el eje X.

Por tanto, haciendo uso de las relaciones expresadas en la página 202:

$$x = r\cos\theta = 10\cos 30° = 8{,}66$$

$$y = r\,\text{sen}\,\theta = 10\,\text{sen}\,30° = 5$$

En consecuencia, el vector de posición que corresponde a las coordenadas polares ofrecidas es:

$$\vec{r} = 8{,}66\vec{i} + 5\vec{j}$$

3 Dos cuerpos A y B se mueven en la dirección X según las ecuaciones $x_A = 8t$ y $x_B = 1{,}5t^2$.

***a)* Representa en una misma gráfica las posiciones de A y de B desde $t = 0$ s hasta $t = 5$ s.**

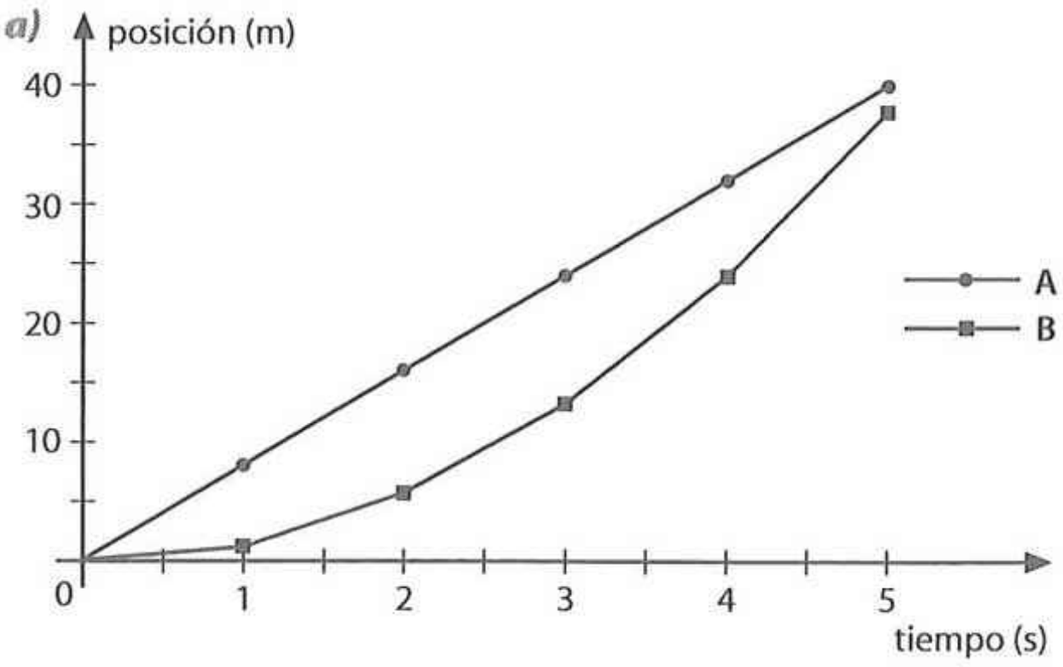
***b)* ¿Quién llega antes a los 100 m?**

***c)* ¿Al cabo de cuánto tiempo se encuentran los dos en la misma posición?**

***d)* ¿Quién alcanza antes los 300 m?**

***e)* ¿Qué diferencias encuentras entre el movimiento de A y el de B?**

a)



b) Calculando los tiempos que ambos tardan en recorrer los 100 m, se obtiene:

$$t_A = \frac{100}{8} = 12{,}5\ \text{s}$$

$$t_B = \sqrt{\frac{100}{1{,}5}} = 8{,}16\ \text{s}$$

Por tanto, el cuerpo B alcanza antes los 100 m.

c) Igualando las posiciones de ambos, $x_A = x_B$ y despejando el tiempo, se obtiene $t = 5{,}3$ s.

d) Operando del mismo modo que en el apartado *b)* se aprecia que el cuerpo B alcanza antes los 300 m.

e) Como se aprecia por la gráfica comparada y por las ecuaciones, el movimiento de A transcurre con velocidad constante ($\vec{v} = d\vec{r}/dt$) de $8\vec{i}$ m/s, mientras que el B tiene una velocidad variable igual a $3t\vec{i}$ m/s y una aceleración constante de $3\vec{i}$ m/s^2.

4 ¿Podría ser mayor el desplazamiento que el espacio recorrido?

Dado que el valor del desplazamiento equivale a la distancia medida en línea recta entre la posición inicial y la final, el espacio recorrido será siempre mayor o, como mínimo, igual al desplazamiento. Coincidirán ambos valores cuando se trate de un movimiento rectilíneo. En los demás casos, el espacio recorrido siempre será mayor que el desplazamiento.

5 ¿Pueden ser equivalentes el espacio recorrido y el desplazamiento? ¿En qué caso?

Dado que el valor del desplazamiento equivale a la distancia medida en línea recta entre la posición inicial y la final, el espacio recorrido será siempre mayor o, como mínimo, igual al desplazamiento. Coincidirán ambos valores cuando se trate de un movimiento rectilíneo. En los demás casos, el espacio recorrido siempre será mayor que el desplazamiento.

6 **¿Crees que un cuerpo podría haber recorrido un espacio si el desplazamiento es cero? (Revisa ahora tu respuesta a la cuestión previa número 3 del principio de la unidad.)**

Efectivamente, si la posición inicial y final coinciden, como sería el caso de un movimiento cíclico (circular, oscilatorio…) o de ida y vuelta, entonces el desplazamiento neto sería cero; sin embargo, sí ha habido movimiento y, por tanto, se ha recorrido un espacio.

7 **Lee las siguientes definiciones y expresa matemáticamente las cuatro magnitudes, teniendo en cuenta lo que se acaba de explicar.**

a) **Aceleración es la rapidez con que cambia la velocidad.**

b) **Fuerza es la rapidez con que cambia el momento lineal, $\vec{p}$, de un cuerpo.**

c) **Potencia, *P*, es la rapidez con que se realiza un trabajo, *W*.**

d) **Velocidad de una reacción es la rapidez con que cambia la concentración de un reactivo, *c*.**

La expresión matemática de las magnitudes pedidas sería:

a) Aceleración: $\vec{a} = \Delta\vec{v}/\Delta t$

b) Fuerza: $\vec{F} = \Delta\vec{p}/\Delta t$

c) Potencia: $P = \Delta W/\Delta t$

d) Velocidad de reacción: $v_r = \Delta c/\Delta t$

8 **Entre 1960 y 1980, la población de cierto país creció en 6 842 008 habitantes. ¿Cuál fue la rapidez de crecimiento de la población? ¿En qué unidades la expresarías?**

Haciendo uso de lo comentado en cuanto a la forma de expresar matemáticamente la rapidez con que varía una magnitud, entonces la rapidez con que varió la población entre 1960 y 1980 será:

$$\text{Rapidez de crecimiento de la población} = \frac{\Delta H}{\Delta t}$$

donde *H* es el número de habitantes.

Así pues:

$$\text{rapidez de crecimiento de la población} = \frac{6\,842\,008 \text{ habitantes}}{20 \text{ años}} = 342\,100{,}4 \text{ hab/año}$$

9 **Un cuerpo se desplaza en una recta según la ecuación $\vec{r} = 5t\vec{i} + 2t\vec{j}$ m. ¿Cuál ha sido su velocidad en los cinco primeros segundos?**

Aplicando la definición general de velocidad, la velocidad (media) en los cinco primeros segundos será:

$$\vec{v} = \frac{\vec{r}(5) - \vec{r}(0)}{5 - 0}$$

Dada la ecuación de posición:

$$\vec{r}(5) = 5 \cdot 5\vec{i} + 2 \cdot 5\vec{j} = 25\vec{i} + 10\vec{j} \text{ m}$$

$$\vec{r}(0) = 5 \cdot 0\vec{i} + 2 \cdot 0\vec{j} = 0\vec{i} + 0\vec{j} \text{ m}$$

Por tanto:

$$\vec{v} = 5\vec{i} + 2\vec{j} \text{ m/s}$$

10 **¿Qué clase de movimiento realiza un cuerpo que se desplaza con velocidad constante? ¿Cómo crees que sería la representación gráfica de la velocidad frente al tiempo?**

Dado que la velocidad es un vector, su constancia supone que es constante en módulo, dirección y sentido. Al ser constante en dirección, el movimiento es rectilíneo, y al ser constante en módulo, es uniforme. Así pues, el movimiento es rectilíneo y uniforme.

Si representamos gráficamente la velocidad frente al tiempo, obtendremos una recta horizontal.

11 **Un cuerpo se mueve según esta ecuación de posición:**

$$\vec{r} = 5\vec{i} + (3t^2 - 1)\vec{j}$$

a) **¿Qué desplazamiento ha realizado en los diez primeros segundos? ¿En qué dirección se mueve?**

b) **Calcula cuál ha sido su velocidad en dicho intervalo de tiempo.**

a) El desplazamiento en los diez primeros segundos es:

$$\vec{r}(10) - \vec{r}(0) = [5\vec{i} + (3 \cdot 10^2 - 1)\vec{j}] - [5\vec{i} - \vec{j}] = 300\vec{j}$$

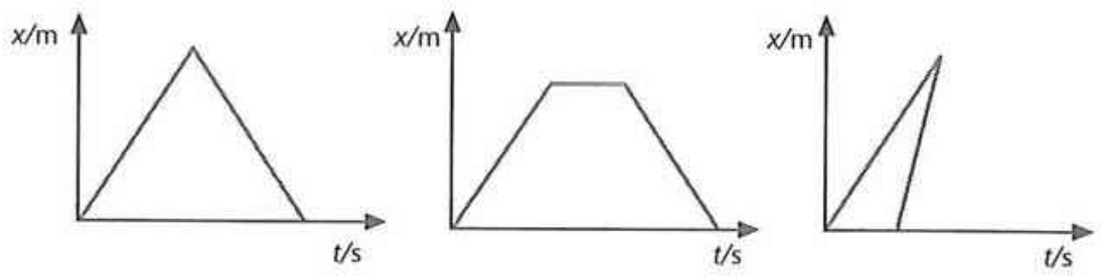
Es decir, se ha desplazado 300 metros en el sentido positivo del eje *Y*.

b) Su velocidad en los diez primeros segundos será:

$$\vec{v} = \frac{\Delta\vec{r}}{\Delta t} = \frac{300\vec{j} \text{ m}}{10 \text{ s}} = 30\vec{j} \text{ m/s}$$

Es decir, se desplaza 30 m cada segundo en la dirección *Y* positiva.

12 **Un cuerpo parte del reposo y, después de recorrer algunos metros, vuelve al punto de partida. ¿Cuál de las siguientes gráficas corresponde a la descripción de este movimiento?**



- La primera gráfica es la que representa la situación descrita.
- La segunda supondría un reposo intermedio que no se especifica en la cuestión.
- La tercera supondría una inversión del tiempo.

13 **Repite el procedimiento seguido en el ejemplo del apartado 3.1 del *Libro del alumno* eligiendo como intervalo de tiempo $\Delta t = 0{,}000\,001$ s. ¿A qué valor exacto crees que tiende la serie? El valor así obtenido es la velocidad instantánea.**

En este caso:

$$x_f = x(t + \Delta t) = 3\,(2{,}000\,001)^2 - 4\,(2{,}000\,001) = 4{,}000\,008 \text{ m}$$

$$x_0 = 3 \cdot 2^2 - 4 \cdot 2 = 4 \text{ m}$$

$$v = \frac{x_f - x_0}{\Delta t} = \frac{4{,}000\,008 - 4}{0{,}000\,001} = 8 \text{ m/s}$$

Como puede comprobarse, al elegir intervalos de tiempo más pequeños, se obtiene el valor exacto de la velocidad instantánea.

14 **Un cuerpo se mueve en una dirección determinada según la siguiente ecuación de posición $\vec{r} = (4t^3 - t)\vec{i} + 3t^2\vec{j}$ m. Calcula:**

a) **Su velocidad media en los diez primeros segundos.**

b) **Su velocidad instantánea en $t = 5$ s y en $t = 10$ s.**

a) Su velocidad media la podemos calcular según:

$$\vec{v}_m = \frac{\vec{r}(10) - \vec{r}(0)}{10} =$$

$$= \frac{[(4 \cdot 10^3 - 10)\vec{i} + (3 \cdot 10^2)\vec{j} - [(4 \cdot 0 \cdot 0)\vec{i} + 3 \cdot 0\vec{j}]}{10} =$$

$$= 399\vec{i} + 30\vec{j} \text{ m/s}$$

Y su módulo:

$$v_m = \sqrt{399^2 + 30^2} = 400 \text{ m/s}$$

b) Derivando la ecuación de posición, obtenemos la expresión de la velocidad instantánea en cualquier instante:

$$\vec{v} = \frac{d\vec{r}}{dt} = (12t^2 - 1)\vec{i} - 6t\vec{j} \text{ m/s}$$

Una vez obtenida esta expresión, no tendremos más que sustituir t por los valores para los que nos pide la velocidad el problema y hallar los respectivos módulos de los vectores.

$$\vec{v}_5 = 299\vec{i} + 30\vec{j} \text{ m/s}$$
$$\vec{v}_{10} = 1\,199\vec{i} + 60\vec{j} \text{ m/s}$$

y el módulo:

$$v_5 = 300{,}5 \text{ m/s}$$
$$v_{10} = 1\,200{,}5 \text{ m/s}$$

15 ¿Existe algún movimiento en el que la velocidad media y la instantánea sean iguales en todo momento? Si fuera así, di cuál.

En el movimiento rectilíneo y uniforme, la velocidad media y la instantánea son iguales en todo momento.

16 Un cuerpo se mueve según la ecuación $\vec{r} = (2t^2 + 5t)\vec{i} + + t^3\vec{j} - 5t\vec{k}$ m. Escribe la ecuación de su velocidad instantánea en función del tiempo; posteriormente expresa dicha velocidad en $t = 2$ s y halla su valor en dicho instante.

Como la velocidad instantánea es la derivada del vector de posición:

$$\vec{v} = \frac{d\vec{r}}{dt} = (4t + 5)\vec{i} + 3t^2\vec{j} - 5\vec{k} \text{ m/s}$$

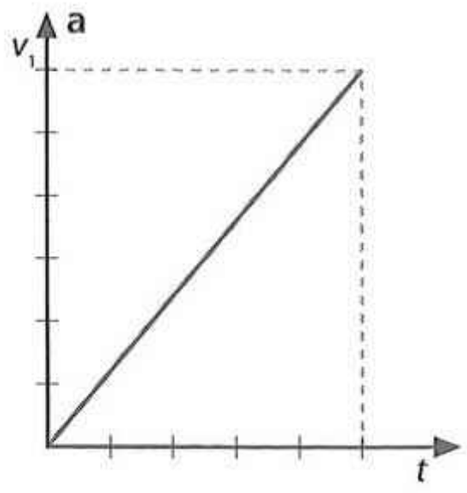
Para obtener la expresión para $t = 2$ s, no hay más que sustituir:

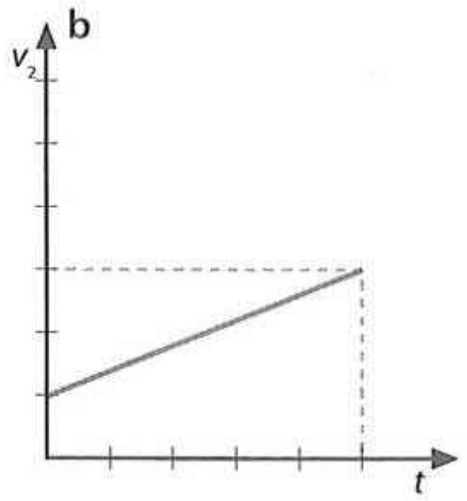
$$\vec{v}_2 = 13\vec{i} + 12\vec{j} - 5\vec{k} \text{ m/s}$$

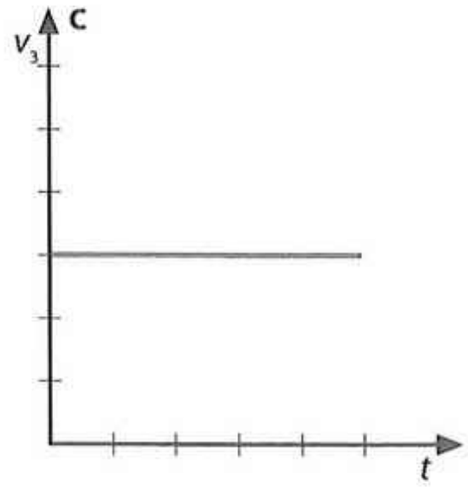
El módulo será:

$$\vec{v}_2 = \sqrt{169 + 144 + 25} = 18{,}38 \text{ m/s}$$

17 Las gráficas muestran la variación de la velocidad de tres cuerpos distintos en el mismo intervalo de tiempo.







***a)* ¿En cuál de los tres casos varía la velocidad más rápidamente?**

***b)* ¿Qué ocurre en el caso del cuerpo de la figura c?**

***c)* ¿Qué crees que representa la pendiente de la recta en cada caso?**

a) En la figura a, la velocidad varía en mayor cuantía en el mismo intervalo de tiempo.

b) En la figura c no hay variación de velocidad, por lo que la velocidad es constante y no hay aceleración.

c) La pendiente representa la aceleración, pues el valor de la pendiente mide la rapidez con que varía la velocidad.

18 Determina por el procedimiento empleado en el epígrafe 3.1 y cuya adaptación al caso se expone en el margen, la aceleración instantánea en $t = 3$ s de un móvil cuya velocidad varía según la expresión: $v = 2t^2 + t$ m/s

***a)* ¿Se diferencia ese valor de la aceleración media durante los tres primeros segundos? ¿Por qué?**

***b)* ¿Qué dependencia del tiempo debería mostrar la ecuación para que ambos valores fuesen iguales?**

a) De acuerdo con el procedimiento descrito, tomaremos un intervalo de tiempo muy pequeño, por ejemplo, $\Delta t = 0{,}000\,001$ s, con lo que:

$$v_f = 2(t + \Delta t)^2 + (t + \Delta t) = 2 \cdot 3{,}000\,001^2 + 3{,}000\,001 = \\ = 21{,}000\,013 \text{ m/s}$$

Para la velocidad inicial, no tenemos más que sustituir en la ecuación el tiempo por su valor ($t = 3$ s), luego:

$$v_i = 21 \text{ m/s}$$

Sustituyendo en la expresión para la aceleración:

$$a = \frac{v_f - v_i}{\Delta t} = \frac{21{,}000\,013 - 21}{0{,}000\,001} = 13 \text{ m/s}^2$$

Pasemos ahora a calcular la aceleración media:

$$a = \frac{v_3 - v_0}{\Delta t} = \frac{21 - 0}{3} = 7 \text{ m/s}^2$$

En un movimiento con aceleración variable lo normal es que la aceleración media y la calculada para un instante determinado no coincidan.

b) Para que la aceleración media y la instantánea coincidan en todo momento, esta magnitud debería ser constante, lo que ocurriría si la expresión de la velocidad fuese una ecuación de primer grado (movimiento uniformemente acelerado).

19 Determina la aceleración instantánea y la aceleración en $t = 3$ s de un cuerpo, si su ecuación de posición (en una dirección) es:

$$x = 2t + 3t^2 \text{ m}$$

Derivando dos veces la posición, se obtiene la aceleración:

$$a = \frac{dv}{dt} = d\,\frac{\left(\frac{dx}{dt}\right)}{dt} = \frac{d^2x}{dt^2} = 6 \text{ m/s}^2$$

Como puede comprobarse, la aceleración es independiente del tiempo.

20 La posición de un cuerpo viene determinada por la ecuación:

$$\vec{r} = -3t^2\vec{i} + 2t^3\vec{j} + 4t\vec{k} \text{ m}$$

***a)* Determina las componentes de su aceleración. ¿Es esta constante?**

***b)* Calcula el valor de la aceleración a los 2 s.**

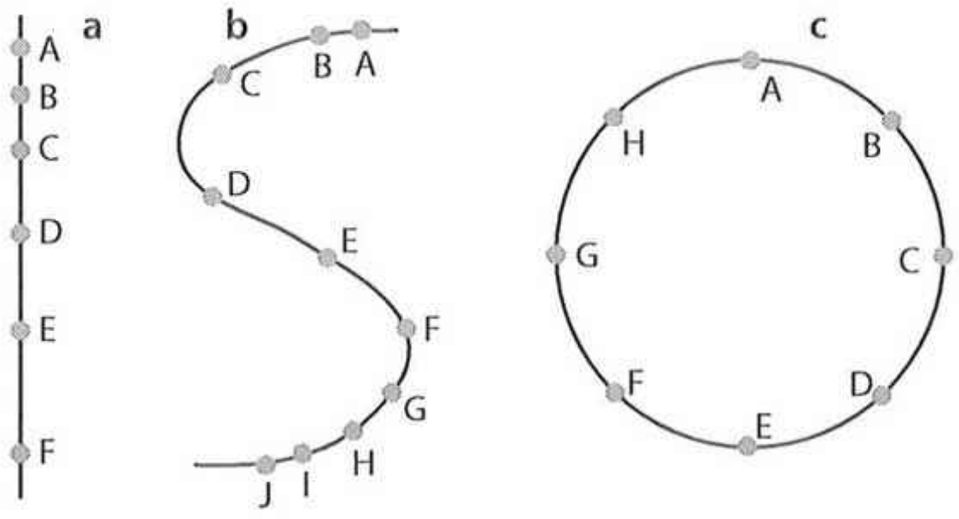
a) La aceleración se obtiene derivando dos veces la ecuación de posición, con lo que resulta:

$$\vec{a} = -6\vec{i} + 12t\vec{j} \text{ m/s}^2$$

Dado que depende del tiempo, no es constante.

b) A los 2 s, la aceleración es $\vec{a} = -6\vec{i} + 24\vec{j}$ m/s^2 y su valor es 24,7 m/s^2.

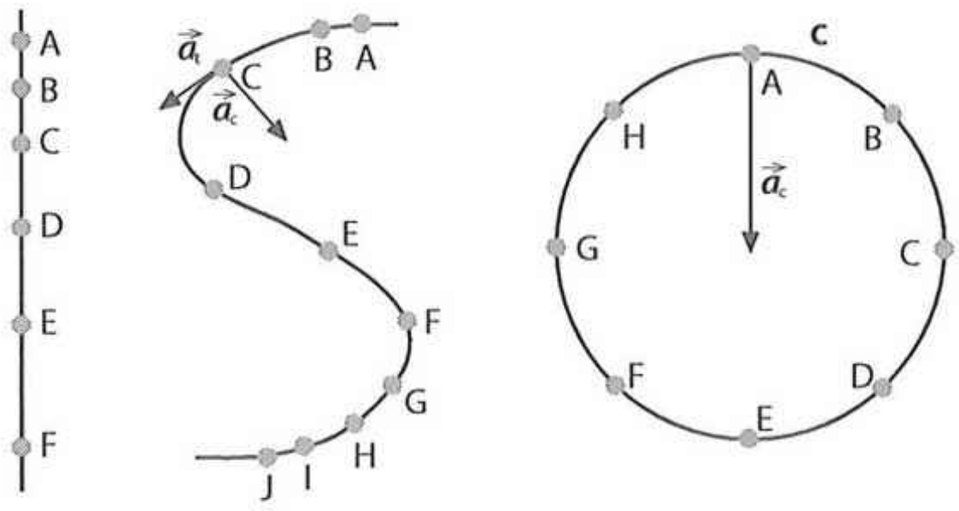
21 **Dibuja los vectores $\vec{a}_t$ y $\vec{a}_c$ (si ambos actúan) especificando su dirección y sentido en los siguientes movimientos (las posiciones se suponen fotografiadas y a intervalos de tiempo iguales):**



En la figura **a** solo hay aceleración tangencial, pues el movimiento tiene lugar en una recta. La aceleración actúa en la dirección de la recta y hacia abajo, pues la velocidad aumenta en ese sentido.

En la figura **b** actúan ambas componentes de la aceleración, pues se aprecia que el módulo de la velocidad cambia, así como su dirección. Desde A hasta E aumenta el módulo de la velocidad, por lo que $\vec{a}_t$ tendrá dirección tangencial y sentido de A hacia E en cada punto, mientras que $\vec{a}_c$ será perpendicular a $\vec{a}_t$ en cada punto y dirigida hacia el centro de curvatura. Obsérvese que el módulo de la aceleración centrípeta aumenta entre C y D, pues aumenta el módulo de la velocidad y disminuye el radio de curvatura. Por el contrario, desde E hasta J, el módulo de la velocidad disminuye, por lo que ahora el sentido de $\vec{a}_t$ es de J hacia E, mientras que el de $\vec{a}_c$ se dirige hacia el centro de curvatura, siendo perpendicular en cada momento a la aceleración tangencial.

En la figura **c** no hay aceleración tangencial, $\vec{a}_t$, pues los puntos están equidistantes sobre la trayectoria y no hay cambio en el módulo de la velocidad. Sin embargo, existe $\vec{a}_c$, (porque la dirección de la velocidad cambia) de módulo constante (pues v es constante y el radio de curvatura también) y dirigida hacia el centro de la circunferencia.



22 **Razona la veracidad o falsedad de las conclusiones que se exponen de la siguiente proposición: si un objeto se mueve con valor de velocidad constante a lo largo de una trayectoria curvilínea, entonces: *a)* Su velocidad es constante; *b)* Su aceleración es nula; *c)* Hay una contradicción manifiesta, pues no es compatible moverse con valor de velocidad constante con el hecho de que la trayectoria sea curvilínea.**

a) Falso. Que el valor de la velocidad sea constante indica que el módulo del vector velocidad es constante, lo que es perfectamente posible, ahora bien, si la trayectoria es curvilínea, necesariamente debe estar sometida a aceleraciones, con lo que el vector velocidad no puede ser constante.

b) Falso. Si el movimiento es curvilíneo (por ejemplo, un movimiento circular), necesariamente debe haber aceleraciones (centrípeta).

c) Falso. No hay contradicción por las razones que se han expresado en los apartados *a)* y *b)*.

Cuestiones y problemas (páginas 218/219)

La posición de los cuerpos

1 **¿Qué tipo de coordenadas se usan para definir la posición de un cuerpo?**

Se pueden usar coordenadas cartesianas o polares.

2 **Explica cómo transformarías las coordenadas polares en cartesianas, y viceversa.**

Véase la página 202 del *Libro del alumno.*

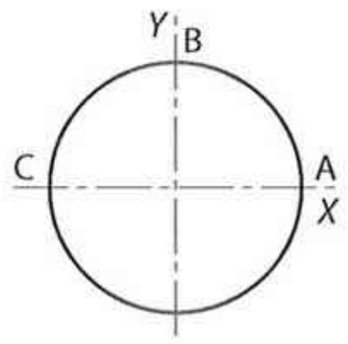
3 **¿Qué diferencia hay entre desplazamiento y espacio recorrido?**

El valor del desplazamiento es la distancia medida en línea recta entre la posición final y la inicial, y el espacio recorrido es la distancia medida sobre la trayectoria.

4 **¿Se puede determinar la trayectoria que ha seguido un cuerpo conociendo la posición inicial y la final al cabo de cierto tiempo?**

No, con esos datos solo podemos conocer el desplazamiento y la velocidad media.

5 **Un cuerpo describe un cuarto de circunferencia de radio 5 m desde A hacia B, como se aprecia en la figura, partiendo del punto A en el instante $t = 0$. Determina, considerando el origen en el centro:**



a) **El vector desplazamiento correspondiente al movimiento.**

b) **El módulo de dicho desplazamiento.**

c) **El espacio recorrido. ¿Coincide con el apartado *b)*? ¿Por qué?**

d) **Repite los tres apartados anteriores para el caso del movimiento desde A hasta C.**

a) La posición en A es $\vec{r}_A = 5\vec{i}$ m, mientras que en B es $\vec{r}_B = 5\vec{j}$ m, por lo que $\Delta\vec{r} = -5\vec{i} + 5\vec{j}$ m.

b) Calculando su módulo se obtiene:

$$\Delta\vec{r} = \sqrt{(-5)^2 + 5^2} = 7{,}07 \text{ m}$$

c) El espacio recorrido es:

$$s = \frac{\pi r}{2} = 7{,}85 \text{ m}$$

Obviamente no coinciden, pues al no ser un desplazamiento diferencial, el arco de circunferencia (espacio recorrido) y la cuerda (desplazamiento) no coinciden.

d) La posición en C es $-5\vec{i}$ m, por lo que el desplazamiento de A a C es $\Delta\vec{r} = -10\vec{i}$ m, siendo su módulo igual a 10 m. El espacio recorrido ahora es $s = \pi r = 15{,}7$ m

La velocidad de los cuerpos

6 **La posición de un cuerpo cambia con el tiempo en las tres direcciones del espacio. ¿Cuántas componentes tiene el vector velocidad?**

El vector velocidad tiene tres componentes.

7 **¿Qué indica la velocidad media de un cuerpo? ¿Es ilustrativa del movimiento que ha seguido el mismo?**

La velocidad media es la relación entre la variación del desplazamiento y el tiempo. Solo indica la rapidez con que cambia de posición. La velocidad media no es ilustrativa del movimiento de un cuerpo, es decir, no pueden extraerse conclusiones acerca de cómo ha transcurrido el movimiento disponiendo de la velocidad media como único dato.

8 ¿Pueden ser iguales en todo momento la velocidad media y la instantánea en algún movimiento? ¿En qué caso?

Sí, en el movimiento rectilíneo y uniforme.

9 Si la aceleración tiene componentes tangencial y centrípeta, ¿por qué no se habla de dichas componentes de la velocidad?

La velocidad (como vector) es siempre tangente a la trayectoria, por lo que carece de componente normal o centrípeta.

10 ¿Podría un cuerpo tener celeridad (módulo de velocidad) constante y velocidad variable?

El objetivo de estas cuestiones es insistir en el carácter vectorial de la velocidad, por lo que en este caso en el que el módulo (celeridad) es constante, la variación de la velocidad significa que la dirección cambia. Esto ocurrirá en cualquier movimiento no rectilíneo que transcurra con celeridad constante. El ejemplo más simple es el movimiento circular uniforme.

11 ¿Podría un cuerpo tener celeridad variable y velocidad constante?

La respuesta es no; si la velocidad es constante, son constantes todos sus atributos: módulo (celeridad), dirección y sentido. Por tanto, es imposible que su celeridad sea variable.

12 ¿Crees que la velocidad media de un cuerpo en movimiento podría ser cero en cierto intervalo de tiempo?

Sí, siempre que al cabo de ese intervalo de tiempo escogido el cuerpo estuviese exactamente en la misma posición que al inicio de ese intervalo.

La aceleración de los cuerpos

13 ¿Cómo se definen la velocidad y la aceleración instantáneas? ¿Qué se entiende en física por «instante»?

La velocidad y aceleración instantáneas son las velocidades y aceleraciones medias cuando el intervalo de tiempo tiende a cero, y esa es la definición de «instante» en física.

14 ¿Puede haber aceleración sin que cambie el valor de la velocidad? Razona tu respuesta.

Sí, cuando cambia la dirección de la velocidad se produce una aceleración centrípeta o normal.

15 Conocida la ecuación de posición de un cuerpo, ¿cómo calcularías la aceleración?

Conocida la ecuación de posición, obtendríamos la velocidad si derivamos dicha ecuación con respecto al tiempo, y si derivamos la velocidad, obtenemos la aceleración. Por tanto, debemos derivar dos veces la ecuación de posición.

16 ¿Qué sentido físico tienen las componentes tangencial $\vec{a}_t$ y centrípeta $\vec{a}_c$?

La aceleración tangencial se produce cuando cambia el módulo de la velocidad, y la aceleración normal o centrípeta, cuando varía la dirección.

17 Explica qué tipo de movimiento describiría un cuerpo si:

a) **$\vec{a}_t$ es constante y $\vec{a}_c$ es cero.**

b) **$\vec{a}_c$ es constante y $\vec{a}_t$ es cero.**

c) **Ambas son cero.**

a) MRUA. *b)* MCU. *c)* MRU.

18 ¿Podría un cuerpo tener velocidad cero y, sin embargo, estar acelerado? Razona tu respuesta.

Efectivamente. Conviene hacer notar al alumnado que del enunciado no se desprende que el cuerpo esté permanentemente en reposo. El enunciado se cumple igualmente si el cuerpo tiene velocidad cero en un instante dado.

Existen numerosos ejemplos en que se da esa doble condición: la pelota que es lanzada al aire verticalmente tiene velocidad cero al llegar al punto más alto y, sin embargo, está acelerada; el péndulo que oscila, al llegar a los extremos, cumple también esa doble condición, etcétera. En todos los casos, hay un denominador común: el sentido de la aceleración debe ser contrario al de la velocidad inicial. De ese modo, al cambiar de sentido (signo) la velocidad, forzosamente pasa por el valor cero.

19 ¿Puede cambiar el sentido de la velocidad de un cuerpo si su aceleración es constante?

La respuesta es similar a la cuestión 20. El sentido de la velocidad cambiará siempre que la aceleración constante sea contraria a la velocidad inicial. Los ejemplos que pueden citarse son idénticos a los de la cuestión citada.

20 ¿Puede cambiar la dirección de la velocidad de un cuerpo si su aceleración es constante?

Cambiar únicamente la dirección de la velocidad implica que el módulo no varía. De ello se deduce que la aceleración es de tipo normal o centrípeta (la componente tangencial es nula). Este es el caso del movimiento circular uniforme.

21 ¿Puede un cuerpo aumentar su velocidad si su aceleración disminuye?

Efectivamente. La aceleración significa rapidez con que cambia (en este caso, aumentando) la velocidad. Que la aceleración disminuya significa que disminuye la rapidez con que aumenta la velocidad, pero no significa que la velocidad deje de aumentar; sigue haciéndolo, pero con «menos rapidez». Evidentemente, para que esto ocurra, la velocidad y la aceleración tienen que actuar en el mismo sentido. Un ejemplo en el que sucede lo que se plantea lo proporciona el movimiento de un péndulo desde un extremo hasta el punto más bajo; la aceleración en el extremo es máxima, pero la velocidad es cero. A medida que desciende, la velocidad aumenta, pero la aceleración disminuye hasta hacerse cero en el punto más bajo. El mismo análisis es válido para la oscilación de un muelle.

22 ¿Podría un cuerpo moverse hacia la derecha si su aceleración se dirige hacia la izquierda?

El movimiento del péndulo que acabamos de citar, moviéndose entre el punto más bajo y uno de los extremos, nos indica que sí puede ocurrir lo que se plantea en el enunciado. Lógicamente, la velocidad irá disminuyendo hasta hacerse cero para luego cambiar el sentido del movimiento, salvo que la aceleración negativa sea motivada por la fuerza de rozamiento, en cuyo caso el cuerpo acaba parándose, pero sin invertir el sentido del movimiento.

23 ¿Qué tipo de movimiento describiría un objeto cuya aceleración fuese en todo momento perpendicular a la trayectoria y aumentase, además, de forma constante? ¿Y si la aceleración se mantuviese constante?

Hemos de insistir en estas cuestiones para que los alumnos y alumnas subrayen o anoten todos los aspectos que consideren relevantes y mediten sobre ellos. Aquí se nos indica que la aceleración es en todo momento perpendicular a la trayectoria. Es decir, la única aceleración que existe es centrípeta, por tanto será nula la aceleración tangencial. De ello se deduce que el módulo de la velocidad es constante.

En consecuencia, si la aceleración (centrípeta) aumenta de forma constante y el módulo de la velocidad no cambia, de la expresión de la aceleración centrípeta $a_c = v^2/r$ se desprende que el radio debe disminuir de forma constante. Por tanto, describiría un movimiento en espiral hacia el centro, con un módulo de velocidad constante.

En el segundo caso, si la aceleración es constante, también lo será el radio, por lo que el movimiento será circular y uniforme.

24 ¿Puede ser negativo el módulo de la velocidad? ¿Y el de la aceleración?

Por la definición de módulo como valor absoluto, nunca podrán ser negativos.

Los signos solo son indicativos de los sentidos (atributo vectorial distinto del módulo).

25 ¿Cuáles de las siguientes ecuaciones se corresponderían con la de un cuerpo que se desplaza en una única dirección con aceleración constante? Razona tu respuesta.

a) $\vec{r} = \sqrt{2}\,t^2\vec{j}$

b) $x = -4t^3 + t$

c) $\vec{r} = 3t^2\vec{i} + 10\vec{j}$

d) $y = 2t - 4t^2$

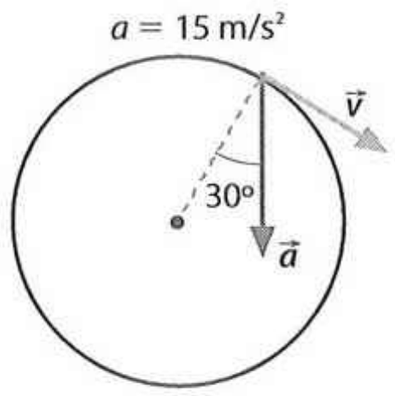
Deben satisfacerse dos requisitos según el enunciado: movimiento en una sola dirección, lo que supone que $\vec{v}$ como derivada de $\vec{r}$ solo tenga una componente (aspecto que satisfacen los cuatro casos) y que la aceleración, como derivada segunda de $\vec{r}$, sea constante, cosa que sucede si la variable t aparece elevada al cuadrado. Queda pues descartado el caso ***b)***, de modo que los casos ***a)***, ***c)*** y ***d)*** satisfacen las condiciones del problema.

D 26 La siguiente figura representa la aceleración total, en un instante dado, de una partícula que describe círculos de 3 m de radio. Calcula, en ese instante:

a) **La aceleración centrípeta.**

b) **El valor de la velocidad.**

c) **La aceleración tangencial.**



a) La aceleración centrípeta, según se desprende de la figura, valdrá $a_c = a \cos 30° = 12{,}99\ \text{m/s}^2$.

b) Como $a_c = \dfrac{v^2}{r}$, entonces, dado que conocemos el valor de a_c y de r, obtenemos que:

$$v = 6{,}24\ \text{m/s}$$

c) La aceleración tangencial será:

$$a_t = a \operatorname{sen} 30° = 7{,}5\ \text{m/s}^2$$

D 27 Dado el vector velocidad:

$$\vec{v} = 3t\vec{i} + 4t\vec{j}$$

calcula:

a) **La aceleración tangencial.**

b) **La aceleración normal.**

c) **El radio de curvatura.**

a) La aceleración tangencial, por definición, se obtiene derivando el módulo de la velocidad, que viene dado por:

$$v = \sqrt{(3t)^2 + (4t)^2} = \sqrt{25t^2} = 5t$$

Derivando el módulo de la velocidad, obtenemos la aceleración tangencial:

$$a_t = \frac{dv}{dt} = 5\ \text{m/s}^2$$

b) y ***c)*** Si calculamos el vector aceleración total (derivando $\vec{v}$), obtenemos que:

$$\vec{a} = 3\vec{i} + 4\vec{j}\ \text{m/s}^2$$

Es, por tanto, constante y su módulo resulta ser también de $5\ \text{m/s}^2$. Es decir, la única aceleración existente es la aceleración tangencial; al no haber aceleración centrípeta tampoco hay radio de curvatura.

28 Un cuerpo se mueve describiendo círculos de radio *r* con valor de velocidad *v*. Al cabo de cierto tiempo, se observa que tanto el valor de la velocidad como el radio se han duplicado. Razona si son ciertas o falsas las siguientes proposiciones:

a) **Su aceleración centrípeta no ha cambiado.**

b) **Su aceleración centrípeta se ha duplicado.**

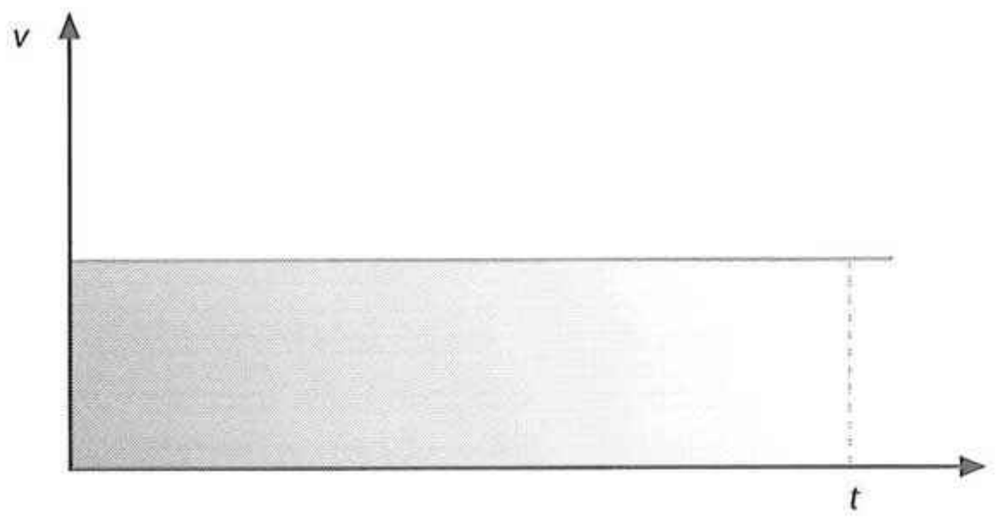
c) **Su aceleración centrípeta disminuye a la mitad.**

d) **Necesariamente ha existido una componente tangencial de la aceleración.**

Al duplicarse el valor de la velocidad y del radio, la aceleración centrípeta se duplica con respecto a la original. Por tanto, las únicas propuestas ciertas son la ***b)*** y la ***d)***, pues la variación del valor de la velocidad supone la existencia de aceleración tangencial.

Análisis gráfico de movimientos

29 ¿Qué indica el área sombreada de la siguiente gráfica? ¿Qué tipo de movimiento representa? ¿Cuánto valdría su aceleración?



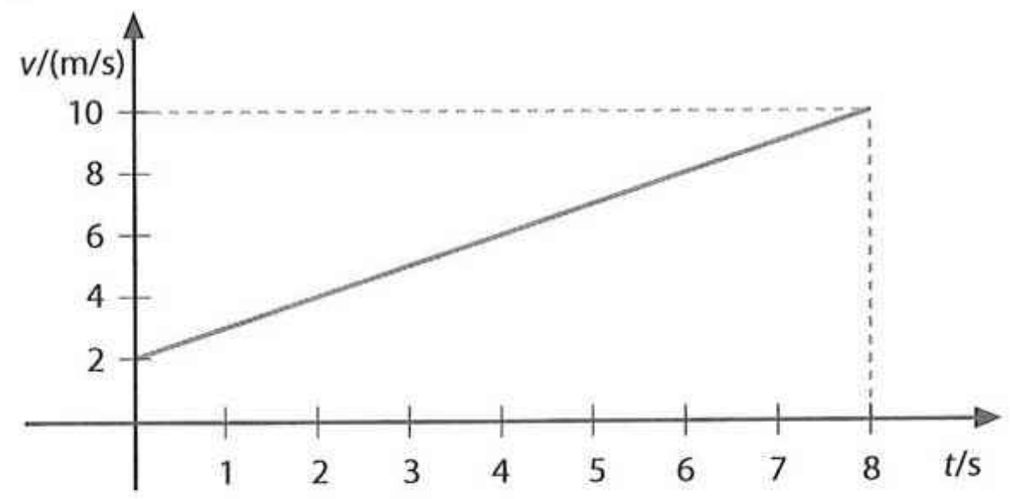
Se trata de un rectángulo cuya área se obtendría multiplicando la altura (valor de velocidad) por la base (tiempo). Así, el área $= vt$ representaría el espacio recorrido por el cuerpo.

El movimiento representado en la gráfica sería un movimiento que transcurre con módulo de velocidad constante.

Dado que la gráfica representa el valor de la velocidad (módulo) frente al tiempo, no podemos asegurar que la aceleración sea cero. Para poderlo hacer, hubiese sido necesario que en el eje de ordenadas se representara el vector velocidad. Así pues, nada podemos afirmar acerca de la existencia o no de aceleración. Lo único que podríamos decir es que, si hubiese aceleración, sería centrípeta.

Esta cuestión debe servir para que los alumnos y alumnas reflexionen una vez más sobre la importancia de distinguir entre módulo y vector.

30 ¿Cuánto vale el desplazamiento efectuado en el movimiento cuya gráfica velocidad-tiempo se ofrece a continuación? ¿Cómo varía la velocidad? ¿Cómo sería la aceleración? ¿Cuánto valdría?



Si consideramos que el movimiento es en una dirección, el desplazamiento equivale al valor del área encerrada bajo la gráfica; en este caso, el desplazamiento es de 48 m.

La velocidad varía de modo constante, por lo que la aceleración es constante. El valor de esta coincide con la pendiente de la gráfica.

Es decir:

$$a = \frac{v_f - v_0}{t} = 1 \text{ m/s}^2$$

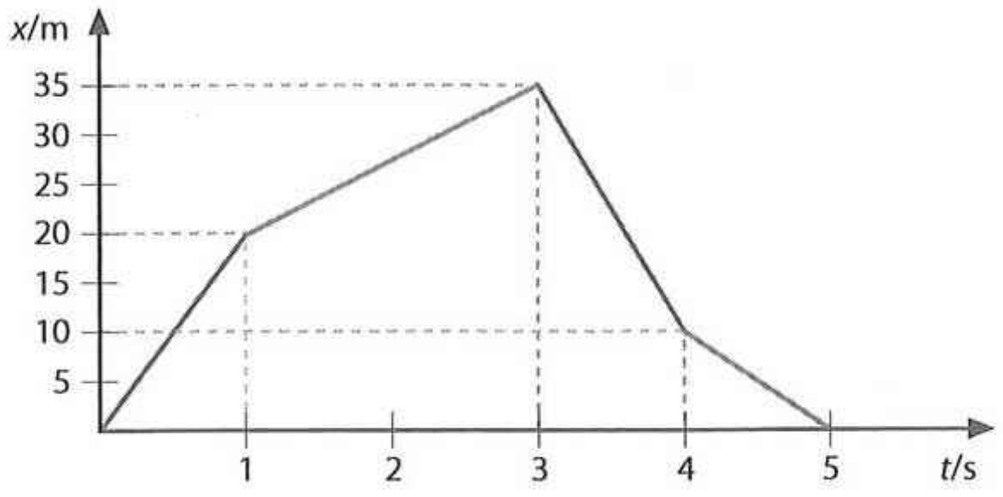
31 La siguiente gráfica muestra el desplazamiento en función del tiempo para un cuerpo que se mueve a lo largo del eje *X*. Halla las velocidades medias en los siguientes intervalos:

***a)* Entre 0 s y 1 s.**

***b)* Entre 0 s y 4 s.**

***c)* Entre 1 s y 5 s.**

***d)* Entre 0 s y 5 s.**



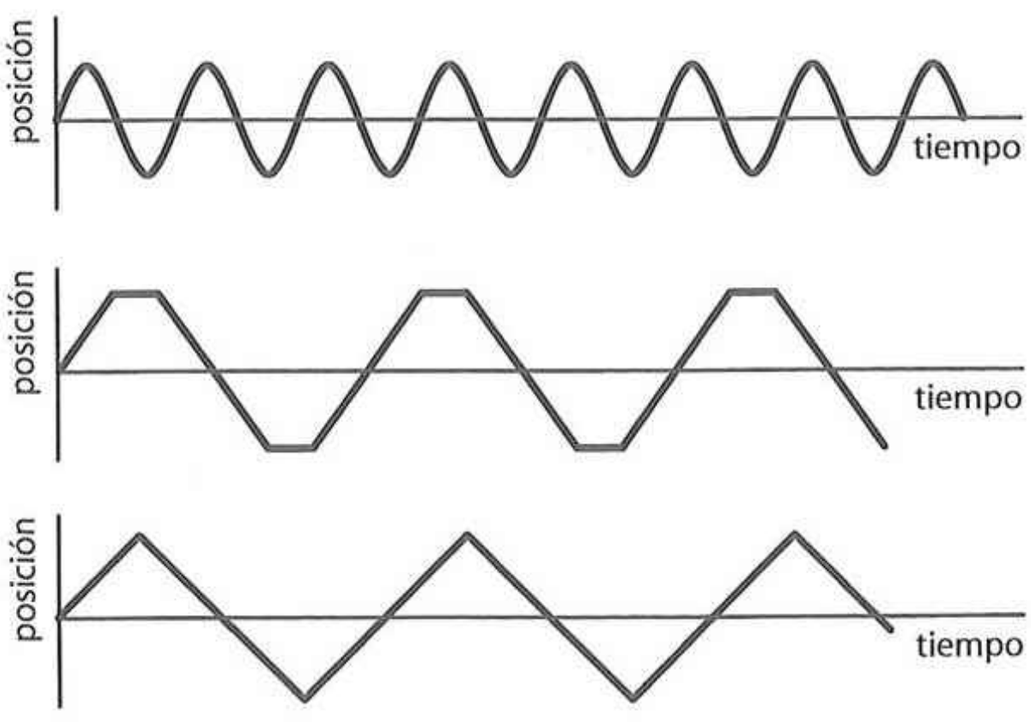
a) Entre 0 y 1 s: $v_m = \frac{x_1 - x_0}{t} = \frac{20 - 0}{1} = 20 \text{ m/s}$

b) Entre 0 y 4 s: $v_m = \frac{10 - 0}{4} = 2{,}5 \text{ m/s}$

c) Entre 1 y 5 s: $v_m = \frac{0 - 20}{4} = -5 \text{ m/s}$

d) Entre 0 y 5 s: $v_m = 0 \text{ m/s}$

D 32 Explica razonadamente qué gráfica posición-tiempo de las que se proponen describe adecuadamente el movimiento del péndulo de un reloj de cuco.



La única gráfica que explicaría el movimiento del péndulo de un reloj de cuco es la primera.

La segunda gráfica supone que se detiene un tiempo considerable en cada extremo para luego moverse con velocidad constante entre ambos, lo que no corresponde a la situación real del movimiento.

La tercera gráfica contempla movimiento uniforme entre ambos extremos y corte drástico a velocidad cero en cada extremo, lo que tampoco es real.

Análisis numérico de movimientos

33 La ecuación de posición de un móvil viene dada por:

$$\vec{r} = 4t^2\vec{i} - 3\vec{j} + 5\vec{k} \text{ m}$$

Razona y calcula:

***a)* ¿En qué dirección se mueve?**

***b)* ¿Cuánto se ha desplazado en los 10 primeros segundos?**

***c)* ¿Cuál ha sido su velocidad media en esos 10 s?**

***d)* ¿Qué velocidad lleva a los 10 s?**

***e)* ¿Cuánto vale su aceleración? ¿Qué tipo de movimiento lleva?**

a) La única componente variable del vector de posición es la componente *X*, por lo que esa es la dirección del movimiento.

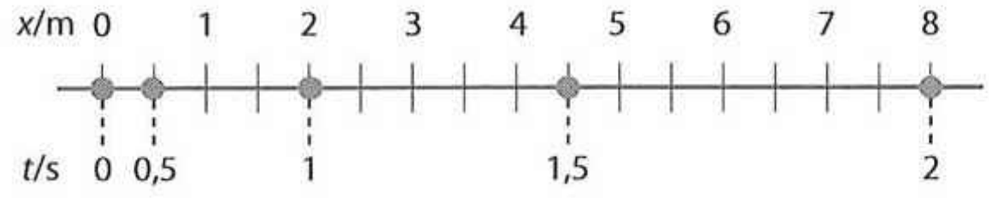
b) $\Delta\vec{r} = \vec{r}(t = 10) - \vec{r}(t = 0) = 400\vec{i} \text{ m}$

c) $\vec{v} = \frac{\Delta\vec{r}}{\Delta t} = 40\vec{i} \text{ m/s}$

d) La velocidad en cualquier instante es $\vec{v} = \frac{d\vec{r}}{dt} = 8t\vec{i} \text{ m/s}$, por lo que en $t = 10$ s, vale $80\vec{i}$ m/s.

e) La aceleración se obtiene derivando la velocidad, dando $8\vec{i}$ m/s. Por tanto, su movimiento es rectilíneo (en la dirección *X*) y con aceleración constante.

D 34 La siguiente figura muestra las posiciones que ocupa una bola en movimiento.



A partir de ella, deduce:

***a)* La ecuación de posición en función del tiempo.**

***b)* La velocidad media en el intervalo de tiempo considerado.**

***c)* La velocidad instantánea en los tiempos señalados.**

***d)* La aceleración de la bola.**

***e)* La velocidad de la bola al cabo de 5 s.**

a) Analizando comparativamente los valores de posición y tiempo, llegamos a la conclusión de que la ecuación de posición en función del tiempo que satisface todos los pares de valores es:

$$x = 2t^2 \text{ m}$$

b) La velocidad media en el intervalo de tiempo considerado será:

$$v_m = \frac{x_f - x_0}{t} = \frac{8 - 0}{2} = 4 \text{ m/s}$$

c) La velocidad en cualquier instante se obtiene derivando la posición, $v(t) = 4t$ m/s.

Sustituyendo los valores ofrecidos, tenemos que:

- $v(0) = 0$ m/s
- $v(0{,}5) = 2$ m/s
- $v(1) = 4$ m/s
- $v(1{,}5) = 6$ m/s
- $v(2) = 8$ m/s

d) Derivando la velocidad, obtenemos que la aceleración de la bola es de 4 m/s^2.

e) Sustituyendo en la ecuación de velocidad deducida en el apartado *c)*, obtenemos que la velocidad al cabo de 5 s será de 20 m/s.

35 La siguiente tabla muestra las coordenadas *x*, *y*, *z* (en metros) de una partícula en función del tiempo (en segundos):

(m) \ *t*(s)	0	1	2	3	4	5
x	2	2	2	2	2	2
y	0	2	4	6	8	10
z	0	1	4	9	16	25

a) **Determina su vector de posición en función del tiempo.**

b) **¿Cuál es el vector desplazamiento correspondiente a los 5 s?**

c) **¿Cuántos metros ha recorrido en esos 5 s?**

d) **Representa las gráficas *v*-*t* y *a*-*t* en el intervalo de tiempo que aparece en la tabla.**

a) Analizando la variación temporal de cada coordenada, obtenemos que:

$$\left.\begin{array}{l} \blacksquare\ x = 2\ \text{m} \\ \blacksquare\ y = 2t\ \text{m} \\ \blacksquare\ z = t^2\ \text{m} \end{array}\right\} \vec{r} = 2\vec{i} + 2t\vec{j} + t^2\vec{k}\ \text{m}$$

b) $\Delta\vec{r}$ (entre 0 y 5 s) $= \vec{r}(5) - \vec{r}(0) =$

$= (2\vec{i} + 10\vec{j} + 25\vec{k}) - 2\vec{i} = 10\vec{j} + 25\vec{k}$ m

c) El valor del desplazamiento efectuado en ese tiempo es el módulo del vector calculado en el apartado anterior, por lo que:

$$\text{valor del desplazamiento} = 26{,}92\ \text{m}$$

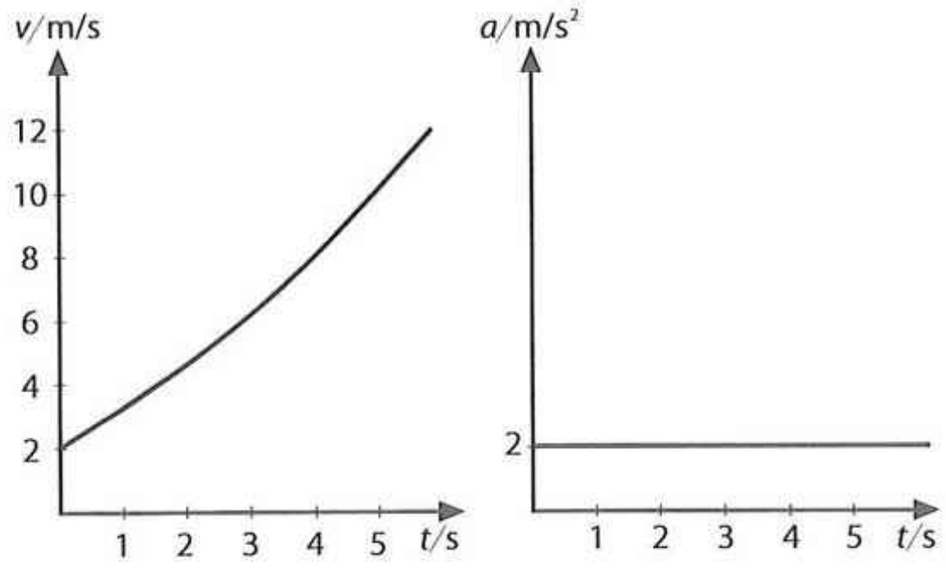
d) Para representar las gráficas, calculamos los módulos de la velocidad en $t = 0, 1, 2, 3, 4$ y 5 s, a partir de la ecuación de velocidad, $\vec{v} = 2\vec{j} + 2t\vec{k}$ m/s, de donde resulta:

$v(0) = 2$ m/s $\quad v(1) = 2{,}8$ m/s $\quad v(2) = 4{,}5$ m/s

$v(3) = 6{,}3$ m/s $\quad v(4) = 8{,}2$ m/s $\quad v(5) = 10{,}2$ m/s

Por otra parte, si calculamos la aceleración, obtenemos que $\vec{a} = 2\vec{k}$ m/s^2; es, por tanto, constante.

Representando los valores obtenidos:



D36 **La ecuación de movimiento de cierto cuerpo en el plano *XY* viene dada por la ecuación $\vec{r} = 4\cos 3t\,\vec{i} + 4\,\text{sen}\,3t\,\vec{j}$ m (*t* en segundos).**

a) **Demuestra que la trayectoria de dicha partícula es una circunferencia centrada en el origen (0, 0) de radio 4 m.**

b) **Determina los vectores velocidad y aceleración.**

c) **Demuestra que el vector aceleración siempre apunta hacia el centro (es opuesto a *r*).**

d) **Demuestra que el módulo de dicha aceleración cumple la igualdad $|a| = |v|^2/r$.**

a) Las componentes *x* e *y* de la ecuación de posición son:

$$x = 4\cos 3t$$

$$y = 4\,\text{sen}\,3t$$

Elevando ambas componentes al cuadrado y sumándolas, se obtiene:

$$x^2 + y^2 = 4^2\,(\cos^2 3t + \text{sen}^2\,3t)$$

de donde se obtiene:

$$x^2 + y^2 = 4^2$$

que es la ecuación de una circunferencia de radio 4 m centrada en el origen.

b) La velocidad se obtiene derivando el vector de posición, obteniéndose:

$$\vec{v} = -12\,\text{sen}\,3t\,\vec{i} + 12\cos 3t\,\vec{j}\ \text{m/s}$$

siendo la aceleración:

$$\vec{a} = -36\cos 3t\,\vec{i} - 36\,\text{sen}\,3t\,\vec{j}\ \text{m/s}^2$$

c) Como puede observarse, el vector $\vec{a}$ equivale a $-9\vec{r}$, por lo que es opuesto a este, apuntando hacia el centro.

d) El módulo de la aceleración vale:

$$|\vec{a}| = \sqrt{(-36\cos 3t)^2 + (-36\,\text{sen}\,3t)^2} = 36\ \text{m/s}^2$$

Mientras que el módulo de la velocidad al cuadrado es:

$$|\vec{v}|^2 = (-12\,\text{sen}\,3t)^2 + (-12\cos 3t)^2 = 144\ \text{m}^2/\text{s}^2$$

Se comprueba que:

$$\frac{|\vec{v}|^2}{r} = \frac{144}{4} = 36\ \text{m/s}^2$$

Evaluación (página 220)

Señala en cada caso la respuesta que consideres correcta:

1. Un cuerpo se desplaza 10 m cada segundo hacia el norte y 3 m cada segundo hacia el este. Si su posición inicial es (0, 2), ¿cuál de las siguientes ecuaciones representa correctamente la posición en función del tiempo?

a) $x = (2 + 10t) + 3t$ m

b) $\vec{r} = (2 + 10)t\vec{i} + 3t\vec{j}$ m

► *c)* $\vec{r} = 3t\vec{i} + (2 + 10t)\vec{j}$ m

2. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones te parecen correctas?

► *a)* Un movimiento con velocidad constante nunca puede ser circular.

b) La aceleración, en caso de existir, tiene siempre la misma dirección y sentido que la velocidad.

c) La velocidad tiene la misma dirección y sentido que el vector posición.

3. Si la ecuación de posición de un cuerpo es $\vec{r} = 2t\vec{i} + 3\vec{j}$ m, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

► *a)* Su velocidad es $\vec{v} = 2\vec{i}$ m/s.

► *b)* Se mueve solo en la dirección *X*.

► *c)* Se desplaza 20 m en los 10 primeros segundos.

4. Si la ecuación de posición de un cuerpo es $\vec{r} = 5\vec{i} + 2t^2\vec{j}$ m, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

► *a)* Su movimiento transcurre en una recta.

b) Su velocidad es constante.

► *c)* Su aceleración es constante.

5. ¿Qué afirmaciones de las siguientes son ciertas para un movimiento cuya aceleración es tangencial y constante?

a) Recorre los mismos espacios en los mismos intervalos de tiempo.

► *b)* Es rectilíneo.

c) Su velocidad nunca podrá ser cero.

6. De un movimiento cuya aceleración constante es siempre perpendicular a la trayectoria podemos decir que:

a) Su velocidad es constante.

b) Tiene aceleración tangencial constante.

► *c)* Pasa por la misma posición en intervalos de tiempo iguales.

7. Si un cuerpo está sometido a aceleración constante, puede decirse que:

a) Su trayectoria nunca podrá ser curvilínea.

b) Su velocidad siempre irá en aumento.

c) No pasará dos veces por el mismo punto.

Ninguna de las afirmaciones es correcta.

8. Si un cuerpo se desplaza los primeros 50 km a una velocidad constante de 80 km/h y los siguientes 50 km (en la misma dirección) a otra velocidad constante de 60 km/h, entonces la velocidad media en todo el trayecto es:

► *a)* 68,57 km/h

b) 70 km/h

c) 72,35 km/h

9. Indica si un cuerpo que se mueve bajo una aceleración constante perpendicular a su trayectoria:

a) Puede moverse en una recta.

b) Puede variar el valor de su velocidad.

c) Puede tener aceleración tangencial.

a) No.

b) No.

c) No.

10. ¿Es posible que un cuerpo en movimiento con aceleración constante tenga en algún momento un desplazamiento igual a cero?

Sí, si la aceleración es contraria a la velocidad inicial y el movimiento es en una recta, al volver a pasar por el punto de partida, el desplazamiento neto desde el momento en que empezó a moverse es cero.

9 Movimientos en una y dos dimensiones

ESQUEMA DE LA UNIDAD

- 1. ¿Cómo se describen los movimientos? (páginas 222/223)
  - 2.1. Las ecuaciones de movimiento de los cuerpos (páginas 222/223)
  - 2.2. Las gráficas del movimiento (página 223)
- 2. Movimientos en una dimensión: movimientos rectilíneos (páginas 224/235)
  - 2.1. Movimiento rectilíneo uniforme (páginas 224/226)
  - 2.2. Movimientos rectilíneos con aceleración constante (páginas 227/231)
  - 2.3. Los movimientos rectilíneos con aceleración constante en la naturaleza (páginas 232/235)
- 3. Movimientos en dos dimensiones. Movimientos parabólicos (páginas 236/242)
  - 3.1. Lanzamiento horizontal (página 238)
  - 3.2. Movimiento parabólico completo (páginas 239/241)
  - 3.3. Superposición de movimientos uniformes (página 242)
- 4. Movimientos circulares (páginas 243/246)
  - 4.1. El movimiento circular uniforme (páginas 243/245)
  - 4.2. El movimiento circular uniformemente acelerado (página 246)
- 5. ¿Por qué pueden variar los movimientos? (página 246)
- Ideas claras (página 247)

Cuestiones previas (página 221)

1. Dejamos caer simultáneamente y desde la misma altura dos cuerpos de distinta masa. Despreciando el rozamiento con el aire, indica la opción u opciones que consideres correctas:

a) **El de mayor masa llega antes al suelo.**

b) **Los dos llegan al suelo con la misma velocidad.**

c) **Los dos llegan al suelo a la vez.**

d) **El de menor masa llega antes al suelo.**

Esta cuestión tiene por finalidad detectar la persistencia de las ideas erróneas referidas a la caída libre y valorar la estrategia que hay que seguir para desechar esas ideas. Las respuestas correctas son la *b)* y la *c)*.

2. Lanzamos hacia arriba dos objetos de distinta masa con la misma velocidad. Señala la opción que consideres correcta:

a) **El más ligero llega más alto.**

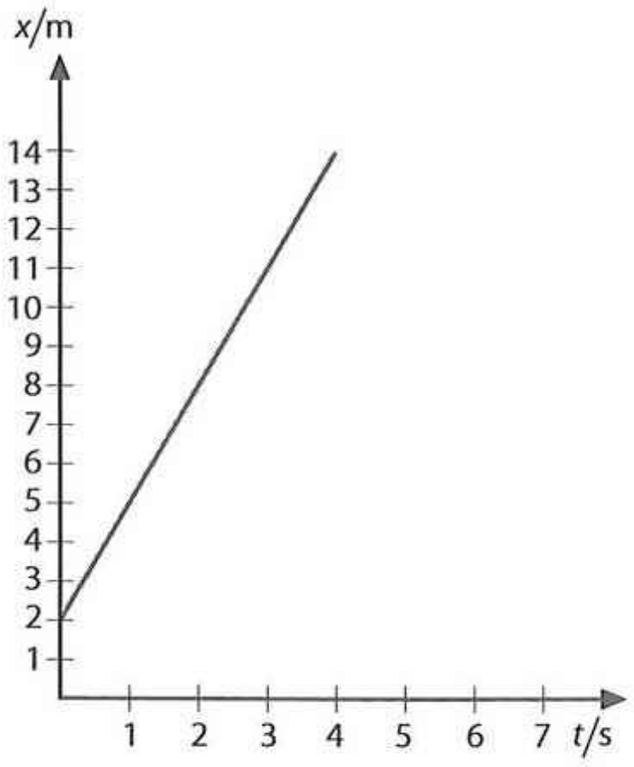
b) **El más pesado llega más alto.**

c) **Alcanzan los dos la misma altura.**

Puede ocurrir que bastantes alumnos y alumnas hayan contestado correctamente la pregunta anterior y, sin embargo, no lo hagan en la respuesta a esta. Ello nos indica que no está del todo desterrada la idea de que la masa desempeña un papel en los tiempos de caída o en la altura que pueda alcanzar en un lanzamiento vertical. La respuesta correcta es la *c)*.

Actividades (páginas 223/245)

1 En la figura 9.2 se representa la ecuación de posición de un cuerpo. Determina dicha ecuación y calcula a partir de ella, qué posición tendrá el cuerpo en $t = 10$ s.



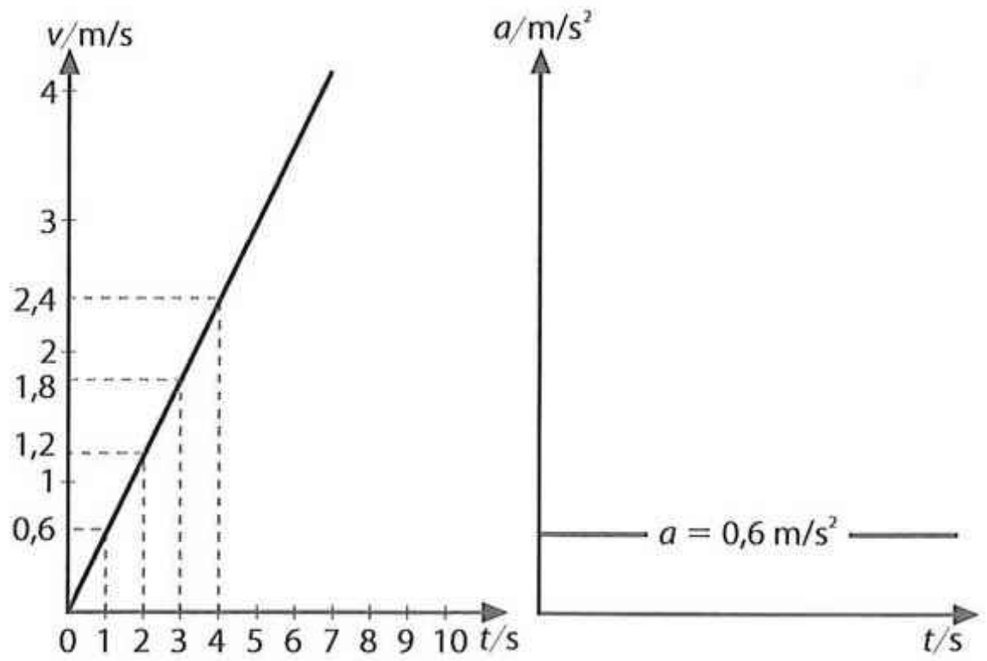
De la simple observación de la gráfica es fácil obtener dos puntos de la misma, por ejemplo, cuando $x = 2$, $t = 0$ y cuando $x = 4$, $t = 1$. Con dos puntos de una recta, por cualquiera de los procedimientos que el alumno ya domina y que aprendió en Matemáticas, se obtiene la ecuación de la recta $x = 2 + 3t$.

Una vez calculada la ecuación, no hay más que sustituir:

$$x = 2 + 3 \cdot 10 = 32 \text{ m}$$

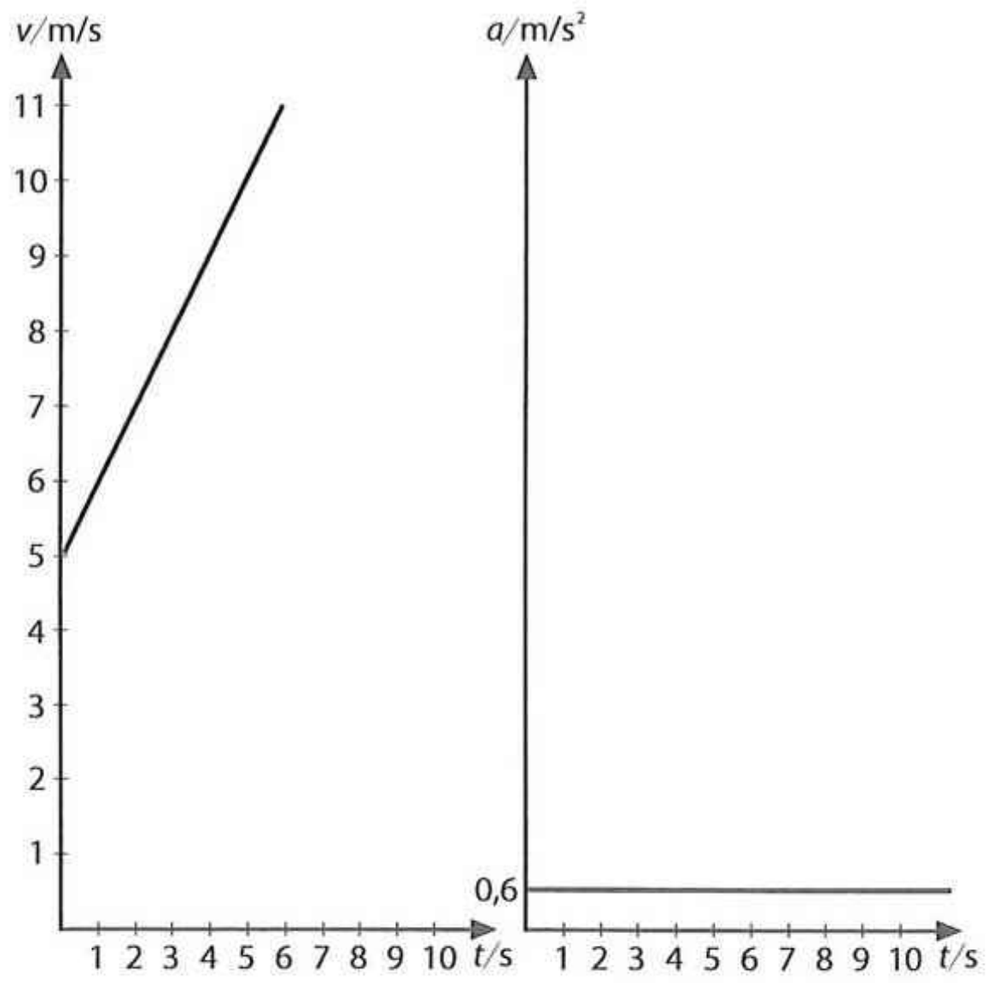
2 Representa las gráficas velocidad-tiempo y aceleración-tiempo durante los diez primeros segundos del movimiento para los casos *b)* y *c)* de la aplicación 2 (página 223) del *Libro del alumno*.

Para el caso en que $v = 0{,}6t$ m/s, las gráficas son:



valores	t (s)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	v (m/s)	0	0,6	1,2	1,8	2,4	3	3,6	4,2	4,8	5,4	6

Para el caso en que $v = 5 + 0{,}6t$ m/s, son:



3 La ecuación de posición de un cuerpo que se desplaza a lo largo de una recta viene dada por la expresión:

$$x = 80 - 3t^2 \text{ m}$$

a) **Determina sus ecuaciones de velocidad y aceleración en función del tiempo. ¿Qué significado tienen los signos de la velocidad y la aceleración?**

b) **Calcula, en intervalos de 0,5 s y durante los cinco primeros segundos, los valores de su posición y velocidad.**

b) **Representa, en el intervalo indicado, las gráficas *x-t*, *v-t* y *a-t*.**

a) Las expresiones de la velocidad y la aceleración se obtienen de derivar la ecuación del desplazamiento.

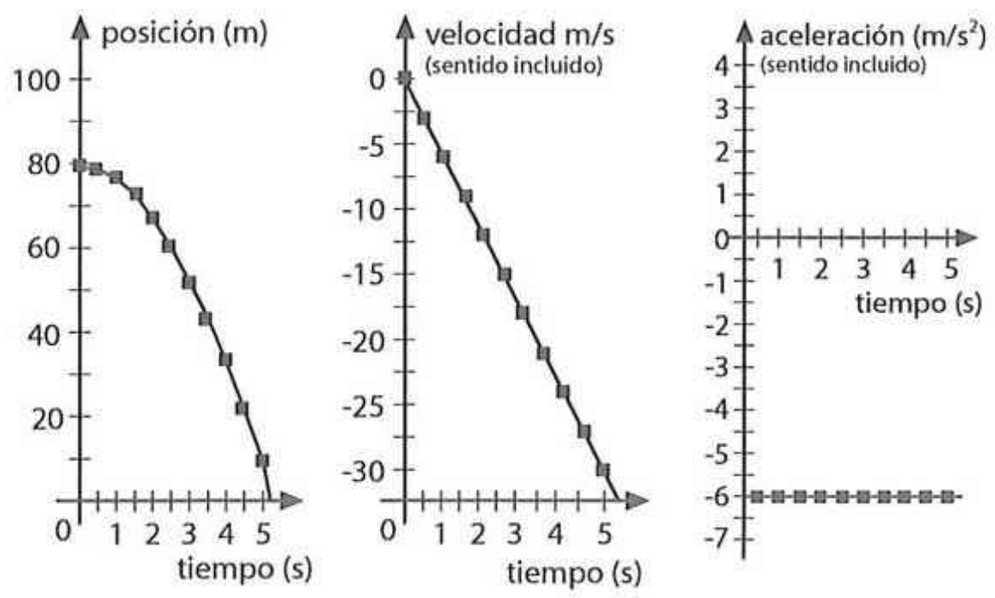
$$v = \frac{dx}{dt} = -6t \text{ m/s}; \; a = \frac{dv}{dt} = -6 \text{ m/s}^2$$

Los signos negativos de la velocidad y la aceleración indican, que el sentido del movimiento es contrario al adoptado como positivo. De hecho, como se verá en la tabla del apartado siguiente, el cuerpo se va acercando paulatinamente al lugar tomado como origen y lo hace con una celeridad cada vez mayor.

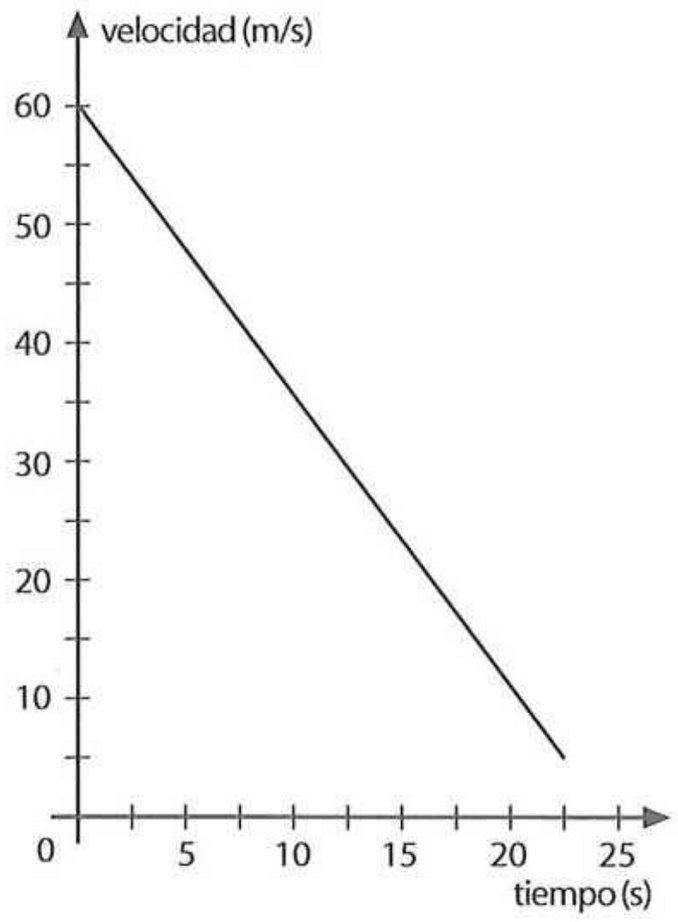
b) Sustituyendo en las ecuaciones de la posición y la velocidad podemos elaborar una tabla como esta:

Tiempo (s)	Posición (m)	Velocidad (m/s)
0	80	0
0,5	79,25	−3
1	77	−6
1,5	73,25	−9
2	68	−12
2,5	61,25	−15
3	53	−18
3,5	67,75	−21
4	32	−24
4,5	19,25	−27
5	5	−30

c)

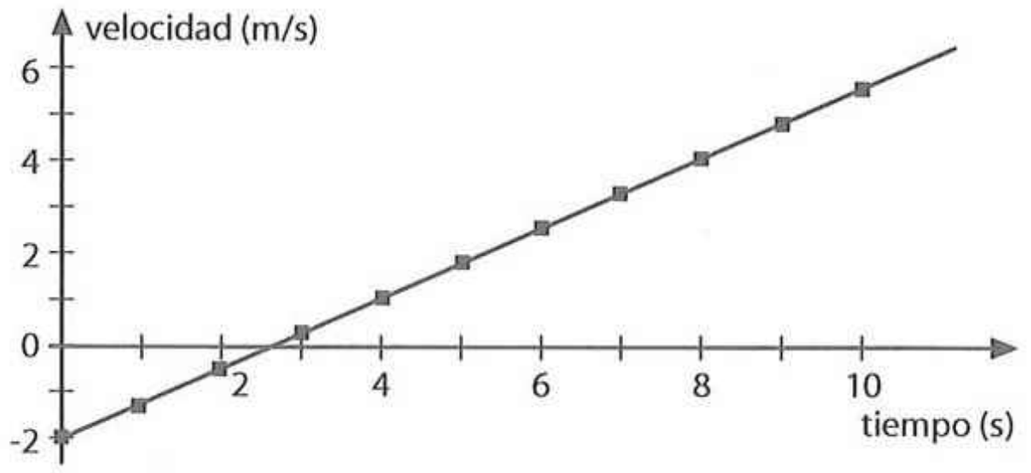


4 **¿Cuál es la ecuación de velocidad que corresponde a la gráfica velocidad-tiempo representada en la figura 9.3?**



De la simple observación de la gráfica se pueden obtener dos puntos que son más que suficientes para determinar la ecuación, por ejemplo, cuando $t = 0$, $v = 60$ y cuando $t = 20$, $v = 1$. Con estos datos obtenemos $v = 60 - 2{,}5t$.

5 **Un cuerpo se desplaza a lo largo de una recta con una aceleración constante de $+0{,}8$ m/s². Representa su gráfica velocidad-tiempo en los diez primeros segundos si partió con una velocidad inicial de -2 m/s. Determina posteriormente la ecuación de velocidad en función del tiempo. ¿En qué instante se hace cero su velocidad? ¿Vuelve a ser cero en algún otro instante?**



De la expresión $v = v_0 + at$ obtenemos la ecuación de la velocidad:

$$v = -2 + 0{,}8t$$

Para saber si se puede hacer 0 la velocidad, no tenemos más que suponer que sea así y buscar solución a la ecuación:

$$0 = -2 + 0{,}8t$$

despejando el tiempo $t = 2{,}5$ s. La ecuación, como se ve, es de primer grado y tiene una única solución.

6 **¿Cuánto tarda la luz del Sol en llegar a nosotros teniendo en cuenta que esta estrella se halla a una distancia media de la Tierra de 149 600 000 km y que la luz se propaga aproximadamente a $3 \cdot 10^8$ m/s? (Resuelve la actividad situándote tú mismo como origen del sistema de referencia).**

Si nos situamos como origen del sistema de referencia ($x = 0$), el Sol se halla a una distancia $x_0 = 149\,600\,000$ km.

Como la velocidad de la luz es de 300 000 km/s, podemos calcular el tiempo que tarda la luz del Sol en llegar a nosotros, es decir, en llegar a $x = 0$ desde su posición inicial. Como desde nuestro punto de vista la luz del Sol viene a nuestro encuentro (signo negativo para su velocidad), la expresión que hay que usar será; $x = x_0 - vt$. En nuestro caso:

$$0 = 149\,600\,000 - 300\,000t$$

Por tanto:

$$t = 498{,}6 \text{ s} = 8 \text{ min } 19 \text{ s}$$

7 **Dos vehículos (A y B) inician simultáneamente un viaje en la misma dirección y sentido. El vehículo A, con una velocidad de 80 km/h, parte de una localidad que se halla a 30 km del vehículo B, que se desplaza a 110 km/h.**

a) **¿Cuánto tiempo transcurrirá hasta que el segundo vehículo dé alcance al primero?**

b) **¿Qué distancia habrá recorrido el vehículo A en el momento del encuentro? ¿Y el vehículo B?**

Tomando como origen del sistema de referencia la posición inicial del vehículo B, la ecuación de posición de A (cuya posición inicial con respecto a B es $x_{0A} = 30$ km) será:

$$x_A = x_{0A} + v_A t = 30 + 80t \text{ km}$$

mientras que la ecuación de posición de B será:

$$x_B = v_B t = 110t \text{ km}$$

El valor de t es el mismo para ambos, pues parten simultáneamente. El alcance se producirá cuando ambos se encuentren en la misma posición, es decir, cuando $x_A = x_B$, por lo que:

$$30 + 80t = 110t$$

Despejando t,obtenemos:

$$t = 1 \text{ h}$$

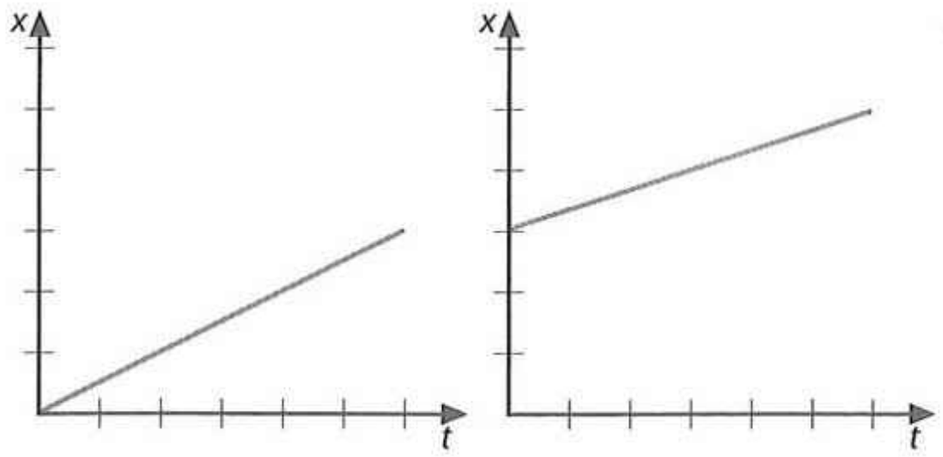
Es decir, lo alcanzará al cabo de 1 h de ponerse ambos vehículos en movimiento.

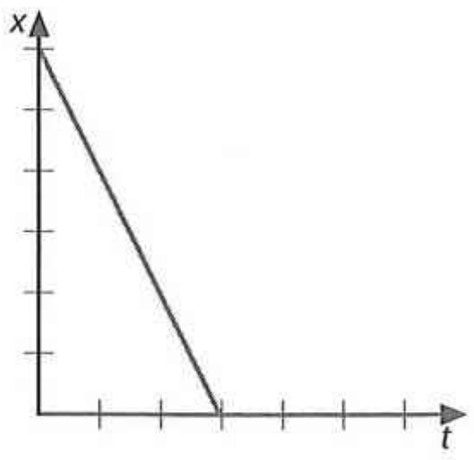
8 **¿Qué representa la pendiente de la gráfica x-t del movimiento rectilíneo uniforme? Representa las ecuaciones de posición $x = 3 + 2t$ y $x = 3 + 4t$ y compáralas.**

Representa la velocidad.

Si se representan las ecuaciones de posición del enunciado, se obtienen dos rectas con la misma ordenada en el origen, 3, pero la segunda con el doble de pendiente que la primera.

9 ¿Cuál de las siguientes gráficas representa un valor más alto de la velocidad?





La gráfica tercera, pues en ella es mayor la rapidez con que varía la posición. La pendiente negativa solo indica en este caso que el cuerpo se acerca al observador.

10 Las ecuaciones de movimiento de dos móviles A y B son $x_A = 5t$ y $x_B = 140 - 2t$ (ambas en m). Determina:

***a)* ¿Qué distancia los separa inicialmente?**

***b)* ¿En qué sentidos relativos se mueven uno respecto del otro?**

***c)* ¿En qué instante se cruzan?**

***d)* Representa el movimiento de ambos en una misma gráfica *x-t*.**

a) Inicialmente, ($t = 0$), $x_A = 0$ y $x_B = 140$ m, luego la distancia que los separa es de 140 m.

b) Ambos móviles emprenden la marcha al mismo tiempo pero en sentidos opuestos. Normalmente, lo más sencillo para el alumnado es visualizar el movimiento de ambos cuerpos en la gráfica del apartado *d)*.

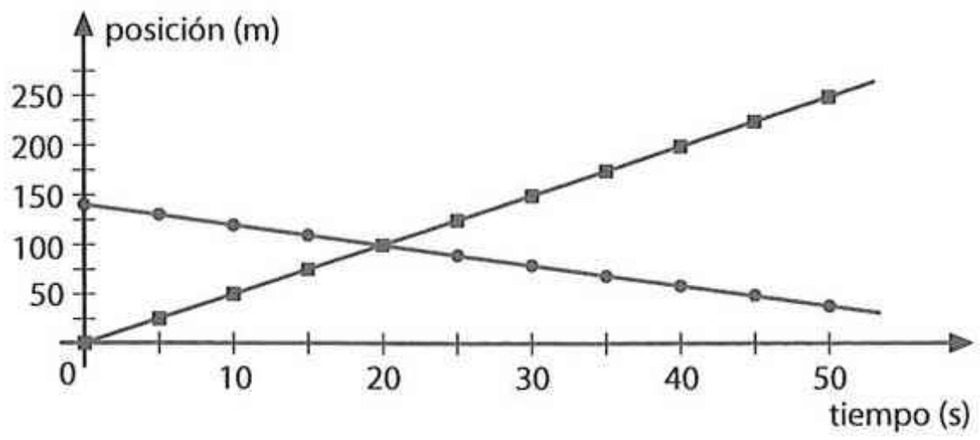
c) Se cruzarán cuando sus posiciones sean coincidentes, por lo que igualando ambas:

$$x_A = x_B$$

$$5t = 140 - 2t$$

despejando el tiempo, $t = 20$ s.

d)



11 Dos vehículos (A y B) parten uno al encuentro de otro desde dos localidades que distan entre sí 400 km. El vehículo A viaja a 100 km/h, mientras que el B, que se pone en marcha un cuarto de hora después, lo hace a 120 km/h.

***a)* ¿Cuánto tiempo pasa desde que partió A hasta que se produce el encuentro?**

***b)* ¿Qué distancia ha recorrido este vehículo?**

Resuelve las cuestiones numéricamente y representa el movimiento de ambos vehículos en una gráfica posición-tiempo.

a) Tomando como origen del sistema de referencia la posición inicial de A, las ecuaciones de posición para ambos vehículos serán:

$$x_A = v_A t = 100t \text{ km}$$

$$x_B = x_{0B} - v_B t_B = 400 - 120\left(t - \frac{1}{4}\right) = 430 - 120t \text{ km}$$

El encuentro se producirá cuando ambos estén en la misma posición, es decir, cuando $x_A = x_B$, por lo que:

$$100t = 430 - 120t$$

En consecuencia:

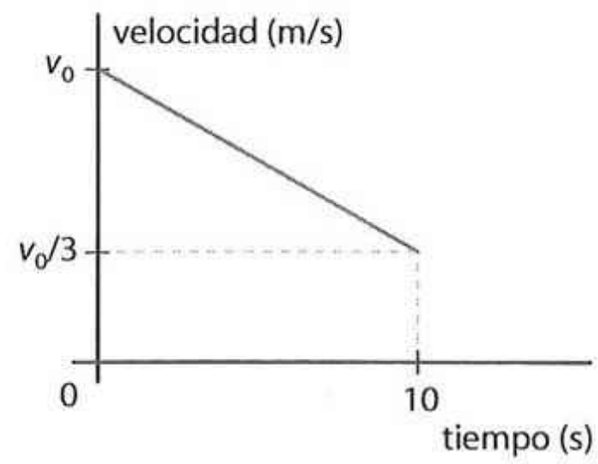
$$t = 1{,}95 \text{ h} = 117 \text{ min } 16 \text{ s}$$

Es decir, el encuentro se producirá al cabo de 117 min y 16 s contados desde que partió el vehículo A.

b) El espacio que recorre A será:

$$x_A = 100t = 195 \text{ km}$$

12 Determina la aceleración correspondiente a la gráfica de la figura 9.13. ¿Sabrías determinar por procedimientos gráficos el desplazamiento efectuado?



$$a = \frac{v_f - v_0}{t_f - t_0} = \frac{\frac{v_0}{3} - v_0}{10} = -\frac{2v_0}{30} = -\frac{v_0}{15}$$

Con respecto al segundo apartado, el desplazamiento efectuado puede obtenerse gráficamente calculando el área encerrada bajo la gráfica $v - t$. Dado que es un trapecio, el área es $1/2\ b\ (H + h)$, que aplicado al caso que nos compete, nos da un desplazamiento igual a:

$$\Delta x = \frac{1}{2}t\left(v_0 - \frac{v_0}{3}\right) = \frac{20v_0}{3}$$

13 Un esquiador de saltos desciende con aceleración constante, de modo que duplica su velocidad de 10 m/s a 20 m/s en 3 s. Determina gráficamente (o usando el teorema de Merton) el espacio que habrá recorrido en ese intervalo de tiempo.

El espacio es el mismo que el que habría recorrido, en ese mismo tiempo, con una velocidad promedio de 15 m/s. Es decir, 45 m.

14 La nave transbordadora *Discovery* lleva una velocidad de 720 km/h en el momento del aterrizaje. Cuando entra en contacto con el suelo, despliega los paracaídas de frenado, que, junto con los propios frenos de la nave, hacen que esta se detenga totalmente en 20 s.

***a)* ¿Cuál ha sido la aceleración, suponiéndola constante, de frenado?**

***b)* ¿Qué distancia ha recorrido la nave durante el frenado?**

La velocidad inicial (720 km/h) equivale a 200 m/s. Al cabo de 20 s su velocidad es cero, por lo que la aceleración será:

$$a = \frac{v - v_0}{t} = -10 \text{ m/s}^2$$

El espacio que recorrerá la nave o desplazamiento efectuado es:

$$d = v_0 t + 1/2 a t^2$$

$$d = 200 \text{ m/s} \cdot 20 \text{ s} + 172 \cdot (-10 \text{ m/s}^2) \cdot 20^2 \text{ s}^2 = 2\,000 \text{ m}$$

Es decir, la nave *Discovery* recorre 2 km hasta que se detiene por completo.

15 PAU **Un tiesto cae sobre un viandante desde el balcón de un quinto piso que está a 13 m. ¿De cuánto tiempo dispone la persona en cuestión para evitar el golpe? (En su caída, el tiesto se acelera a razón de 9,8 m/s^2).**

Si consideramos el sistema centrado en la «víctima», entonces el tiesto se encuentra inicialmente a 13 m de su cabeza y se acerca a él con una aceleración de 9,8 m/s^2 sin velocidad inicial. Según el criterio de signos expuesto, la ecuación será:

$$y = y_0 - 1/2\, at^2$$

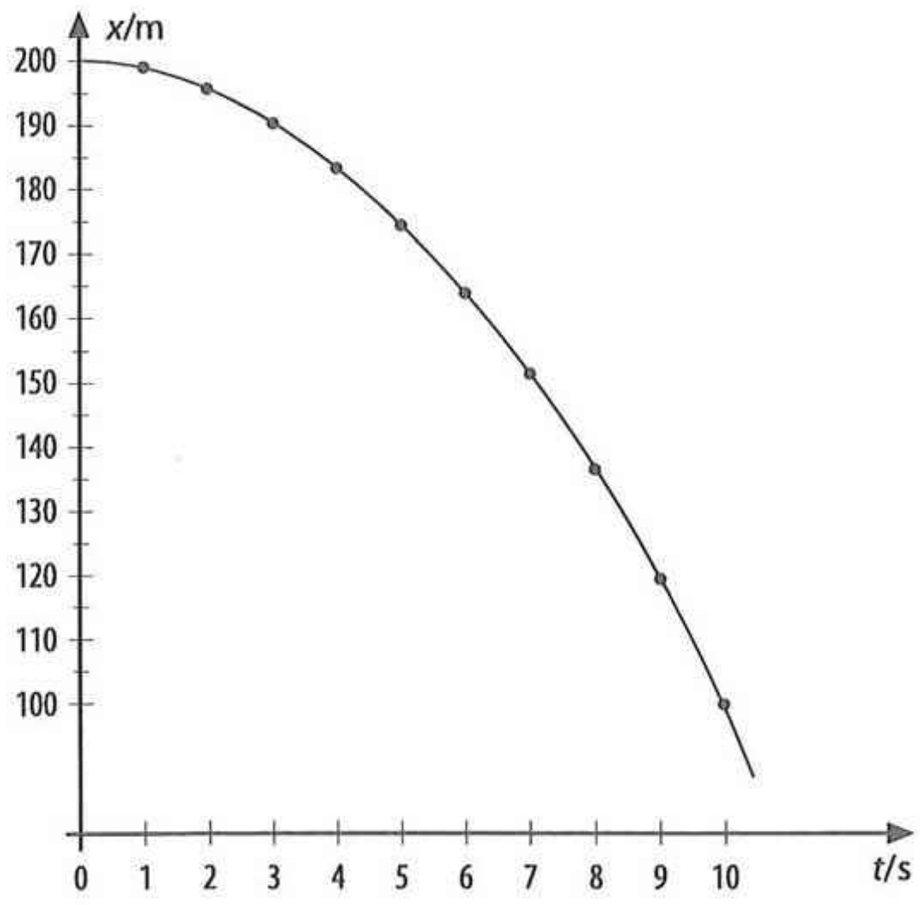
Cuando impacte contra el viandante, el valor de *y* será cero, y esto ocurrirá cuando *t* sea:

$$t = \sqrt{2y_0/a} = 1{,}6 \text{ s}$$

Ciertamente, debe tener muy buenos reflejos el viandante para esquivar el casi seguro «tiestazo».

16 Construye la gráfica posición-tiempo correspondiente a la ecuación $x = x_0 - 1/2\, at^2$ durante los 10 primeros segundos, sabiendo que $x_0 = 200$ m y $a = 2$ m/s^2. A continuación determina en qué tiempo *x* es igual a 0.

tiempo	posición	tiempo	posición
1	199	6	164
2	196	7	151
3	191	8	136
4	184	9	119
5	175	10	100



La posición se hará cero al cabo de 14,14 s.

17 ¿Qué llegará antes al suelo, una pila alcalina grande o un folio? ¿Por qué? Compruébalo.

Véase la respuesta a la actividad siguiente.

18 Repite la operación haciendo una bola compacta con el folio. ¿Qué ocurre ahora? ¿Pesa ahora más el folio? ¿Cuál puede ser entonces el factor distorsionador de la experiencia?

No se debe pasar por alto las actividades 17 y 18, pues ayudan a romper muchos equívocos. A pesar de que el alumnado habrá oído hablar de la caída libre, cuando se les pide que ordenen por orden de llegada varios cuerpos de distinta masa dejados caer libremente, la mayoría cree que el más pesado llegará antes. Por ello, es bueno que hagan la comprobación y vean que no es la masa el factor que determina que lleguen o no a la vez. Verán que el factor distorsionador es el rozamiento con el aire, que es un fluido.

19 Observa el vídeo completo de la caída de la pluma y el martillo en la Luna, en la siguiente dirección de Internet de la NASA. http://nssdc.gsfc.nasa.gov/planetary/image/feather-drop_sound.mov y haz una estimación, usando las expresiones pertinentes, de la aceleración gravitatoria de caída libre en la Luna.

El objetivo de esta pregunta es doble: por una parte, visualizar un concepto que, a pesar de repetirse con pertinacia, la experiencia nos indica que no termina de ser interiorizado por un buen número de alumnos: la velocidad de caída, en ausencia de atmósfera (caso de la Luna), no depende de la masa de los cuerpos. Por otro lado, una estimación aproximada del tiempo que tardan en caer los cuerpos nos permite acercarnos al valor de la gravedad lunar, 1,6 m/s^2.

20 PAU **En un campeonato de salto de palanca, uno de los participantes se deja caer a la piscina desde la postura inicial de pino. Si la plataforma tiene 10 m de altura:**

***a)* ¿De cuánto tiempo dispone para ejecutar sus piruetas?**

***b)* ¿Con qué velocidad entrará en el agua?**

Responde a las cuestiones desde el punto de vista tanto de un hipotético saltador como desde el de un jurado que estuviera situado a ras del agua. Comprueba la igualdad de los resultados.

El saltador, desde su punto de vista, entrará en el agua cuando haya descendido o recorrido 10 m. La ecuación que él emplearía será:

$$y = 1/2\, gt^2 \Rightarrow t = 1{,}4 \text{ s}$$

Y entrará con una velocidad:

$$v = gt = 13{,}7 \text{ m/s}$$

Desde el punto de vista del jurado, las ecuaciones que se han de utilizar son:

$$y = y_0 - 1/2\, gt^2$$

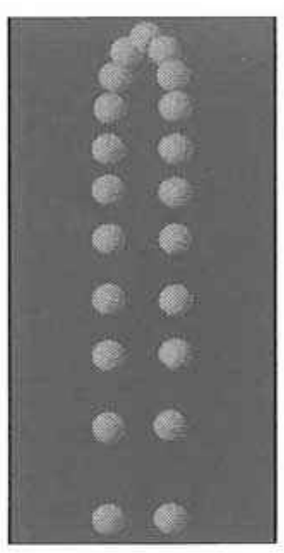
$$v = -gt$$

Así, el saltador llegaría al agua cuando $y = 0$, lo que ocurriría a los 1,4 s. La velocidad con que entraría el saltador en el agua sería de −13,7 m/s, donde el signo negativo indica que el saltador se mueve hacia el agua.

21 Revisa tu contestación a la cuestión previa número 1 por si crees necesario modificar tus ideas.

En estos momentos, el alumnado no debe tener duda de que todos los cuerpos que se dejan caer desde la misma altura llegarán al suelo a la vez con independencia de su masa.

22 Observa la figura 9.21; se trata de una pelota lanzada casi verticalmente (para que pudiera tomarse la fotografía). Comprueba que existe simetría entre el movimiento de ascenso y el de descenso. ¿Por qué crees que esto es así? Trata de demostrar matemáticamente la existencia de esa simetría. Para ello, debes comprobar lo siguiente: *a)* que el tiempo que tarda en alcanzar la altura máxima es la mitad del tiempo total de vuelo



(o tiempo que tarda en llegar al suelo), y *b)* que la velocidad con que llega al suelo es la misma (con sentido opuesto) que la velocidad con que fue lanzado inicialmente.

En los dos subapartados que siguen al planteamiento de esta actividad se da cumplida respuesta a la demostración que se solicita. El fin perseguido con esta actividad es forzar la reflexión del alumno, de modo que sea capaz de aventurar las conclusiones que se demuestran posteriormente.

23 **El famoso «jet d'eau» (chorro de agua) del lago Leman en Ginebra (Suiza) alcanza una altura de 140 m. ¿Con qué velocidad mana el agua de la fuente? ¿Cuánto tarda el agua saliente en alcanzar su máxima altura?**

Dado que los 140 m es la máxima altura que puede alcanzar la fuente, y como:

$$y_{máx} = \frac{v_0^2}{2g}$$

se obtiene:

$$v_0 = \ = 52{,}4 \text{ m/s}$$

Por otro lado, como la velocidad final del chorro es 0, tenemos todos los datos de la ecuación $v = v_0 - gt$, salvo el tiempo pedido, que se despeja sin dificultad: $t = 5{,}3$ s.

24 **Indica cuáles serían las ecuaciones que describirían un lanzamiento vertical hacia abajo según:**

***a)* El propio lanzador.**

***b)* Un observador situado en el suelo.**

a) Desde el punto de vista del lanzador, y usando el criterio de signos que se ha expuesto, tendremos:

- Ecuación de posición (altura descendida):

$$y = v_0 t + 1/2\, gt^2$$

- Ecuación de velocidad: $v = v_0 + gt$

b) Desde el punto de vista de un observador situado en el suelo, la altura a la que se encuentra el cuerpo que se lanzó desde una altura inicial, y_0, es:

- Ecuación de posición (altura desde el suelo):

$$y = y_0 - v_0 t - 1/2\, gt^2$$

- Ecuación de velocidad: $v = -v_0 - gt$

25 **PAU** **Si das una patada a un balón a 1 m de altura del suelo, este sale despedido verticalmente. Al cabo de 5 s el balón cae. Calcula:**

***a)* ¿Cuál fue la velocidad con qué salió disparado el balón?**

***b)* ¿Hasta qué altura asciende?**

***c)* ¿Al cabo de cuánto tiempo vuelve a pasar por la altura inicial de 1 m?**

a) Al cabo de 5 s, el balón llega al suelo, momento en que su altura es cero:

$$y = y_0 + v_0 t - 1/2\, gt^2 = 0$$

Por consiguiente:

$$v_0 = \frac{1/2\, gt^2 - y_0}{t} = 24{,}3 \text{ m/s}$$

b) La altura a la que asciende vendrá determinada por el momento en que la velocidad se haga cero:

$$v = v_0 - gt = 0$$

Por tanto, el tiempo en que $v = 0$ es $t = v_0/g = 2{,}5$ s, que, sustituido en la ecuación de la altura, nos dará la altura máxima a la que asciende:

$$y_{máx} = y_0 + v_0 t - 1/2\, gt^2 = 31{,}1 \text{ m}$$

c) Salvo para el único punto en el que la altura es máxima, en los demás hay dos valores de tiempo que satisfacen la altura considerada. En el caso de $y = 1$ (altura inicial), un valor es, obviamente, $t = 0$, y el otro lo obtendremos a partir de la ecuación de altura, haciendo $y = 1$ m:

$$1 = 1 + v_0 t - 1/2\, gt^2 \Rightarrow t = 2\frac{v_0}{g} = 4{,}9 \text{ s}$$

26 **Un saltador de trampolín ejecuta un salto vertical en la piscina con una velocidad inicial de 5 m/s desde una altura de 5 m. ¿Cuánto tiempo tarda en llegar al agua? ¿Se te ocurre alguna explicación para el valor negativo del tiempo que aparece en la solución?**

Al llegar al agua, $y = 0$:

$$y = y_0 + v_0 t - 1/2\, gt^2 = 0$$

Por tanto,

$$5 + 5t - 4{,}9t^2 = 0$$

Despejando el tiempo, obtenemos:

$$t = -1{,}6 \text{ s}$$

Esto sería el tiempo que tardaría en alcanzar la altura inicial si hubiese saltado desde el suelo con la velocidad adecuada para llevar la velocidad de 5 m/s al llegar a la altura de 5 m (desde donde inicia el salto real).

27 **PAU** **Una pelota de tenis es sacada horizontalmente desde 2,20 m de altura a una velocidad de 140 km/h. ¿A qué distancia horizontal caerá? ¿Qué velocidad llevará al tocar el suelo?**

El tiempo que tarda en llegar al suelo es el mismo que tardaría en caída libre:

$$y = y_0 - 1/2\, gt^2 = 0 \Rightarrow t = 0{,}67 \text{ s}$$

Por tanto, la distancia horizontal a la que caerá será:

$$x = v_0 t = 26{,}0 \text{ m}$$

La velocidad que llevará al llegar al suelo tiene dos componentes:

$$v_x = v_0 = 38{,}9 \text{ m/s}$$

$$v_y = -gt = -6{,}5 \text{ m/s}$$

Es decir,

$$\vec{v} = 38{,}9\vec{i} - 6{,}5\vec{j} \text{ m/s}$$

cuyo valor es $v = 39{,}4$ m/s.

28 **Deduce la ecuación de la trayectoria del saltador de longitud que relaciona *x* con *y*. Comprueba que se trata de la ecuación de una parábola. Emplea el mismo procedimiento que se desarrolló en la aplicación del lanzamiento horizontal.**

Las expresiones de partida son las señaladas en el texto, es decir:

$$x = v_0 \cos \alpha\, t$$

$$y = v_0 \operatorname{sen} \alpha\, t - 1/2\, gt^2$$

Despejando t en la primera y sustituyéndolo en la segunda, se obtiene:

$$y = x \operatorname{tg} \alpha - \frac{1/2 g x^2}{(v_0 \cos \alpha)^2}$$

que es la ecuación de una parábola.

29 **Demuestra, de un modo similar a como se hacía en el lanzamiento vertical, que el valor de la velocidad en el punto de aterrizaje es igual al valor de la velocidad de lanzamiento. (Basta con demostrar que v_y en el punto de aterrizaje es igual a $-v_{0y}$).**

Una vez se haya tomado conciencia de que la componente vertical de un movimiento parabólico es idéntica en todos sus extremos a una caída libre, cualquiera de las demostraciones efectuadas hasta ahora para este tipo de movimientos sujetos exclusivamente a la aceleración de la gravedad es válida para este ejercicio.

30 **¿Con qué ángulo de despegue se consigue el mayor alcance si los demás factores se mantienen iguales?**

A partir de la expresión del alcance máximo, observamos que, a igualdad de los demás factores, este se produce con un ángulo de 45°, puesto que en ese caso sen $2\alpha = 1$, máximo valor que puede tomar el seno de un ángulo.

31 **La aceleración lunar es unas seis veces menor que la terrestre. En una de las misiones Apolo, un astronauta dedicó parte del tiempo a jugar al golf. Si con un golpe comunicó a la pelota una velocidad de 7 m/s con un ángulo de elevación de 40°, ¿a qué distancia cayó la bola?**

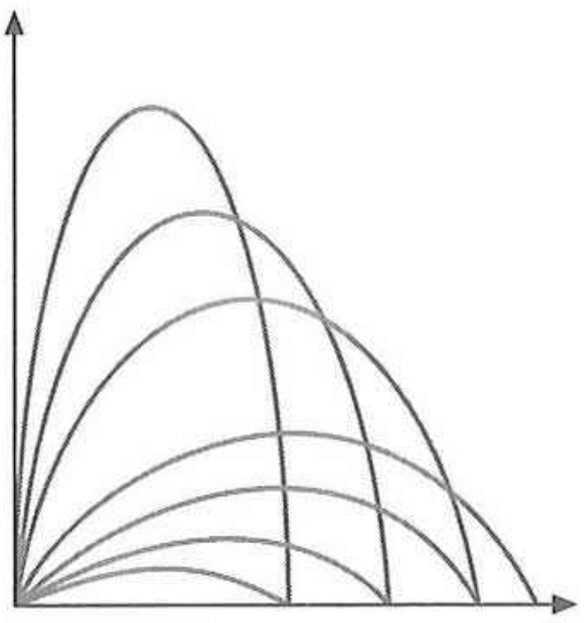
Usando la expresión del alcance máximo:

$$x_{máx} = \frac{v_0^2 \operatorname{sen} 2\alpha}{g_{lunar}}$$

y dado que $g_{lunar} = g/6$, cabe concluir que el alcance en la luna es seis veces mayor que en la Tierra:

$$x_{máx} = \frac{6\, v_0^2 \operatorname{sen} 2\alpha}{g} = 29{,}5 \text{ m}$$

32 **Comprueba, a partir de la expresión del alcance máximo, cómo puede lograrse un mismo alcance con dos ángulos distintos (suponiendo que permanezcan fijos los demás factores; figura 9.33). ¿Qué relación guardan esas parejas de ángulos?**



Las parejas de ángulos complementarios tienen el mismo valor de sen 2α. Por tanto, con cualquier pareja de ángulos complementarios se obtendrá el mismo alcance si las demás condiciones son iguales. Esta condición la cumplen, por ejemplo, los ángulos de 30° y 60°, o de 20° y 70°.

33 **¿Qué marca habría conseguido el mítico Bob Beamon si su salto hubiera tenido lugar en los áridos y pedregosos desiertos marcianos? Datos: marca de Bob Beamon en México (1968): 8,90 m; $g_{Marte} = 3{,}6 \text{ m/s}^2$**

Dado que el valor de g en Marte es 0,36 veces el valor de g en la Tierra, el alcance que se lograría en Marte sería 2,7 veces mayor que en la Tierra. Por tanto, la marca de Bob Beamon habría sido de 24,2 m.

34 **Para superar los 2,30 m de altura, un atleta salta con una velocidad de 5,1 m/s y un ángulo de 75°. Si su centro de gravedad está a 1,1 m del suelo, ¿se dan las condiciones para que pueda batir la marca?**

Tomando la ecuación 9.22 del *Libro del alumno* y teniendo en cuenta que se parte de una altura inicial de 1,1 m:

$$y_{máx} = y_0 + \frac{v_0^2 \operatorname{sen}^2 \alpha}{2g}$$

Sustituyendo:

$$y_{máx} = 1{,}1 + \frac{5{,}1^2 \operatorname{sen}^2 75}{2 \cdot 9{,}8} = 2{,}33 \text{ m}$$

Si el saltador, además de elevar su centro de gravedad a esa altura, no tropieza en su caída, tendremos que felicitarlo puesto que supera los 2,30 m anhelados.

35 **Una trainera avanza a contracorriente, mientras que un observador en reposo situado en la orilla mide su velocidad neta: 32 km/h. Sabemos que la velocidad de la corriente es de 8 km/h.**

a) **¿A qué velocidad avanzaría la trainera en aguas reposadas?**

b) **¿Qué velocidad neta mediría el observador de la orilla si la trainera avanzara a favor de la corriente?**

a) La velocidad neta que mide el observador en reposo en la orilla es la diferencia entre la velocidad de la trainera y la de la corriente. Es decir:

$$v_{neta} = v_{trainera} - v_{corriente} \Rightarrow v_{trainera} = 40 \text{ km/h}$$

que sería la velocidad a la que se movería en aguas en reposo.

b) Como es obvio, si avanzara a favor de la corriente, la velocidad neta sería ahora de 48 km/h.

36 **PAU** **Sabiendo que la Luna completa su órbita alrededor de la Tierra en 27,32 días (período sidéreo) y que su distancia media es de 384 000 km, ¿cuál es la aceleración centrípeta (gravitacional) que actúa sobre la órbita de este satélite?**

Si expresamos el período sidéreo en segundos, y la distancia media en metros, obtenemos:

$$T = 2\,360\,448 \text{ s}$$

$$r = 3{,}84 \cdot 10^8 \text{ m}$$

Por aplicación de la ecuación 9.31 del *Libro del alumno:*

$$a_c = \frac{4\pi^2}{T^2} r = 2{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ m/s}^2$$

Comentario de interés. Este cálculo llevó a Isaac Newton a pensar que la fuerza gravitacional decrecía conforme al inverso del cuadrado de la distancia. La razón es que la distancia media a la Luna es 60 veces mayor que el radio terrestre, mientras que la aceleración centrípeta de la Luna, dirigida hacia la Tierra, es 1/3 600 veces la aceleración en la superficie terrestre.

37 **La Tierra completa una vuelta alrededor del Sol en 365 días. Si la distancia media al Sol es de 149 600 000 km, calcula la velocidad angular orbital de la Tierra y su velocidad lineal.**

La velocidad angular orbital de la Tierra alrededor del Sol es:

$$\omega = 2\pi/T = 2 \cdot 10^{-7} \text{ rad/s}$$

El valor de su velocidad lineal será:

$$v = \omega r = 29\,920 \text{ m/s}$$

Así pues, la «nave» Tierra nos lleva en su viaje alrededor del Sol a la nada despreciable velocidad de casi 30 000 m/s.

Cuestiones y problemas (páginas 250/253)

Gráficas de movimientos en una dimensión

1 **¿Qué son las ecuaciones del movimiento?**

Las ecuaciones de movimiento permiten conocer los valores de las magnitudes cinemáticas en función del tiempo.

2 **¿Qué representa el área encerrada bajo una gráfica velocidad- tiempo? ¿Por qué?**

Representa el desplazamiento efectuado; tal como se ve en la figura 9.7 (página 226 del *Libro del alumno*).

3 **Demuestra gráficamente la validez del teorema de la velocidad media sobre un diagrama velocidad-tiempo para un movimiento rectilíneo con aceleración constante.**

Véase la gráfica 9.14 del *Libro del alumno* (página 229).

4 **¿Qué representa la pendiente de la gráfica posición-tiempo de un movimiento con velocidad constante?**

Dicha pendiente representa la velocidad.

5 **¿Qué representa el área encerrada bajo una gráfica aceleración-tiempo?**

a) **El espacio recorrido.**

b) **La velocidad.**

c) **La variación de velocidad.**

La respuesta correcta es la *c)*.

6 **¿Cómo determinarías la velocidad en cada instante a partir de la gráfica posición-tiempo de un movimiento rectilíneo con aceleración constante?**

Determinando (matemáticamente o por métodos gráficos) la pendiente de la recta tangente a la gráfica en ese instante.

7 **Un cuerpo es lanzado verticalmente hacia arriba con una velocidad inicial de 15 m/s. Representa sus gráficas del movimiento.**

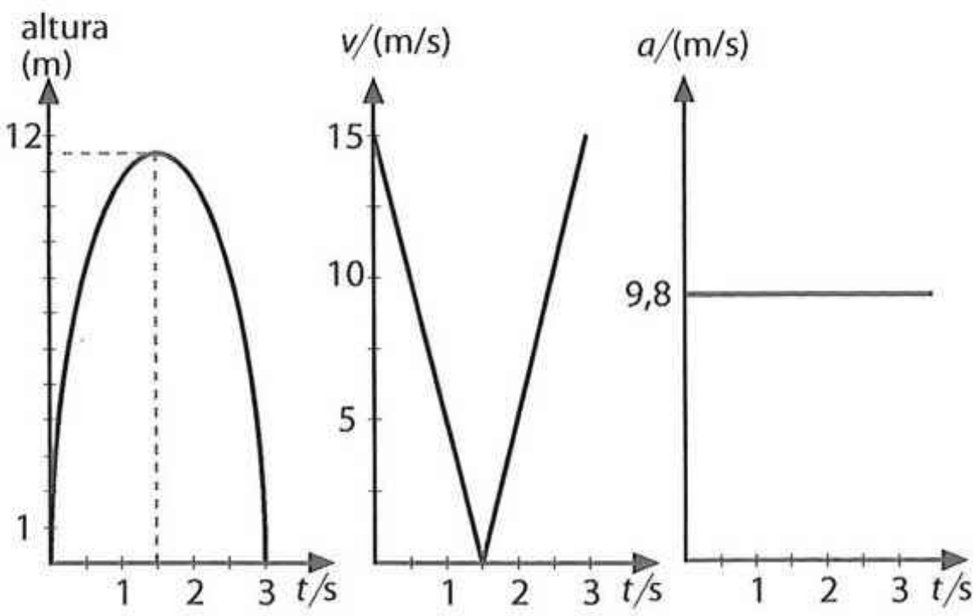
(En las gráficas posición-tiempo y velocidad-tiempo especifica al menos los tres puntos característicos: salida, altura máxima y aterrizaje).

La máxima altura es $y_{máx} = \frac{v_0^2}{2g} = 11{,}5$ m.

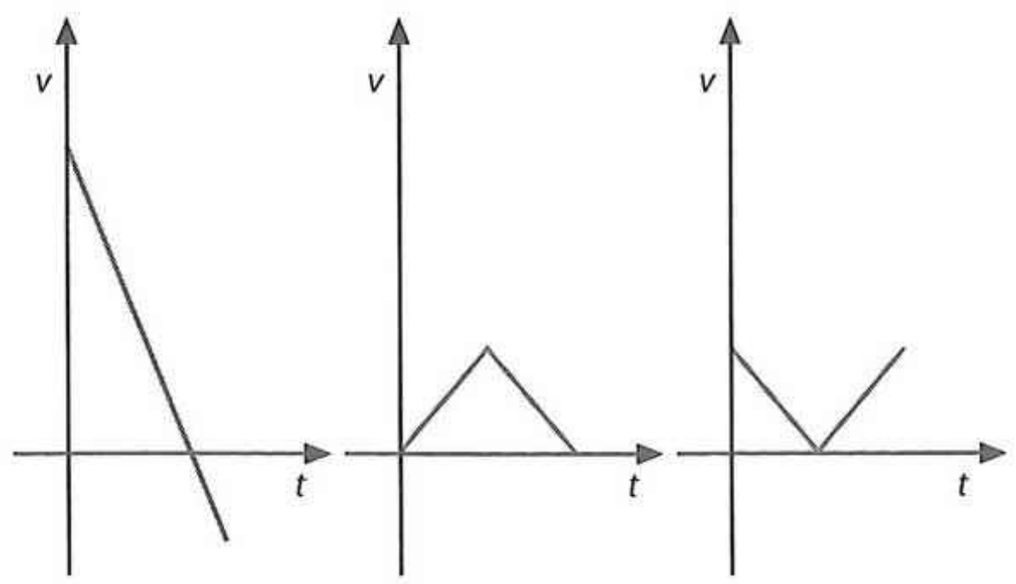
El tiempo que tarda en llegar a esa altura es $\frac{v_0}{g} = 1{,}5$ s.

El tiempo total de vuelo es 3,0 s.

Así, las gráficas son:

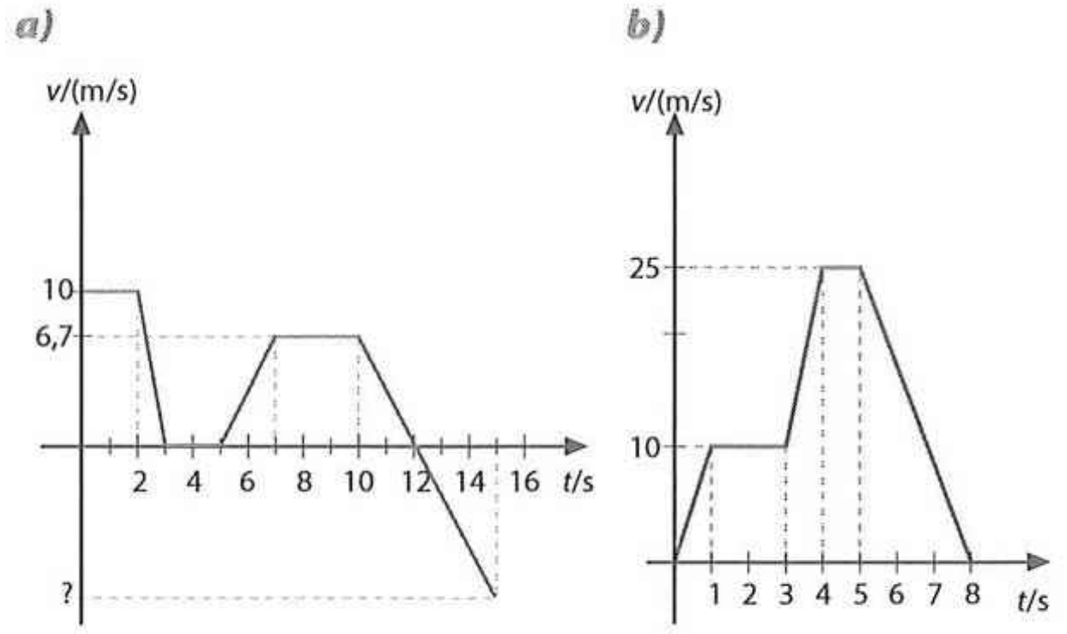


8 **¿Cuál de estas gráficas puede representar mejor la velocidad de una piedra que se lanza verticalmente hacia arriba y cae cuando alcanza su altura máxima?**



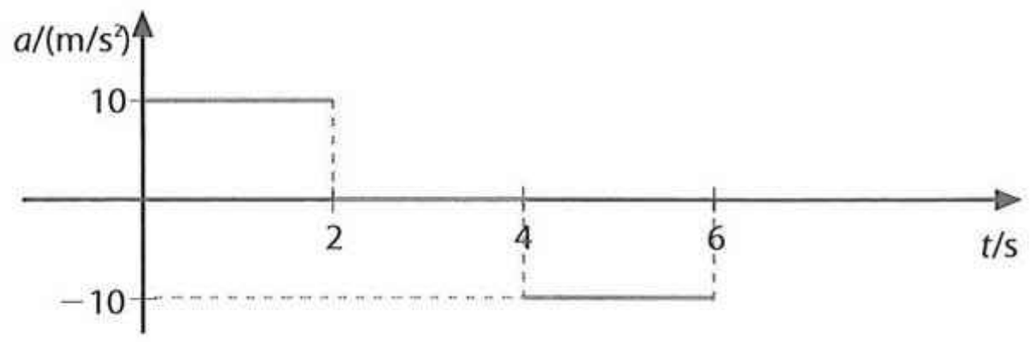
Teniendo en cuenta que las gráficas representan el módulo de la velocidad, la correcta es la tercera. Sin embargo, a la hora de resolver esta cuestión, es conveniente recalcar que, si lo que se representa es el vector velocidad, la gráfica no sería ascendente a partir del valor cero de velocidad (altura máxima), sino que seguiría en línea recta tomando valores negativos. Debemos recordar que los valores negativos solo indican sentido, pues el módulo es positivo por definición.

9 **Interpreta estas gráficas y calcula la velocidad, el espacio y la aceleración en cada etapa, así como el espacio total recorrido; representa la correspondiente gráfica de aceleración en cada caso:**



Debemos tener en cuenta únicamente que en aquellos tramos en los que la gráfica *v-t* es una recta horizontal, las expresiones que hay que usar son las de un MRU, mientras que en los tramos en los que la gráfica muestra pendiente deben emplearse las expresiones del MRUA.

10 **Una partícula inicialmente en reposo es sometida a estas aceleraciones.**



Dibuja las gráficas *s-t* y *v-t*. Calcula el espacio máximo recorrido a los 6 s.

Entre 0 s y 2 s:

- $v_1 = a_1 t = 20$ m/s
- $s_1 = 1/2\ a_1 t^2 = 20$ m

Entre 2 s y 4 s:

- *v* permanece constante.
- $s_2 = vt = 40$ m

Entre 4 s y 6 s:

- $v_3 = v_1 - a_2 t = 0$ m/s
- $s_3 = v_1 t - 1/2\ a_2 t^2 = 20$ m

Así pues, el espacio total recorrido es de 80 m.

Movimientos en una dimensión

11 **Un movimiento que transcurre con velocidad constante puede ser:**

a) **Solamente rectilíneo uniforme.**

b) **Rectilíneo uniforme o circular uniforme.**

Razona la respuesta correcta.

La respuesta correcta es la *a)*. En el movimiento circular uniforme hay aceleración centrípeta.

12 **Las ecuaciones del movimiento tienen que ser congruentes con los resultados físicos. Si es así, las ecuaciones del movimiento rectilíneo con aceleración constante, llevadas al caso en que $a = 0$, deben dar lugar a las ecuaciones del movimiento con velocidad constante. Demuéstralo.**

Efectivamente, si en las ecuaciones del movimiento rectilíneo con aceleración constante hacemos $a = 0$, obtendremos las ecuaciones del movimiento rectilíneo uniforme:

$$v = v_0 \pm at$$

Si $a = 0$, entonces $v = v_0$.

Es decir, la velocidad será constante e igual al valor inicial. Por otra parte:

$$x = x_0 \pm v_0 t \pm 1/2\, at^2$$

Si $a = 0$, entonces $x = x_0 \pm v_0 t$, que es la ecuación de posición en un movimiento rectilíneo y uniforme.

13 PAU **Un protón con una velocidad inicial de $2{,}3 \cdot 10^7$ m/s entra en una zona donde sufre una aceleración contraria constante de $1{,}3 \cdot 10^{15}$ m/s^2. ¿Qué distancia recorre hasta que se detiene?**

En el momento en que se detiene, su velocidad se hace cero. Si empleamos la expresión que nos relaciona las tres magnitudes cinemáticas (expresión 9.4), obtenemos:

$$s = \frac{v_0^2}{2a} = 0{,}203 \text{ m} = 20{,}3 \text{ cm}$$

14 **Una persona está a punto de perder su tren. En un desesperado intento, corre a una velocidad constante de 6 m/s. Cuando está a 32 m de la última puerta del vagón de cola, el tren arranca con una aceleración constante de 0,5 m/s^2. ¿Logrará nuestro viajero aprovechar su billete o lo habrá perdido, junto con su tiempo y su aliento, en un infructuoso intento?**

Mientras el tren recorre una distancia x, el viajero debe recorrer la distancia $32 + x$ .El movimiento del tren es acelerado partiendo del reposo, y el del viajero tiene velocidad constante. Así pues, sus ecuaciones de posición en función del tiempo son:

- Para el tren: $x = 1/2\, at^2$
- Para el viajero: $32 + x = vt$

Sustituyendo, obtenemos:

$$32 + 1/2\, at^2 = vt$$

Las soluciones de t obtenidas son 8 s y 16 s. Por tanto, logrará dar alcance al tren a los 8 s.

Movimientos acelerados en la naturaleza

15 **Tres objetos (A, B y C) cuyas masas valen 10, 3 y 5 kg, respectivamente, son lanzados verticalmente hacia arriba con la misma velocidad. Ordénalos según la altura alcanzada.**

Los tres alcanzan la misma altura, ya que la altura máxima no depende de la masa.

16 **Tres objetos (A, B y C) de masas 10, 3 y 5 kg, respectivamente, son lanzados verticalmente hacia abajo desde cierta altura con la misma velocidad. Ordénalos por orden de llegada al suelo.**

Los tres cuerpos llegan al suelo con la misma velocidad, puesto que son lanzados con la misma velocidad y desde la misma altura.

17 **¿Ha aparecido la masa en alguna de las ecuaciones de los movimientos acelerados en la superficie terrestre? Razona la respuesta.**

No ha aparecido la masa, pues la aceleración de la gravedad es la misma independientemente de la masa del cuerpo en movimiento.

18 **¿Cómo quedaría la expresión $v^2 = v_0^2 - 2a\,(x - x_0)$ en un caso de caída libre?**

En el caso de la caída libre, la velocidad inicial es cero, y el desplazamiento ($x = x_0$) equivale a la altura descendida, mientras que el valor de a sería g. En esas condiciones, la velocidad de caída libre de un cuerpo se puede expresar en función de la altura descendida.

Si el observador es el que deja caer el cuerpo:

$$v^2 = 2\,gy$$

Si el sistema de referencia se sitúa en el suelo, la ecuación sería:

$$v^2 = 2\,(-g)\,(y - y_0) = 2\,g\,(y_0 - y)$$

Puesto que $y_0 - y$ equivale a la altura descendida, comprobamos que desde ambos puntos de vista se obtiene el mismo resultado.

19 **Una persona que está a cierta altura sobre el suelo tira una pelota hacia arriba con una velocidad v_0 y después arroja otra hacia abajo con una velocidad $-v_0$. ¿Cuál de las dos pelotas tendrá mayor velocidad al llegar al suelo?**

Las dos llegarán al suelo con la misma velocidad. Para demostrarlo, basta con comprobar que la velocidad de la pelota que se ha tirado hacia arriba es igual a $-v_0$ cuando vuelve a pasar por el punto de lanzamiento. Dado que el tiempo que emplea desde que sale hasta que vuelve a pasar por el punto de lanzamiento es $t = \dfrac{2v_0}{g}$, su velocidad en ese instante será:

$$v = v_0 - gt = v_0 - g\,\frac{2v_0}{g} = v_0 - 2v_0 = -v_0$$

Por tanto, dado que ambas pelotas tienen la misma velocidad descendente en el mismo punto, llegarán al suelo con la misma velocidad.

20 PAU **Se lanzan en sentido vertical hacia arriba dos cuerpos de masa m y $3m$, respectivamente, con la misma velocidad inicial, v_0. Razona cómo son comparativamente sus alturas máximas y los tiempos que tardan en volver a caer.**

Las alturas máximas que alcanzan los cuerpos lanzados verticalmente vienen dadas por:

$$y_{máx} = \frac{v_0^2}{2g}$$

Queda claro que en la expresión no aparece involucrada la masa de los cuerpos, pues el valor de g solo depende de la masa de la Tierra y no de los cuerpos. En consecuencia, a igualdad de velocidad inicial, los cuerpos alcanzarán la misma altura y tardarán el mismo tiempo en volver a caer.

21 **Trata de razonar cómo afectaría la resistencia del aire a un lanzamiento vertical hacia arriba. ¿Tardaría el objeto lanzado más, menos o el mismo tiempo en ascender que en descender? La velocidad con que llega al suelo, ¿sería mayor, menor o igual que la del lanzamiento? Demuéstralo.**

En el movimiento de ascenso, tanto el peso como la fuerza de fricción se oponen al movimiento, por lo que la «deceleración» contraria al ascenso es mayor. En consecuencia, tarda menos en ascender hasta la máxima altura que luego en descender desde la altura máxima hasta el suelo; en este caso, la aceleración de descenso es la resultante de g menos la deceleración causada por la fricción.

Como la aceleración de descenso es menor que g, el valor de su velocidad al llegar al suelo será menor que la velocidad con que se lanzó.

22 PAU **¿Cuál es la profundidad de un pozo si el impacto de una piedra se escucha al cabo de 1,5 s después de haberla dejado caer? Dato: $v_{sonido} = 340$ m/s**

Debemos distinguir dos movimientos en el problema: la caída de la piedra, que tarda un tiempo t en llegar al fondo, y el movimiento de propagación ascendente del sonido (uniforme), que tarda un tiempo en llegar a nuestros oídos, t', recorriendo para ello la misma distancia, h (profundidad del pozo). Es decir:

$$t + t' = 1{,}5 \text{ s}$$

La altura descendida por la piedra es $h = 1/2\ gt^2$ (caída libre).

La altura ascendida por el sonido es $h = v_{son}t'$ (MRU).

Como ambas alturas son iguales, entonces:

$$v_{son}t' = 1/2\ gt^2$$

Teniendo presente la relación entre ambos tiempos, podemos escribir:

$$v_{son}\ (1{,}5 - t) = 1/2\ gt^2$$

Despejando t, se obtiene:

$$t = 1{,}44 \text{ s}$$

Llevando este valor a la ecuación de altura, obtenemos la profundidad del pozo:

$$h = 18{,}4 \text{ m}$$

23 Observa la siguiente contradicción: un cuerpo lanzado verticalmente hacia arriba con una velocidad inicial de 20 m/s se encontrará a 15 m al cabo de 3 s (compruébalo, considerando $g = 10$ m/s^2). Si ahora deseamos que alcance la misma altura, pero en la mitad de tiempo, nuestro sentido común nos dice que deberemos lanzarlo con mayor velocidad. Pero... ¿por qué no calculas cuál debe ser esa velocidad? ¿No te sugiere el resultado obtenido aquello de «quien va despacio llega lejos»? ¿Nos engañan las ecuaciones?

Efectivamente, la velocidad así calculada sería de 17,5 m/s. Sin embargo, si ahora nos planteamos el problema a la inversa, es decir, si calculamos los tiempos correspondientes a una altura de 15 m para los valores de velocidad dados, descubriremos la «trampa» de la pregunta.

Si en la ecuación $y = v_0t - 1/2\ gt^2$ introducimos ahora la altura de 15 m y si calculamos los tiempos usando las velocidades iniciales de 20 m/s y 17,5 m/s, obtenemos:

$$\text{para } v_0 = 20 \text{ m/s} \Rightarrow t_1 = 1 \text{ s}; t_2 = 3 \text{ s}$$

$$\text{para } v_0 = 17{,}5 \text{ m/s} \Rightarrow t_1 = 1{,}5 \text{ s}; t_2 = 2 \text{ s}$$

¡Ahora todo encaja! En el primer caso, se había elegido el tiempo que pasa por esa altura, pero en descenso. Sin embargo, en el ascenso pasa por esa altura al cabo de 1 s, es decir, tarda menos en llegar a la misma altura al ser lanzado con mayor velocidad.

D 24 Desde igual altura y al mismo tiempo se lanzan dos objetos con idéntica velocidad inicial: uno hacia arriba y otro hacia abajo. Si el primero tarda 5 s más en llegar al suelo, ¿con qué velocidad fueron lanzados?

Si los dos objetos tienen el mismo valor de velocidad inicial en el punto de partida y el primero cae 5 s después que el segundo, entonces el primero ha tardado 5 s en completar el movimiento de ascenso y descenso hasta volver a pasar por el punto de partida, ya que en este momento tendrá la misma velocidad que el que se lanzó hacia abajo. Por tanto, si consideramos únicamente ese tramo de ascenso-descenso, y dado que el tiempo total que tarda en completarlo es de 5 s, resulta:

$$t = \frac{2v_0}{g} = 5 \text{ s}$$

de donde se obtiene que:

$$v_0 = 24{,}5 \text{ m/s}$$

D 25 PAU Si lanzas una pelota verticalmente hacia arriba, estando tu mano a 1,4 m de altura en el instante en que la pelota despega, y cae al suelo al cabo de 4,5 s.

***a)* ¿Qué velocidad comunicaste a la pelota?**

***b)* ¿A qué altura ascendió?**

a) Una vez que cae al suelo, su altura es cero. Dado que se trata de un problema de lanzamiento vertical desde una altura inicial, usamos las expresiones pertinentes de dicho movimiento. Haciendo cero la altura, obtenemos la velocidad inicial del lanzamiento:

$$y = y_0 + v_0t - 1/2\ gt^2 = 0$$
$$1{,}4 + v_0 \cdot 4{,}5 - 1/2 \cdot 9{,}8 \cdot 4{,}5^2 = 0$$

De donde se obtiene, despejando, $v_0 = 21{,}7$ m/s.

b) En la máxima altura, la velocidad se hace instantáneamente cero, lo que permite obtener el tiempo transcurrido hasta que eso sucede:

$$v = v_0 - gt = 0 \Rightarrow t_{y\,máx} = 2{,}2 \text{ s}$$

que sustituido en la expresión de altura considerada anteriormente, conduce a un valor de altura máxima: $y = 25{,}4$ m.

26 PAU Una bola se deja caer desde 10 m de altura y tras rebotar en el suelo asciende hasta 6,5 m. Determina con qué velocidad llega al suelo y con qué velocidad sale tras el primer rebote.

De las ecuaciones generales del movimiento se obtiene que para una caída libre:

$$v = \sqrt{2gh}$$

Sustituimos los datos:

$$v = \sqrt{2 \cdot 9{,}8 \cdot 10} = 14 \text{ m/s}$$

Para el ascenso usamos la misma ecuación:

$$v' = \sqrt{2 \cdot 9{,}8 \cdot 6{,}5} = 11{,}3 \text{ m/s}$$

27 Un individuo situado a 60 m sobre el suelo ve subir —y pasar por delante de él— un cuerpo lanzado desde abajo y 8 s después lo ve bajar; ¿con qué velocidad fue lanzado?

Si consideramos el tramo de movimiento que transcurre desde que el cuerpo pasa en ascenso delante del individuo hasta que vuelve a pasar, pero en descenso, podemos calcular qué velocidad lleva en esa altura. Para ello, lo consideraremos como un lanzamiento vertical que tarda 8 s en volver a caer. Como ese tiempo es:

$$t = \frac{2v}{g} \Rightarrow v = \frac{tg}{2} = 39{,}2 \text{ m/s}$$

Es decir, cuando alcanza los 60 m, tiene una velocidad de 39,2 m/s. Ello nos permite calcular la velocidad con que fue lanzado, usando la expresión:

$$v^2 = v_0^2 - 2\ gy \Rightarrow v_0^2 = v^2 + 2\ gy$$

Obtenemos, así, $v_0 = 52{,}08$ m/s.

28 PAU Se lanza un objeto verticalmente hacia arriba con una velocidad inicial de 20 m/s y 1 segundo después se lanza otro con la misma velocidad inicial. ¿A qué altura se cruzarán y cuánto tiempo habrá transcurrido en ese instante desde que se lanzó el primero?

Si llamamos y a la altura a la que se cruzan, para el primer cuerpo:

$$y = v_0t - 1/2\ gt^2 \Rightarrow y = 20t - 1/2 \cdot 9{,}8\ t^2$$

para el segundo cuerpo, la altura será, lógicamente, la misma pero el tiempo será de $(t - 1)$, luego:

$$y = 20\ (t - 1) - 1/2 \cdot 9{,}8\ (t - 1)^2$$

Resolviendo el sistema formado por las dos ecuaciones obtenemos:

$$y = 19{,}2 \text{ m}; t = 2{,}54 \text{ s}$$

Movimientos en dos dimensiones

29 ¿Cómo pueden considerarse los movimientos parabólicos?

Como composición de dos movimientos.

30 **Tres objetos (A, B y C) de masas 10, 3 y 5 kg, respectivamente, son lanzados horizontalmente con la misma velocidad. Ordénalos según su alcance. Razona la respuesta.**

Todos alcanzan la misma distancia horizontal, debido a que el alcance máximo no depende de la masa.

31 **Siguiendo con la congruencia de las ecuaciones, demuestra que las expresiones que permiten calcular *a)* la altura máxima, *b)* el tiempo que tarda en alcanzar esa altura máxima y *c)* el tiempo de vuelo de un movimiento parabólico coinciden con las de un lanzamiento vertical si se considera $\alpha = 90°$.**

a) La expresión de altura máxima en los movimientos parabólicos viene dada por:

$$y_{máx} = \frac{v_0^2 \operatorname{sen}^2 \alpha}{2g}$$

Si $\alpha = 90°$, entonces $\operatorname{sen}^2 \alpha = 1$, por lo que obtendríamos la expresión de máxima altura de un lanzamiento vertical, que es:

$$y_{máx} = \frac{v_0^2}{2g}$$

b) El tiempo que se tarda en alcanzar la máxima altura, en un movimiento parabólico, viene dado por:

$$t = \frac{v_0 y}{g} = \frac{v_0 \operatorname{sen} \alpha}{g}$$

Si el ángulo es de 90°, resulta la expresión correspondiente al lanzamiento vertical:

$$t = \frac{v_0}{g}$$

c) En el caso del tiempo que se tarda en llegar al suelo, ocurre exactamente lo mismo que en el caso *b)*, con la diferencia de que el tiempo de vuelo es el doble que el que se tarda en alcanzar la máxima altura.

32 **Un objeto de 5 kg de masa se deja caer desde cierta altura. A la vez, y desde la misma altura, otros dos objetos, uno de 3 kg y otro de 10 kg, son lanzados en sentido horizontal con velocidades de 5 y 15 m/s, respectivamente. ¿Sabrías ordenar los cuerpos por orden de llegada al suelo?**

El objetivo de esta cuestión es incidir en las consecuencias que se derivan de considerar los movimientos parabólicos (en este caso el lanzamiento horizontal) como una composición de movimientos. De la idea de la composición se desprende que el tiempo que tardan en llegar al suelo es el mismo, pues es el mismo que tardarían en llegar cayendo libremente (conviene ilustrar la cuestión haciendo referencia a la figura 9.27). Por tanto, los valores de masas o velocidades iniciales horizontales carecen de relevancia.

33 **Desde un avión que vuela horizontalmente con una velocidad *v* se lanza un objeto hacia atrás con una velocidad horizontal $-v$. Explica el movimiento de dicho objeto visto por un observador que viaje en el avión y por otro que se halle en reposo en tierra.**

El observador del avión vería salir el objeto con una velocidad horizontal igual a $-v$. Describiría, pues, un lanzamiento horizontal con esa velocidad inicial. Sin embargo, para el observador en tierra, el objeto habría sido abandonado en reposo, y, por tanto, lo vería caer libremente.

34 **¿Cómo podrías determinar la altura de un cerro disponiendo solo de un reloj y las piedras del suelo?**

Lanzaríamos la piedra horizontalmente, de modo que llegase hasta la base del cerro. Con el reloj cronometraríamos el tiempo de caída, que, por composición de movimientos, sería el mismo que el que invertiría en descender la altura del cerro en caída libre. De ese modo, la altura será:

$$h = 1/2\, gt^2$$

35 **¿Con qué ángulo deberíamos saltar para que la altura y el alcance fuesen iguales?**

Debe cumplirse que:

$$x_{máx} = y_{máx} \Rightarrow \frac{v_0^2 \operatorname{sen} 2\alpha}{g} = \frac{v_0^2 \operatorname{sen} 2\alpha}{2g}$$

De esta igualdad se desprende que:

$$2 \operatorname{sen} 2\alpha = \operatorname{sen}^2 \alpha$$

Desarrollándola obtendremos:

$$4 \operatorname{sen} \alpha \cdot \cos \alpha = \operatorname{sen}^2 \alpha$$

Esto nos conduce como solución a:

$$\operatorname{tg} \alpha = 4 \Rightarrow \alpha = 76°$$

36 **Si fueras entrenador de atletismo, y teniendo en cuenta que un mismo alcance se puede lograr con dos ángulos distintos, ¿cuál de los dos ángulos recomendarías a un saltador de longitud, el mayor o el menor? ¿Por qué?**

El menor, ya que debemos tener en cuenta que la velocidad de despegue debe ser la misma. Sin embargo, es más fácil lograr una velocidad mayor con un ángulo de inclinación menor, pues su valor vendrá marcado fundamentalmente por la velocidad de carrera (v_{0x}), aspecto que nos es más fácil controlar. Por el contrario, si deseamos lograr esa misma velocidad de despegue con un ángulo mayor, debemos conseguir un gran impulso más vertical (aumentar v_{0y}), para lo que hemos de vencer nuestro propio peso.

37 **¿En qué punto de una trayectoria parabólica es menor la velocidad? ¿Por qué?**

En el punto de altura máxima, pues en todos los puntos la velocidad resulta de componer la velocidad de avance (v_{0x} constante) con la velocidad de ascenso-descenso (v_y variable). Sin embargo, en el punto de máxima altura, la única componente que actúa es v_{0x}.

38 **Un niño sentado en un vagón de tren que viaja a velocidad constante lanza hacia arriba una pelotita. ¿Cuál de las tres escenas siguientes tendrá lugar?**

a) **La pelotita cae sobre los ocupantes del asiento de delante.**

b) **Golpea en el periódico del viajero de atrás.**

c) **La pelota vuelve a caer en las manos del pequeño, para alivio de los demás pasajeros.**

La opción correcta es la *c)*, pues la pelota, al ser lanzada, lleva la velocidad horizontal del tren. En consecuencia, su movimiento es la composición del movimiento de lanzamiento vertical y del movimiento del tren. Así pues, cuando caiga, habrá recorrido la misma distancia horizontal que el tren y el niño.

39 **¿Qué ocurrirá en el caso de la actividad anterior si el tren frena en el instante del lanzamiento? ¿Y si acelera? ¿Y si gira a la izquierda?**

Si el tren frenara, la pelota caería sobre los ocupantes del asiento delantero. Si acelerara, caería sobre los ocupantes del asiento trasero. Si girara a la izquierda, caería a la derecha.

40 **¿Cómo podríamos calcular, sirviéndonos de una regla, la velocidad de caída (damos por supuesto que vertical) de las gotas de lluvia por el trazo oblicuo que dejan en las ventanillas laterales de un vehículo que se mueve con velocidad conocida?**

El trazo oblicuo que dejan surge de componer la velocidad propia de caída y la velocidad de movimiento del vehículo. Así pues, el trazo oblicuo es la hipotenusa de un triángulo rectángulo, cuyos catetos horizontal y vertical representan, respectivamente, la velocidad del coche y la velocidad de caída de la gota. De este modo, midiendo con la regla los trazos y los catetos, y conociendo la equivalencia entre la velocidad del coche y la longitud del cateto horizontal, es posible deducir a partir del valor del cateto vertical a qué velocidad corresponde.

41 A menudo se argumenta que la altitud de un lugar favorece el logro de marcas en saltos de longitud, como le ocurrió al legendario Bob Beamon, con sus 8,90 m, en las olimpiadas de México de 1968. ¿Qué factores relacionados con la altitud crees que pueden afectar al salto?

Una menor presión atmosférica y, en consecuencia, una menor densidad del aire que haría disminuir la fricción, así como un valor de g ligeramente menor, que permitiría un mayor salto. Sin embargo, en descargo del legendario Bob Beamon cabe decir que ha habido más pruebas de atletismo en lugares como México u otros de similar o mayor altitud, y no se han batido marcas como la suya.

42 Un movimiento parabólico norte-sur de largo alcance en la superficie terrestre ¿es realmente un movimiento plano? Razona tu respuesta.

No, pues a la velocidad de lanzamiento en dirección norte-sur hay que añadir la correspondiente a la rotación de la Tierra en sentido oeste-este. En consecuencia, si consideramos que el plano de movimiento es el plano del meridiano del lugar de lanzamiento, resulta evidente que el objeto no cae en el mismo meridiano.

43 ¿Qué velocidad comunica la pértiga a un saltador que bate una marca de 6,04 m si el ángulo de despegue es de 82°?

La marca es la máxima altura que alcanza. Por tanto, a partir $y_{máx} = \dfrac{v_0^2 \operatorname{sen} 2\alpha}{g}$ obtenemos que la velocidad que la pértiga comunica al saltador, v_0, es 10,98 m/s.

44 Un intrépido motorista pretende saltar una fila de camiones dispuestos a lo largo de 45 m. La rampa de despegue es de 20° y pretende aterrizar en otra rampa similar de la misma altura. Si en el momento del despegue su velocímetro marcaba 90 km/h, ¿cuál es el futuro inmediato de nuestro intrépido héroe: la gloria o el hospital? Demuéstralo.

Si determinamos el alcance que logrará a partir de la expresión $x_{máx} = v_0 \operatorname{sen} 2\alpha/g$, vemos que aterrizará a 41 m, por lo cual su futuro inmediato será el hospital.

45 Un experto lanzador «a balón parado» se dispone a ejecutar el saque de una falta desde una distancia de 20 m con respecto a la portería. La barrera de jugadores contrarios está a 9 m y su altura media es de 1,80 m. La velocidad de salida en dirección a puerta del balón, que forma 15° con el suelo, es de 90 km/h.

***a)* ¿Será gol?**

***b)* ¿Y si los de la barrera, temiendo el balonazo, se agachan?**

a) Con los datos ofrecidos, lo primero que debemos determinar es si al recorrer los 9 m que le separan de la barrera, el balón tendrá altura suficiente para superar la de los jugadores. Las componentes horizontal y vertical de la velocidad inicial, en m/s, son:

$$v_{0x} = 25 \cdot \cos 15° = 24{,}15 \text{ m/s}$$

$$v_{0y} = 25 \cdot \operatorname{sen} 15° = 6{,}47 \text{ m/s}$$

El tiempo que tarda el balón en recorrer la distancia de 9 m lo podemos deducir a partir de:

$$x = v_{0x}t \Rightarrow t = 0{,}37 \text{ s}$$

La altura que llevará el balón se calcula a partir de la expresión $y = v_{0y}t - 1/2\ gt^2$; en el tiempo indicado es de 1,72 m. Por tanto, no superará la barrera.

b) Suponiendo que la barrera no ha servido para nada, podemos repetir el procedimiento, ahora en el caso en que $x = 20$ m. Obtenemos, de ese modo, que el tiempo que tardaría el balón en alcanzar la portería es de 0,83 s. Si calculamos la altura correspondiente a ese tiempo usando la expresión anterior, obtenemos que es de 1,99 m, es decir, por debajo del larguero. Por tanto, es gol.

46 Viajando en coche a 54 km/h, bajo un aguacero y en ausencia de viento, observamos que las gotas de lluvia dejan unas trazas de 4 cm de largo que forma 60° con la vertical en las ventanillas laterales. ¿Cuál es la velocidad de caída de las gotas de agua?

Usaremos el procedimiento explicado en ejercicios anteriores. La componente horizontal del trazo, producida por el movimiento del coche, mide $4 \cdot \operatorname{sen} 60° = 3{,}46$ cm, mientras que la componente vertical, que corresponde a la caída de la gota, mide $4 \cdot \cos 60° = 2$ cm. Como el trazo de 3,46 cm corresponde a una velocidad de 54 km/h, por una simple proporcionalidad obtenemos la velocidad de caída de las gotas:

$$v_{caída} = \frac{54 \text{ km/h} \cdot 2 \text{ cm}}{3{,}46 \text{ cm}} = 31{,}17 \text{ km/h}$$

47 Una persona salta en caída libre desde un helicóptero que vuela a 90 km/h y a 30 m de altura. Debe caer sobre unas colchonetas a bordo de un barco que viaja a 54 km/h en su mismo sentido. ¿A qué distancia horizontal debe estar el barco en el momento del salto? ¿Y si se mueven en sentidos opuestos?

La persona que salta está dotada de la velocidad del helicóptero y, por tanto, recorrerá la misma distancia horizontal que este en el mismo tiempo. Como la velocidad del barco es menor, mientras este recorre la distancia x, la persona (y el helicóptero) recorrerán la distancia horizontal $d + x$, donde d es la distancia que nos pide el problema. Por tanto, en el tiempo t:

- Distancia recorrida por el barco: $x = v_{barco}t = 15t$
- Distancia recorrida por la persona: $d + x = v_{hel}t = 25t$

Por consiguiente: $d + 15t = 25t$.

Dado que el tiempo que tarda en caer al barco es el mismo que tardaría en caída libre:

$$t = \sqrt{\frac{2y}{g}} = 2{,}47 \text{ s}$$

Sustituyendo este valor de tiempo, obtenemos que:

$$d = 24{,}74 \text{ m}$$

Si se mueven en sentidos opuestos el barco se debe encontrar a 98,8 m.

D48 Una partícula, localizada inicialmente en el origen, tiene una aceleración de $3\vec{j}$ m/s^2 y una velocidad inicial de $5\vec{i}$ m/s.

***a)* ¿Qué tipo de movimiento describe?**

***b)* Expresa los vectores de posición y velocidad en función del tiempo.**

***c)* Calcula el desplazamiento y el módulo de su velocidad a los 2 s.**

a) Es parabólico, pues a la velocidad inicial en la dirección X habrá que componer la velocidad en aumento que adquiere en la dirección Y, debido a la aceleración que actúa en dicha dirección.

b) Las componentes x e y del vector de posición vienen dadas, en función del tiempo, por:

$$x = v_0 t = 5t \text{ m}$$

$$y = 1/2\, at^2 = 1{,}5t^2 \text{ m}$$

Por tanto, el vector de posición será:

$$\vec{r} = 5t\vec{i} + 1{,}5t^2\vec{j} \text{ m}$$

Derivando el vector de posición, obtenemos el vector velocidad:

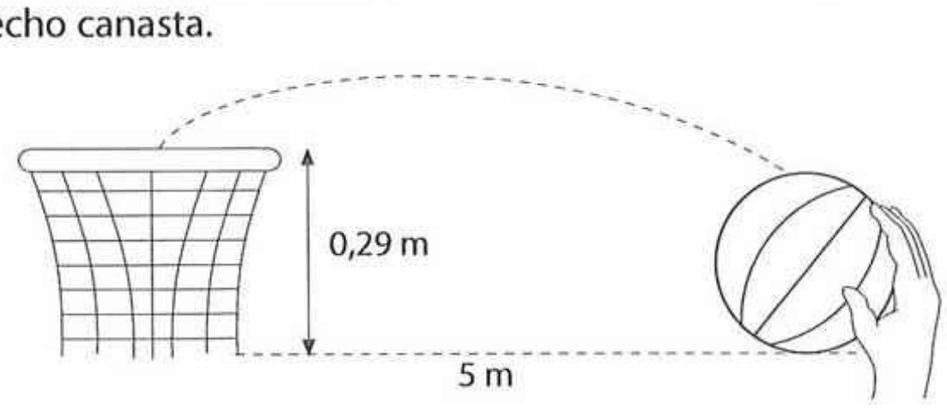
$$\vec{v} = 5\vec{i} + 3t\vec{j} \text{ m/s}$$

c) El desplazamiento a los 2 s será $\Delta\vec{r} = \vec{r}(2) - \vec{r}(0) = 10\vec{i} + 6\vec{j}$ m. Su módulo es 11,66 m.

La velocidad de la partícula a los 2 s es $\vec{v} = 5\vec{i} + 6\vec{j}$ m/s, siendo su módulo igual a 7,81 m/s.

49 Dos equipos de baloncesto se encuentran empatados a puntos; quedan breves instantes para que finalice el partido y de repente un jugador lanza el balón a canasta con una velocidad inicial de 8 m/s y formando un ángulo con la horizontal de 30°. La canasta está a 3 m de altura sobre un punto que dista del jugador 5 m. Indica si su equipo ha ganado el partido, sabiendo que el jugador, con los brazos estirados, lanzó el balón desde una altura de 2,71 m.

El siguiente dibujo ilustra la situación descrita en el enunciado: la canasta queda 0,29 m por encima del punto de lanzamiento y a una distancia horizontal de 5 m. Por tanto, se trataría de determinar el tiempo que tarda en estar a 0,29 m de altura, pero en el movimiento de descenso de la parábola, que es como entran las canastas. Calculado dicho tiempo, hallaremos a qué distancia horizontal se encuentra la pelota en ese momento; si resulta ser de 5 m más o menos, se habrá hecho canasta.



$$y = v_{0y}t - 1/2\, gt^2$$

$$0{,}29 = 8 \cdot \text{sen } 30° \cdot t - 4{,}9\, t^2$$

Despejando t de descenso (el mayor de los valores), obtenemos $t = 0{,}73$ s. Calculando ahora la distancia horizontal:

$$x = v_{0x}t = 8 \cdot \cos 30° \cdot 0{,}73 = 5{,}05 \text{ m}$$

Es decir... ¡canasta!

Movimientos circulares

50 ¿Tienen todos los puntos de un disco que gira la misma velocidad angular? ¿Y lineal?

La velocidad angular es la misma, mientras que la lineal varía dependiendo del radio.

51 Si la velocidad angular de un cuerpo que gira se triplica, ¿qué le ocurre a su aceleración centrípeta?

Se hace nueve veces mayor.

52 ¿Por qué los *sprinters* del ciclismo llevan un piñón muy pequeño, además de los habituales? Explica su fundamento físico.

La velocidad lineal a la que gira el piñón es la misma que la velocidad lineal a la que gira el plato grande que usan estos ciclistas, debido a que están unidos por la misma cadena. Sin embargo, el pequeño radio del piñón hace que gire a una gran velocidad angular, pues $\omega = v/r$. Como el movimiento de la rueda trasera está ligado al movimiento del piñón, conseguirán una gran velocidad.

D 53 Las ruedas traseras de un tractor son de mayor radio que las delanteras. Cuando el tractor está en movimiento, ¿qué ruedas tienen mayor velocidad lineal? ¿Y mayor velocidad angular? ¿Y mayor período? ¿Y mayor frecuencia? Razona tus respuestas.

La velocidad lineal de ambas ruedas es la misma, pues ambas recorren, como es lógico, el mismo espacio en el movimiento conjunto del tractor. Sin embargo, de la igualdad $v = \omega r$ se desprende que la de menor radio (la pequeña o delantera) gira con mayor velocidad angular y da más vueltas para recorrer el mismo espacio. Por tanto, como: $T = 2\pi/\omega$ su período será menor y su frecuencia de giro mayor.

54 PAU Un tractor tiene unas ruedas delanteras de 30 cm de radio, mientras que el radio de las traseras es de 1 m. ¿Cuántas vueltas habrán dado las ruedas traseras cuando las delanteras hayan completado 15 vueltas?

Como la velocidad lineal a la que se desplazan ambas ruedas es la misma, se cumplirá que:

$$\omega_1 r = \omega_2 R$$

donde r y R son los radios de la rueda menor y mayor, respectivamente. La igualdad anterior puede expresarse en función del ángulo girado o número de vueltas, de modo que:

$$\frac{\theta_1 \cdot r}{t} = \frac{\theta_2 \cdot R}{t}$$

Por tanto:

$$\theta_2 = \theta_1 \frac{r}{R}$$

Al introducir los datos, se comprueba que las ruedas traseras han dado 4,5 vueltas.

55 Una cinta magnetofónica de 90 min de duración total tiene al inicio una rueda libre cuyo radio es de 1,2 cm y otra que, con toda la cinta arrollada, tiene un radio de 2,5 cm. Al comenzar la audición, la rueda pequeña da 7 vueltas en 10 s. ¿Cuál es su velocidad angular? ¿Y su velocidad lineal? ¿Cuál es la velocidad angular de la rueda grande? ¿Cuántas vueltas habrá dado en los 10 s iniciales? ¿Qué magnitud permanece constante a lo largo de la audición? ¿Cuánto mide una cinta de 90 minutos?

La rueda pequeña da 0,7 vueltas cada segundo, por lo que su velocidad angular es:

$$\omega = 0{,}7 \cdot 2\pi = 4{,}39 \text{ rad/s}$$

Su velocidad lineal es:

$$v = \omega r = 5{,}27 \text{ cm/s}$$

Dado que la velocidad lineal de ambas ruedas es la misma, pues la cinta es inextensible:

$$\omega_1 r = \omega_2 R \Rightarrow \omega_2 = 2{,}11 \text{ rad/s}$$

El ángulo que habrá girado dicha rueda en 10 s será:

$$\theta = \omega_2 t = 21{,}11 \text{ rad}$$

que corresponde a 3,35 vueltas.

La magnitud cuyo valor permanece constante en el transcurso de la audición de la cinta es la velocidad lineal.

En cuanto a lo que mide la cinta, hemos de tener en cuenta que cada cara dura 45 min, es decir, 2 700 s. Puesto que la velocidad lineal es de 5,27 cm/s, la longitud total de la cinta será de:

$$l = vt = 142{,}3 \text{ m}$$

D56 **PAU** **Una rueda de 0,5 m de radio gira con un período de 0,6 s. Determina la aceleración centrípeta de los puntos de su periferia.**

Recordamos que la aceleración centrípeta, $a_c = \frac{v^2}{R}$; por otro lado, la velocidad angular, $\omega = \frac{2\pi}{T}$, donde T es el período.

Por último, la velocidad lineal de cualquier punto en un movimiento circular es $v = \omega R$.

Con todos estos datos

$a_c = \frac{\left(\frac{2\pi}{T} \cdot R\right)^2}{R}$, y sustituyendo obtenemos $a_c = 54{,}8\ \text{m/s}^2$

D57 **Un ciclista marcha con su bici de montaña, cuyas ruedas tienen un diámetro de 26 pulgadas, a una velocidad constante de 25 km/h. ¿Cuántas vueltas habrán dado sus ruedas en 15 minutos? ¿Cuál es el radio de dichas ruedas? ¿Qué velocidad angular llevan? ¿Cuál es su período y su frecuencia mientras giran de esa manera?**

Dato: 1 pulgada = 2,54 cm

Como una pulgada son 2,54 cm, el diámetro de la rueda es de 66,04 cm, por lo que la longitud de la rueda es de 207,5 cm o 2,075 m.

Marchando a la velocidad dada de 6,94 m/s, la distancia recorrida por las ruedas al cabo de 15 min será de:

$$d = vt = 6\,250\ \text{m} = 6{,}25\ \text{km}$$

Puesto que en cada vuelta las ruedas recorren 2,075 m, en esos 15 min habrán efectuado 3 012,5 vueltas.

El radio de las ruedas es de 33,02 cm, y su velocidad angular es:

$$\omega = \frac{v}{r} = 21{,}03\ \text{rad/s}$$

Por consiguiente, su período es:

$$T = \frac{2\pi}{\omega} = 0{,}29\ \text{s}$$

Dado que la frecuencia es la inversa del período, su valor es $3{,}34\ \text{s}^{-1}$.

D58 **PAU** **Por la periferia de una pista circular parten a la vez, del mismo punto y en direcciones opuestas, dos móviles con velocidades de 4 rpm y 1,5 rpm, respectivamente. ¿En qué punto se encontrarán y qué tiempo habrá transcurrido?**

Al cabo de un tiempo, t, un móvil habrá descrito un ángulo θ, mientras que el otro habrá descrito un ángulo $2\pi - \theta$, por lo que:

$$\theta = \omega_1 t = 4\ (2\pi/60)\ t = (8\pi/60)\ t\ \text{rad}$$

$$2\pi - \theta = 1{,}5\ (2\pi/60)\ t = (3\pi/60)\ t\ \text{rad}$$

Sustituyendo la primera igualdad en la segunda, y despejando el tiempo, se obtiene:

$$t = 10{,}9\ \text{s}$$

Llevando este valor a la primera ecuación, observamos que el punto de encuentro es aquel en el que $\theta = 4{,}57$ rad o 262°.

D59 **Un cuerpo que describe círculos de 10 cm de radio está sometido a una aceleración centrípeta cuyo módulo constante en cm/s² es, numéricamente, el doble del módulo de su velocidad lineal expresada en cm/s. Determina los módulos, direcciones y sentidos de los vectores $\vec{a}_c$, $\vec{v}$ y $\vec{\omega}$ y el número de vueltas que dará el móvil en 1 min.**

La condición expuesta en el enunciado es que:

$$a_c = 2v \Rightarrow v = \frac{a_c}{2}$$

A su vez:

$$a_c = \frac{v^2}{r} = \frac{a_c^2}{4r}$$

Por tanto:

$$a_c = 4r = 40\ \text{cm/s}^2$$

En consecuencia, $v = 20$ cm/s.

Como $\omega = \frac{v}{r}$, entonces:

$$\omega = 2\ \text{rad/s}$$

A su vez, para calcular el número de vueltas que dará en 1 min, se halla el ángulo descrito:

$$\theta = \omega t = 120\ \text{rad} = 19\ \text{vueltas}$$

La $\vec{a}_c$ está dirigida hacia el centro de la circunferencia, y $\vec{v}$ tiene dirección tangencial, con sentido horario o antihorario. Si $\vec{v}$ tiene sentido horario, $\vec{\omega}$ está dirigida perpendicularmente al plano del papel y hacia dentro; si $\vec{v}$ tiene sentido antihorario, $\vec{\omega}$ tendrá dirección perpendicular al papel y sentido hacia fuera.

D60 **PAU** **Un disco de vinilo gira a 33 rpm. Al desconectar el tocadiscos, el disco tarda 5 s en parar. ¿Cuál ha sido la aceleración angular de frenado? ¿Cuántas vueltas ha dado hasta pararse?**

Cuando se para, la velocidad angular será cero:

$$\omega = \omega_0 + \alpha t = 0 \Rightarrow a = \frac{-\omega_0}{t} = -0{,}69\ \text{rad/s}^2$$

Para ello, hemos expresado previamente la velocidad angular inicial en rad/s, con lo que resulta 3,45 rad/s. Calculando ahora, a partir de la expresión $\theta = \omega_0 t - 1/2\ at^2$, el ángulo que ha girado hasta pararse, determinamos el número de vueltas:

$$\theta = 8{,}6\ \text{rad} \Rightarrow 1{,}37\ \text{vueltas}$$

D61 **Una máquina de equilibrado de ruedas de coche hace que estas giren a 900 rpm. Cuando se desconecta, la rueda sigue girando durante medio minuto más hasta que se para. ¿Cuál es la aceleración angular de frenado? ¿Qué velocidad angular tendrá la rueda a los 20 s de la desconexión?**

La velocidad angular inicial, expresada en rad/s, es de 30π rad/s. En el instante en que se para, la velocidad angular es cero, por lo que, procediendo de la misma manera que en el problema anterior, obtenemos:

$$\alpha = -3{,}14\ \text{rad/s}^2$$

Conocida la aceleración angular de frenado, usamos la misma expresión para hallar la velocidad angular a los 20 s:

$$\omega = 31{,}4\ \text{rad/s}$$

D62 **Una pelota atada a una cuerda de 1 m de radio describe círculos con una frecuencia de 10 s^{-1} en un plano horizontal a una altura de 3 m sobre el suelo. Si en cierto instante se rompe la cuerda, ¿a qué distancia, medida desde la base vertical del punto de lanzamiento, aterriza la pelota? ¿Saldrá indemne un niño de 1,2 m de altura que observa el vuelo de la pelota 10 m antes del punto de aterrizaje en el plano de la trayectoria?**

De los datos del problema parece fácil adivinar que el movimiento que animará la pelota, una vez rota la cuerda, es el de un tiro horizontal cuya v_{0x} será la velocidad lineal de la pelota en el instante de salir despedida. Puesto que conocemos la relación entre frecuencia y velocidad angular ($\omega = 2\pi\nu$) y, además, la relación entre velocidad angular y velocidad lineal ($v = \omega R$):

$$v_{0x} = 2\pi\nu R = 2 \cdot \pi \cdot 10\ \text{s}^{-1} \cdot 1\ \text{m} = 62{,}8\ \text{m/s}$$

Por otro lado, para el tratamiento de la componente vertical, aplicamos la ecuación de una caída libre y calculamos el tiempo que el objeto está cayendo:

$$h = 1/2\, gt^2 \Rightarrow t = \sqrt{\frac{2h}{g}} = 0{,}78 \text{ s}$$

introduciendo este tiempo en la ecuación de la componente horizontal:

$$x = v_{0x}\, t = 62{,}8 \text{ m/s} \cdot 0{,}78 \text{ s} = 49 \text{ m}$$

Por otra parte, podemos calcular la altura a la que estará la pelota a los 10 m de la base de lanzamiento. Para ello, en la ecuación del movimiento horizontal calculamos el tiempo para $x = 10$ m y el resultado obtenido lo insertamos en la ecuación del movimiento vertical para hallar la altura. Lamentablemente, los 1,11 m del suelo que obtenemos garantizan que el niño acabará con un fuerte pelotazo.

63 **PAU** **Sea un disco que gira a 45 rpm; calcula:**

a) **La velocidad angular y lineal de todos los puntos del disco que disten 1 cm del centro de rotación.**

b) **La velocidad lineal y angular de los puntos que disten 5 cm del centro de rotación.**

c) **Cuál tiene mayor aceleración normal.**

d) **El período y la frecuencia de este movimiento.**

La velocidad angular es la misma para todos los puntos del disco; expresada en rad/s, es de 4,71 rad/s. Teniendo en cuenta que $v = \omega r$:

a) $v = 4{,}71$ cm/s $= 0{,}047\ 1$ m/s

b) $v = 23{,}55$ cm/s $= 0{,}235\ 5$ m/s

Puesto que la aceleración normal o centrípeta, en función de la velocidad angular, es $a_c = \omega^2 r$, los puntos que se hallan a mayor distancia del centro tienen mayor aceleración centrípeta.

c) Como el período es $T = 2\pi/\omega$, obtenemos que $T = 1{,}3$ s.

Dado que la frecuencia es la inversa del período, su valor resulta ser de 0,75 s^{-1}.

64 **Un tren eléctrico da vueltas por una pista circular de 50 cm de radio con una velocidad constante de 10 cm/s. Calcula su velocidad angular, su aceleración normal, su período, su frecuencia y el número de vueltas que da en 10 s.**

Usando las expresiones $\omega = \frac{v}{r}$, $a_c = \frac{v^2}{r}$, $T = \frac{2\pi}{\omega}$, $\nu = \frac{1}{T}$ y $\theta = \omega t$, obtenemos $\omega = 0{,}2$ rad/s, $a_c = 0{,}02$ m/s^2, $T = 31{,}4$ s y $\nu = 0{,}032\ s^{-1}$, así como el número de vueltas, que es 0,32.

65 **PAU** **Un volante de 2 dm de diámetro gira en torno a su eje a 3 000 rpm; un freno lo para a 20 s. Calcula la aceleración angular, el número de vueltas que da hasta pararse y la aceleración normal y total de un punto de su periferia una vez dadas 100 vueltas.**

La velocidad angular inicial con la que gira el volante es de 100π rad/s $= 314{,}16$ rad/s.

Aplicando la expresión $\omega = \omega_0 + \alpha t$, y teniendo en cuenta que, cuando se para, $\omega = 0$, obtenemos:

$$\alpha = -5\pi \text{ rad/s}^2$$

Aplicando la expresión $\theta = \omega_0 t - 1/2\, \alpha t^2$ y dividiendo el resultado entre 2π rad/vuelta, comprobamos que el volante ha dado 500 vueltas hasta que se para.

El ángulo descrito cuando se han efectuado 100 vueltas es de 200π rad. Empleando la expresión anterior, podemos calcular el tiempo empleado en describir dicho ángulo, que resulta ser de 2,11 s. La velocidad angular que lleva el volante en ese instante es de 281 rad/s, por lo que:

$$a_c = \omega^2 r = 7\,895{,}7 \text{ m/s}^2$$

Por su parte, la aceleración tangencial es:

$$a_t = \alpha r = 1{,}57 \text{ m/s}^2$$

De este modo la aceleración total resulta ser:

$$a = 7\,895{,}7 \text{ m/s}^2$$

Evaluación (página 254)

Señala en cada caso la respuesta que consideres correcta:

1. Si la aceleración es cero, la gráfica de *x* con respecto a *t*:

▶ ***a)*** Es una recta con pendiente.

b) **Es una parábola.**

▶ ***c)*** **Es una recta horizontal.**

2. La ecuación $x - x_0 = v_0 t + 1/2\ at^2$:

▶ ***a)*** **Solo es válida para movimientos rectilíneos con aceleración constante.**

b) **Solo es válida para movimientos con velocidad constante.**

▶ ***c)*** **Es también aplicable a movimientos con velocidad**

3. Dos objetos son lanzados verticalmente en sentidos opuestos con la misma velocidad inicial; entonces:

a) Tardan lo mismo en llegar al suelo.

▶ ***b)*** Los dos llegan al suelo con la misma velocidad.

c) La velocidad con que lleguen al suelo depende de la masa de cada uno.

4. Un objeto lanzado horizontalmente:

a) **Tarda más en llegar al suelo que otro que se deja caer desde la misma altura.**

▶ ***b)*** **Tarda lo mismo en llegar al suelo que otro que se deja caer desde la misma altura.**

c) **Tardará menos en llegar al suelo si su masa es mayor.**

5. Si dos objetos son lanzados horizontalmente desde la misma altura con distintas velocidades:

a) **Caerá antes el que tenga mayor velocidad.**

b) **Caerá antes el que tenga menor velocidad.**

▶ ***c)*** **Caerán los dos a la vez.**

6. Si se lanzan parabólicamente cuatro objetos con la misma velocidad y ángulos de 15°, 55°, 75° y 35°, respectivamente:

a) **El tercero llega más lejos que los demás.**

▶ ***b)*** **El primero y el tercero caerán en el mismo punto.**

▶ ***c)*** **El segundo y el cuarto caerán en el mismo punto.**

7. Un cuerpo es lanzado verticalmente y otro parabólicamente:

a) **Llegarán a la vez al suelo si son lanzados con la misma velocidad.**

▶ ***b)*** **Si ascienden a la misma altura llegarán a la vez al suelo.**

c) **El cuerpo lanzado verticalmente siempre ascenderá más alto.**

8. La velocidad angular en los movimientos circulares:

a) **Tiene la dirección y el sentido del movimiento.**

▶ ***b)*** **Es perpendicular al plano del movimiento.**

c) **Tiene dirección radial.**

9. La aceleración angular en los movimientos circulares:

a) **Tiene dirección radial.**

b) **Tiene la dirección y el sentido del movimiento.**

▶ ***c)*** **Es perpendicular al plano del movimiento.**

10. Si un móvil efectúa diez vueltas cada 8 s:

▶ ***a)*** **Su período es de 0,8 s.**

b) **Su período es de 1,25 s.**

▶ ***c)*** **Su velocidad angular es de 7,85 rad/s.**

10 Las leyes de la dinámica

ESQUEMA DE LA UNIDAD

- **1. El estado de movimiento de los cuerpos: la masa y el momento lineal** páginas 256/257
  - **1.1. La cantidad de movimiento o momento lineal** página 257
- **2. Las leyes de Newton acerca del movimiento o leyes de la dinámica** páginas 258/264
  - **2.1. La primera ley: ley de inercia** páginas 258/259
  - **2.2. La segunda ley: concepto de interacción y fuerza** páginas 260/261
  - **2.3. La tercera ley: ley de acción y reacción** páginas 262/264
- **3. Conservación del momento lineal: una consecuencia de la tercera ley** páginas 265/266
- **4. Impulso y cantidad de movimiento** página 267/268
- **5. Relatividad y tercera ley** página 268
- **Ideas claras** página 269

Cuestiones previas (página 255)

1. Si sobre un cuerpo en movimiento dejan de actuar todas las fuerzas, ¿acabará parándose?

Lo más común es que la mayoría de alumnos responda afirmativamente a esta cuestión, lo que demuestra un desconocimiento o, al menos, una falta de asimilación de la ley de inercia. Si es así, resultará indicativo de que tendremos que trabajar especialmente la ley de inercia desde el punto de vista conceptual. Es una ley que, pese a su aparente sencillez, requiere una abstracción de la realidad que escapa a muchos alumnos, tan aferrados a la comprobación empírica de que los cuerpos en movimiento acaban parándose (un objeto empujado por el suelo deja de moverse cuando dejamos de empujarlo). Al igual que en tiempos pregalileanos, la fricción es la protagonista oculta (nuestros alumnos no ven en ella una fuerza más actuando sobre el cuerpo).

2. Para que un cuerpo se mantenga indefinidamente en movimiento, ¿es necesario que actúe una fuerza sobre él?

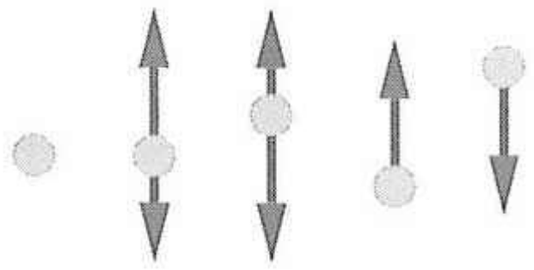
Esta pregunta incide en lo anterior, es decir, en la percepción de la mayoría de los alumnos de que solo es posible el movimiento indefinido si hay una fuerza actuando de modo permanente. No perciben como verosímil la ley de inercia.

3. Un objeto ha sido lanzado verticalmente hacia arriba. Indica qué diagramas representan las fuerzas que actúan en cada una de las siguientes situaciones (no hay resistencia del aire).

a) **Mientras el objeto asciende.**

b) **Cuando alcanza su máxima altura.**

c) **Mientras el objeto desciende.**



Esta es una pregunta muy clarificadora para darse cuenta de la gran confusión que persiste entre los alumnos, que, a pesar de haber estudiado los conceptos de velocidad o fuerza en cursos anteriores, siguen mezclándolos y sin diferenciar claramente uno de otro. Muchas respuestas tienen que ver con lo apuntado en las cuestiones anteriores; la necesidad de una fuerza que «tire» del cuerpo en la dirección en que se mueve.

Muchos eligirán el primer diagrama (ausencia de fuerzas) para representar el punto de máxima altura, el segundo diagrama para el ascenso y el tercero para representar el descenso. Son pocos los que elegirán como única respuesta la que es correcta en relación a todas las situaciones; es decir, el último diagrama, donde la única fuerza que actúa sobre el cuerpo es la gravitatoria (su peso), que explica el movimiento desacelerado en ascenso y acelerado en descenso.

Actividades (páginas 256/268)

1 Si tuvieras que elegir, ¿a cuál de los dos animales antes mencionados frenarías: a la hormiga o al elefante? ¿Por qué razón?

Véase la respuesta a la actividad 3.

2 Si la velocidad es la misma, ¿qué distingue un movimiento del otro?

Véase la respuesta a la actividad 3.

3 ¿Qué magnitud o magnitudes consideras necesario tener en cuenta para describir correctamente el estado de movimiento de un cuerpo?

El único motivo de las cuestiones 1, 2 y 3 es que el alumnado deduzca con antelación que el estado de movimiento de un cuerpo no puede describirse únicamente en función de la velocidad, sino que debe contemplarse la masa juntamente con la velocidad.

4 En un saque de tenis, una pelota de 200 g es lanzada a 225 km/h.

a) **¿Cuál es su momento lineal (expresado en unidades del sistema internacional) en el instante en que sale despedida?**

b) **Si el impacto con la malla de la raqueta dura 0,003 5 s, ¿cuál es la rapidez con que ha cambiado el momento lineal? ¿En qué unidades se mide?**

c) **A la vista de dichas unidades, ¿se te ocurre a qué puede equivaler esa rapidez con la que cambia el momento lineal?**

Expresando la masa y la velocidad en unidades del SI, $m = 0{,}2$ kg y $v = 62{,}5$ m/s, tenemos que:

a) $p = mv = 12{,}5$ kg m/s

b) La rapidez con que cambia el momento lineal es:

$$\frac{\Delta p}{\Delta t} = 3\,571{,}4 \text{ kg m/s}^2$$

c) Como puede comprobarse, las unidades en que se mide la rapidez con que cambia el momento lineal son unidades de masa ¥ aceleración que, como es bien sabido, equivale a la fuerza que ha actuado. De esta equivalencia se da cumplida respuesta en el epígrafe 2.2. También se recordará que esta equivalencia ya fue considerada en la resolución de la actividad 6, apartado b), de la UNIDAD 8 de cinemática.

5 ¿Crees que nuestro laboratorio particular, la Tierra, es un sistema de referencia inercial en sentido estricto? ¿Por qué?

Es evidente que no, pues no cumple con ninguna de las condiciones que caracterizan a un sistema inercial. Sin embargo, para analizar fenómenos en intervalos de tiempo breves, podemos hacer la aproximación de considerarla como sistema inercial.

6 Imagina por un momento que te hallas en el interior de una nave espacial sin ventanas y, por tanto, sin referencias visuales externas, que está cayendo verticalmente hacia Tierra:

a) **¿Qué crees que marcaría una balanza que pusieras bajo tus pies?**

b) **Si de tu bolsillo sacaras unas llaves y las soltaras para que cayeran libremente, ¿qué ocurriría? ¿Cumplirían, según tu apreciación, con la ley de inercia?**

c) **¿Considerarías necesario someter a revisión la definición dada de sistema inercial? Si es así, trata de complementar la definición.**

a) No marcaría peso alguno, pues todos los objetos del interior de la nave en caída libre estarían dotados de la misma aceleración. Estarían en situación relativa de «ingravidez».

b) Permanecerían en reposo relativo con respecto a la persona que efectúa la experiencia. Es decir, estarían cayendo exactamente con la misma aceleración que el observador

en el interior de la nave, por lo que su posición relativa con respecto a este no cambia. Para el observador del interior de la nave, las llaves quedarían en reposo y cumplirían a la perfección con la ley de inercia, pues sobre ellas no se ha ejercido fuerza alguna (se han soltado o abandonado sin impulso).

c) Según la mecánica clásica, un sistema inercial sería aquel en el que se cumplen las leyes del movimiento enunciadas por Newton. Sin embargo, aquí observamos que un sistema en caída libre, o acelerado gravitacionalmente, se comporta para el observador de ese sistema como si fuese inercial. La pregunta es: ¿podría dilucidar el observador de ese sistema si su sistema está acelerado o no? Es más, ¿podría dilucidar si está en movimiento?

Así pues, habría que admitir que un sistema de coordenadas sometido a un campo gravitacional se comporta como un sistema inercial. Pero hay que precisar que ese sistema es un sistema inercial limitado en espacio y tiempo (es decir, sería inercial mientras dura la caída). Se trataría, pues, de un sistema inercial «local». Esta es la base de la teoría general de la relatividad enunciada por Einstein. Además, para que los ejemplos expuestos se cumplan, hemos de asumir que la masa inercial y la gravitacional son, en realidad, la misma cosa. A este respecto, sugerimos la lectura de las páginas 181-191 del libro *La física: aventura del pensamiento*, de A. Einstein y L. Infeld (Losada, Buenos Aires, 1982), en el que se exponen, de manera muy divulgativa, la cuestión de la relatividad general y el problema de «dentro y fuera del ascensor» en caída libre.

7 **Un cuerpo de 5 kg se mueve según la ecuación:**

$$\vec{r} = 3t^2\vec{i} - 2t\vec{j} + 5\vec{k}\ \text{m}$$

Calcula la fuerza que actúa sobre él e indica en qué dirección lo hace.

Dado que la masa permanece constante, podemos utilizar la expresión:

$$\vec{F} = m \cdot \vec{a}, \text{ donde } \vec{a} = \mathrm{d}^2\vec{r}/\mathrm{d}t^2$$

En consecuencia:

$$\vec{F} = 30\vec{i}\ \text{N (actúa en la dirección del eje } X)$$

8 **Un cuerpo de 10 kg se encuentra inicialmente en la posición $\vec{r}_0 = 2\vec{i} + 5\vec{j}$ y sobre él comienza a actuar una fuerza constante $\vec{F} = 8\vec{i}$ N. Determina cuál será la ecuación de posición en función del tiempo y calcula el desplazamiento efectuado bajo la acción de dicha fuerza en los diez primeros segundos.**

En otras unidades hemos insistido en la necesidad de usar la menor cantidad posible de fórmulas con el fin de simplificar los razonamientos de los problemas. El alumnado recuerda que la ecuación general de un movimiento es

$$\vec{r} = \vec{r}_0 + \vec{v}_0 t + 1/2\,\vec{a}t^2$$

Por otro lado, $\vec{F} = m\ \vec{a}$, de donde $\vec{a} = \dfrac{\vec{F}}{m}$

Calculando primero la aceleración e introduciendo todos los datos en la primera ecuación obtenemos:

$$\vec{r}(t) = \left(2 + \frac{2}{5}t^2\right)\vec{i} + 5\vec{j}\ \text{m}$$

El desplazamiento efectuado en los diez primeros segundos es:

$$\Delta\vec{r} = \vec{r}\,(10) - \vec{r}\,(0) = (42\vec{i} + 5\vec{j}) - (2\vec{i} + 5\vec{j}) = 40\vec{i}\ \text{m}$$

9 **Sabiendo que la masa de la Luna es 0,012 veces la de la Tierra, ¿cómo es la aceleración que adquiere la Luna en comparación con la que adquiere nuestro planeta a causa de su interacción mutua?**

La fuerza que actúa sobre ambos cuerpos celestes tiene el mismo valor. La aceleración que esta fuerza comunica a la Tierra vale:

$$a_T = \frac{F}{m_T}$$

La aceleración que esta fuerza comunicará a la Luna es:

$$a_L = \frac{F}{0{,}012\ m_T} = 83{,}3\ a_T$$

Es decir, la aceleración que la fuerza comunica a la Luna es unas 83 veces mayor que la que comunica a la Tierra.

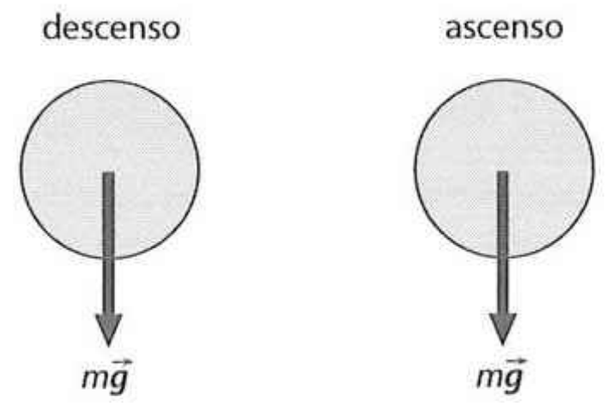
10 **Pon ejemplos que ilustren el principio de acción y reacción.**

La interacción Tierra-Luna o Sol-Tierra, dos personas sobre patines que se empujan, dos barcas que chocan en el agua, un avión a reacción, una manguera abierta suelta en el suelo, etcétera.

11 **Dibuja los esquemas de las fuerzas que actúan sobre una pelota de goma que cae desde cierta altura a un suelo duro y luego rebota, en los siguientes momentos:**

***a)* Descenso.** ***b)* Impacto.** ***c)* Ascenso.**

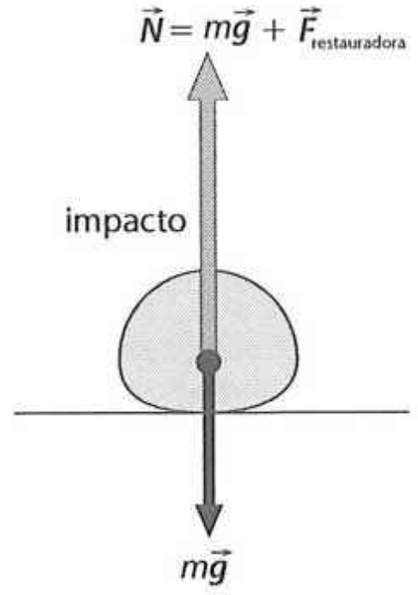
En el descenso y ascenso solo actúa la fuerza gravitacional sobre la pelota (su peso), si despreciamos la existencia de fricción con el aire:



La situación es algo más compleja durante el impacto. La pelota de goma se deforma cuando choca contra el suelo y, en realidad, el suelo también. Si este es rígido, podemos imaginarlo como un muelle con una gran fuerza restauradora frente a pequeñas deformaciones. Al deformarse la pelota, esta ejercerá una fuerza restauradora que actúa sobre el suelo. Por tanto, sobre el suelo actúan dos fuerzas: una igual en valor al peso de la pelota y otra que es la fuerza restauradora que la pelota ejerce sobre el suelo. Si este es rígido, responde con una reacción $\vec{N}$ (que actúa sobre la pelota) igual en valor a la suma del peso más la fuerza restauradora y que actúa verticalmente hacia arriba.

En consecuencia, podemos decir que la fuerza neta que actúa sobre la pelota es igual a la fuerza restauradora si el suelo es rígido. Esta fuerza neta está dirigida hacia arriba y es la causante de que la pelota se eleve de nuevo.

La complejidad, en este caso, radica en que la fuerza restauradora es variable en función de la deformación producida: es máxima cuando la pelota está totalmente deformada y cero cuando recupera su forma. Así pues, el diagrama en el momento del impacto será:



13 Calor y Termodinámica

ESQUEMA DE LA UNIDAD

- 1. La naturaleza del calor (páginas 324/325)
  - 1.1. Historia y evolución del concepto (página 324)
  - 1.2. El equivalente entre trabajo mecánico y calor (página 325)
  - 1.3. Precisiones sobre calor y trabajo mecánico (página 325)
- 2. Medida del calor: capacidad calorífica y calor específico (páginas 326/327)
- 3. Medida del trabajo en los procesos termodinámicos (páginas 328/329)
  - 3.1. Medida del trabajo mediante diagramas presión-volumen (página 329)
- 4. Criterio de signos para el calor y el trabajo mecánico (página 330)
- 5. El primer principio de la termodinámica (página 331)
  - 5.1. El primer principio y la conservación de la energía (página 331)
- 6. Algunas consecuencias del primer principio (páginas 332/335)
  - 6.1. El primer principio en los procesos adiabáticos (página 332)
  - 6.2. El primer principio en los procesos a volumen constante (procesos isócoros) (página 333)
  - 6.3. El primer principio en los procesos a presión constante (procesos isobáricos) (página 334)
  - 6.4. El primer principio en los procesos a temperatura constante (procesos isotérmicos) (página 334)
  - 6.5. Relación entre c_p y c_v para los gases ideales (página 335)
- 7. Restricciones naturales al primer principio (páginas 336/338)
  - 7.1. El ejemplo de las máquinas térmicas (páginas 336/337)
  - 7.2. El segundo principio de la termodinámica (páginas 337/338)
  - 7.3. Entropía y degradación de la energía (página 338)
- 8. Fuentes de energía aprovechable (páginas 339/340)
  - 8.1. Fuentes de energía renovables (página 339)
  - 8.2. Fuentes de energía no renovables (página 340)
- 9. El problema energético y la necesidad del ahorro (páginas 340)
- Ideas claras (página 341)

Cuestiones previas (página 323)

1. Indica los enunciados que consideres correctos, referidos al calor:

a) **Los cuerpos que están a mayor temperatura contienen más calor.**

b) **El calor es una sustancia que se transmite de los cuerpos con mayor temperatura a los de menor temperatura.**

c) **El calor es un medio de transferir energía de un cuerpo a otro cuando sus temperaturas son distintas.**

Es interesante ver qué ideas previas tienen los alumnos acerca del concepto de calor, pues los errores referidos a él están muy extendidos. La idea de que es algo contenido en los cuerpos está demasiado arraigada. Uno de los objetivos de esta unidad es que entiendan que solo tiene sentido hablar de calor como consecuencia de una interacción entre dos cuerpos o sistemas a diferente temperatura, que se manifestará en forma de transferencia de energía en las fronteras de ambos cuerpos o sistemas. De las tres preguntas que se plantean en el texto, la correcta es la ***c)***.

2. ¿Puede transmitirse calor de un cuerpo con menor temperatura a otro con mayor temperatura?

a) **No, nunca.**

b) **Sí, si la masa del de menor temperatura es mucho mayor y contiene más cantidad de calor.**

Se trata de una pregunta «con trampa». Si se tiene claro el concepto de calor, se deducirá que la única respuesta correcta es la ***a)***. La ***b)*** entraría en contradicción con el 2.° principio de la termodinámica.

Actividades (páginas 325/340)

1 Si suponemos que la cubeta de Joule contiene 3 L de agua y una sola pesa de 25 kg, que se deja caer desde una altura total de 5 m, ¿cuánto aumentará la temperatura del agua?

La energía potencial inicial de la pesa acaba siendo transferida en forma de calor a la cubeta de agua, lo que produce un aumento de la temperatura de esta. Así:

$$mgh = m_{aq}c_e\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{mgh}{m_{aq}c_e} = 0{,}098\ ^\circ\text{C}$$

Para ello, hemos expresado la energía potencial de la pesa en calorías y se ha considerado que $c_e = 1$ cal/g °C.

2 ¿Qué masa total debería colgarse en el dispositivo de Joule si deseamos aumentar en un grado la temperatura de 5 L de agua y la altura de caída es de 10 m?

Partiendo de la misma igualdad que en el ejercicio anterior, se obtiene:

$$m = \frac{m_{aq}c_e\Delta T}{gh} = \frac{5\text{ kg} \cdot 4\,184\text{ J/kg °C} \cdot 1\ ^\circ\text{C}}{9{,}8\text{ m/s}^2 \cdot 10\text{ m}} = 213{,}5\text{ kg}$$

3 Detalla las transformaciones energéticas que tienen lugar en la experiencia de Joule.

La energía mecánica que va perdiendo la pesa se emplea en el trabajo de rotación de las palas y se disipa en la fricción de estas con el agua. Como la energía disipada lo hace en forma de calor, este provoca finalmente un aumento en la temperatura del agua.

4 Un cuerpo tiene el triple de masa y calor específico que otro. ¿Cómo serán en comparación las variaciones de temperatura si agregamos a ambos el mismo calor?

Teniendo en cuenta que $Q = mc\,\Delta T$, cabe deducir que $\Delta T = \frac{Q}{mc}$. Así pues, a igualdad de calor transferido, si la masa y el calor específico del primer cuerpo tienen el triple de valor que en la otra sustancia, el aumento de temperatura que se produce en el primer cuerpo es 1/9 del aumento de temperatura que se produce en el otro cuerpo.

5 Para calentar 300 g de cierta sustancia desde 15 °C hasta 35 °C, se requieren 25 000 cal. ¿Cuál es el calor específico de dicha sustancia? ¿Y la capacidad calorífica de esa masa?

El calor específico será:

$$c = \frac{Q}{m\,\Delta T} = \frac{25\,000\text{ cal}}{300\text{ g} \cdot (35 - 15)\ ^\circ\text{C}} = 4{,}16\text{ cal/g °C}$$

La capacidad calorífica de esa masa de sustancia será:

$$C = cm = 1\,248\text{ cal/°C}$$

6 ¿Cuánto calor debe agregarse a 10 g de plata a 22 °C para fundirlos completamente? Expresa el resultado en calorías y en julios. Datos: calor latente de fusión de la plata L = 21,1 cal/g ; temperatura de fusión de la plata = 961 °C

En la tabla 13.1 vemos que el calor específico de la plata es $c = 0{,}056$ cal/g °C.

Por otro lado, para fundir los 10 g de plata, los primero será llevarlos a la temperatura necesaria para que esto ocurra, esto es, desde los 22 °C hasta los 961 °C.

Para ello necesitaremos:

$$Q = mc\,\Delta T$$

$$Q = 10\text{ g} \cdot 0{,}056\text{ cal/g °C} \cdot (961 - 22)\ ^\circ\text{C} = 525{,}84\text{ cal}$$

Ahora tendremos que hallar la cantidad de calor necesaria para, sin variar de temperatura, cambiar de estado a la plata sólida y que pase a fase líquida:

$$Q_{Lf} = mL = 10\text{ g} \cdot 21{,}1\text{ cal/g} = 211\text{ cal}$$

Sumando ambas cantidades:

$$211\text{ cal} + 525{,}84\text{ cal} = 736{,}8\text{ cal}$$

7 Transforma los valores de calores específicos de la tabla 13.1 al SI.

El factor de coversión en todos los casos es:

$$1\,\frac{\text{cal}}{\text{g °C}} = 1 \cdot \frac{4{,}184\text{ J}}{10^{-3}\text{ kg K}} = 4184\,\frac{\text{J}}{\text{kg K}}$$

Basta, pues, multiplicar las cantidades dadas por 4 184.

8 Si 3 L de gas se calientan a una presión constante de 1,5 atm hasta que su volumen se duplica, ¿cuál es, en julios, el trabajo realizado por el gas?

El trabajo de expansión realizado por el gas es:

$$W = p\,(V_f - V_0)$$

Para expresar el trabajo en J, debemos transformar las unidades de presión y volumen a unidades del SI:

$$p = 1{,}5\text{ atm} \cdot 101\,300\text{ Pa/1 atm} = 151\,950\text{ Pa} = 151\,950\text{ N/m}^2$$

9 Un gas ideal ocupa un volumen de 10 L a una temperatura de 300 K. Si se aumenta la temperatura hasta 450 K a una presión constante de 2 atm, ¿cuál es el trabajo realizado por el gas en la expansión? Represéntalo en un diagrama *p*-*V*.

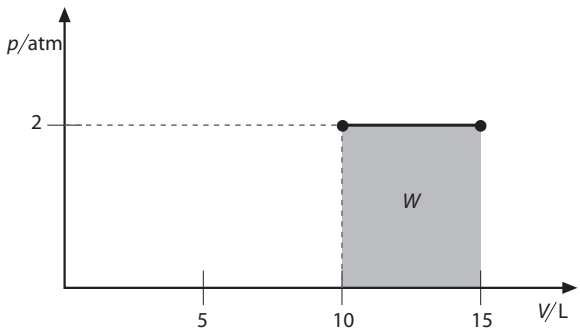
Aplicando la ley de Charles al proceso, podemos conocer el volumen final:

$$V_f = \frac{V_0 T_f}{T_0} = 15 \text{ L}$$

Por tanto, el trabajo realizado en el proceso será:

$$W = p\,\Delta V = 2 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ Pa/1 atm} \cdot 0{,}005 \text{ m}^3 = 1\,013 \text{ J}$$

El diagrama *p*-*V* es:

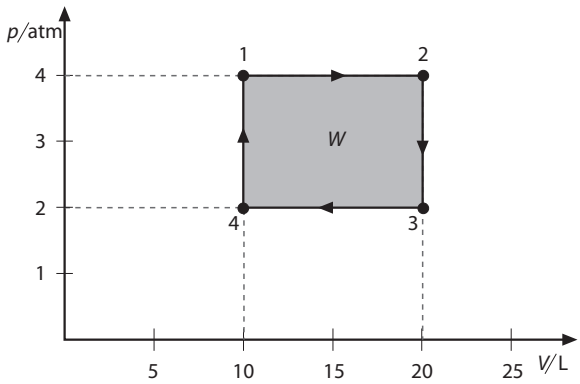


10 **Sometemos 10 L de un gas que se halla inicialmente a una presión de 4 atm al siguiente proceso cíclico:**

1. **Se calienta a presión constante hasta que el volumen se duplica.**
2. **Se enfría a volumen constante hasta que la presión es de 2 atm.**
3. **Se comprime por enfriamiento a presión constante hasta que el volumen se iguala con respecto al inicial.**
4. **Se calienta a volumen constante hasta que la presión aumenta y alcanza el valor inicial.**

Calcula por métodos gráficos el trabajo realizado en todo el proceso.

El diagrama *p*-*V* correspondiente al proceso citado en cuatro etapas sería:



El trabajo realizado en todo el proceso es el área sombreada en el diagrama y valdrá:

$$W = 2 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ Pa/1 atm} \cdot 0{,}01 \text{ m}^3 = 2\,026 \text{ J}$$

11 **¿Por qué es recomendable abrigarse después de haber hecho ejercicio?**

Porque de esa manera, al aumentar la frontera entre el sistema y el entorno, disminuimos la transferencia de calor desde nuestro cuerpo (sistema de volumen constante durante el proceso) hacia el entorno o ambiente y evitamos una excesiva pérdida de energía interna que podría acarrear serios problemas.

12 **Una oblea de silicio de 5 g de la celda de un panel solar, expuesta al Sol, aumenta su temperatura desde 20 °C hasta 110 °C a la presión atmosférica. Si se desprecian los efectos de dilatación, ¿qué tipo de proceso tiene lugar? ¿Cuál es la variación, en julios, de la energía interna? Dato: calor específico del silicio = 0,168 cal/g °C**

Según el primer principio, la oblea, al calentarse, está aumentando su energía interna, *U*, en la misma cantidad que el calor que acumula, dado que al no haber dilatación, $W = 0$.

$$\Delta U = \Delta Q = m\,c\Delta T$$

$$\Delta U = 5 \text{ g} \cdot 0{,}168 \text{ cal/g °C} \cdot (110 - 20) \text{ °C} = 75{,}6 \text{ cal} =$$

$$= 316{,}3 \text{ J}$$

13 **Calcula la variación de energía interna del sistema en los siguientes casos:**

a) **Se suministran 5 000 cal al sistema, y este realiza un trabajo de 32 340 J.**

b) **Se disminuye la temperatura de 1,5 kg de agua líquida desde 20 °C hasta 4 °C.**

c) **El sistema absorbe 3 000 cal, pero su temperatura se mantiene constante.**

Aplicando el primer principio en la forma $\Delta U = Q - W$, tenemos:

a) $\Delta U = 5\,000 \text{ cal} \cdot 4{,}184 \text{ J/cal} - 32\,340 \text{ J} = -11\,420 \text{ J}$

b) Puesto que no hay variación de volumen, $W = 0$, por lo que $\Delta U = Q$.

$$\Delta U = mc\,\Delta T = 1{,}5 \text{ kg} \cdot 4\,184 \text{ J/kg °C} (-16 \text{ °C})$$

$$\Delta U = -100\,416 \text{ J}$$

c) En este caso, la variación de energía interna es cero, pues su temperatura no cambia.

14 **El desarrollo de la página 325 del *Libro del alumno* hace referencia a un proceso a presión constante. Sin embargo, se ha utilizado la expresión de la variación de energía interna a volumen constante. ¿Por qué?**

La energía interna es una función de estado, y su variación al pasar de un estado a otro es la misma, independientemente de cómo se haya llevado a cabo la transformación (ya sea a presión o a volumen constantes).

En la mayoría de los problemas usaremos la igualdad empleada en el texto para calcular la variación de energía interna.

15 **Una máquina térmica realiza 120 J de trabajo con una eficiencia del 35 %. ¿Cuánto calor se absorbe en cada ciclo de la operación? ¿Cuánto calor se expele?**

En una máquina térmica, el rendimiento es:

$$e = \frac{W}{Q_c}$$

luego:

$$0{,}35 = \frac{120 \text{ J}}{Q_c} \Rightarrow Q_c = 342{,}86 \text{ J}$$

Por otro lado,

$$e = \frac{Q_c - Q_f}{Q_c} \Rightarrow 0{,}35 = \frac{342{,}86 \text{ J} - Q_f}{342{,}86 \text{ J}} \Rightarrow Q_f = 222{,}86 \text{ J}$$

16 **¿Crees que es posible que un barco pueda navegar extrayendo para ello únicamente el calor necesario del agua del mar?**

En esta actividad se trata de poner de manifiesto la imposibilidad de conversión íntegra de calor en trabajo mecánico.

No existe ni puede existir un barco de semejantes características, pues ese proceso supondría una disminución de entropía, como se explica más adelante.

17 **Un cuerpo se desliza por una superficie horizontal y finalmente se para como consecuencia de la fricción con el suelo. ¿Qué ha pasado con el trabajo mecánico? Una vez**

en reposo, ¿podría el cuerpo volver a acelerarse tomando para ello calor del medio?

Todo el trabajo mecánico se ha disipado en forma de calor. Sin embargo, es evidente que el proceso inverso no tiene lugar. De nuevo, ese proceso llevaría a una disminución de la entropía.

18 **Infórmate sobre las fuentes de energía más usadas en el entorno de tu localidad y redacta un breve informe sobre su uso.**

Respuesta Libre.

19 **Explica por qué crees que se dice que el CO_2 producido en la combustión de a biomasa tiene un ciclo neutro.**

Porque se compensa con la absorción de este gas durante el crecimiento de las plantas.

20 **Realiza un trabajo sobre el grado de cumplimiento en tu casa de las medidas de ahorro y respecto al medio ambiente. Escribe en la conclusión cuáles son los aspectos que podrían mejorarse.**

Respuesta Libre.

Cuestiones y problemas (páginas 344/345)

Naturaleza y medida del calor

1 **¿Es el calor una forma de energía como lo es la energía potencial o cinética?**

No, el calor es un método o forma de transferir energía entre dos cuerpos.

2 **¿Qué altura deberían descender dos pesas de 30 kg cada una en el dispositivo de Joule, si la cubeta contiene 0,75 L de agua y se desea elevar su temperatura en 1 °C?**

El calor necesario para elevar un grado la temperatura de 0,75 L de agua ($m = 750$ g) es:

$$Q = mc\,\Delta T = 750 \text{ cal} = 3\,138 \text{ J}$$

Esa debe ser, pues, la energía potencial inicial de ambas pesas, por lo que:

$$2m'gh = 3\,138 \text{ J}$$

Despejando la altura, resulta:

$$h = \frac{3\,138 \text{ J}}{2 \cdot 30 \text{ kg} \cdot 9{,}8 \text{ m/s}^2} = 5{,}3 \text{ m}$$

3 **Al calentar 800 g de cierta sustancia, la temperatura asciende de 15 °C hasta 35 °C. Si el proceso ha requerido 11 200 cal, ¿cuál es el calor específico de dicha sustancia? ¿Y la capacidad calorífica de esos 800 g?**

El calor específico de dicha sustancia será:

$$c = \frac{Q}{m\,\Delta T} = 0{,}7 \text{ cal/g °C}$$

La capacidad calorífica de esa cantidad de sustancia es:

$$C = mc = 800 \text{ g} \cdot 0{,}7 \text{ cal/g °C} = 560 \text{ cal/°C}$$

4 **Un bloque de Cu de 5 kg se mueve con una velocidad inicial de 5 m/s sobre una superficie horizontal rugosa. Como consecuencia de la fricción, acaba parándose. Si el 85 % de su energía cinética inicial es transferido al bloque en forma de calor, ¿cuánto aumentará la temperatura del bloque? ¿Qué pasa con la energía restante?**

La energía cinética inicial del bloque es:

$$1/2\ mv_0^2 = 62{,}5 \text{ J} = 15 \text{ cal}$$

Como el calor transferido al cobre supone el 85 % de esa energía cinética:

$$Q = 0{,}85 \cdot 15 = 12{,}75 \text{ cal}$$

Por tanto:

$$\Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{12{,}75 \text{ cal}}{5\,000 \text{ g} \cdot 0{,}093 \text{ cal g/°C}} = 0{,}027 \text{ °C}$$

D 5 **¿A qué velocidad deberíamos lanzar contra un muro de hormigón un trozo de plomo de 3 g que está a una temperatura de 60 °C en el momento del choque, si deseamos que se funda completamente por efecto del impacto?**

Datos: c (Pb) = 0,03 cal/g °C; T_{fus} (Pb) = 326 °C; L_{fus} (Pb) = = 5,8 cal/g

Para que se funda por completo, primero debe absorber el calor necesario para aumentar su temperatura desde los 60 °C hasta los 326 °C (temperatura de fusión) y, posteriormente, el calor necesario para la fusión.

Es decir:

$$Q = mc\,\Delta T + mL_f$$

$$Q = 3 \text{ g} \cdot 0{,}03 \text{ cal/g °C } (326 - 60) \text{ °C} + 3 \text{ g} \cdot 5{,}8 \text{ cal/g}$$

$$Q = 41{,}34 \text{ cal} = 172{,}96 \text{ J}$$

Este valor ha de coincidir con la energía cinética que debía tener la bola de plomo:

$$1/2\ mv^2 = 172{,}96 \text{ J}$$

De donde resulta una velocidad de 339,57 m/s.

6 **Un calentador eléctrico de 2,5 kW calienta el agua de un depósito de 100 L desde la temperatura inicial de 10 °C hasta los 50 °C. ¿Qué tiempo necesita para ello si el rendimiento de la transformación de energía eléctrica en térmica es del 95 %?**

El calentador es capaz de suministrar 2 500 J cada segundo, de los cuales el 95 % se transforma en energía térmica. Por tanto, la potencia útil es:

$$0{,}95 \cdot 2\,500 \text{ W} = 2\,375 \text{ W}$$

Calcularemos ahora el calor necesario (en J) para elevar 40 °C la temperatura de los 100 L de agua. Supondremos para ello que la densidad del agua a esas temperaturas es constante e igual a 1 kg/L.

$$Q = mc\,\Delta T = 100 \text{ kg} \cdot 4\,184 \text{ J/kg °C} \cdot 40 \text{ °C} = 16\,736\,000 \text{ J}$$

Por tanto, $t = \frac{Q}{P_{útil}} = 7\,047$ s.

7 **Un objeto de 1 kg de masa cae desde 1 000 m de altura, partiendo del reposo, sobre un recipiente que contiene 10 L de un líquido cuyo calor específico es 0,24 kcal/kg °C a una temperatura de 15 °C y que se encuentra al nivel del suelo. Si toda la energía cinética del objeto se invierte en calentar el líquido, determina la temperatura final de este. Desprecia el rozamiento con el aire.**

Datos: g = 9,8 m/s^2; $\rho_{líquido}$ = 0,98 g/cm^3

La energía mecánica inicial del objeto es:

$$E_p = mgh = 9\,800 \text{ J} = 2{,}352 \text{ kcal}$$

Toda esta energía se transfiere en forma de calor al recipiente ($E_p = Q$), por lo que:

$$Q = m'c\,\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{m'c}$$

Conocido el valor de la densidad del líquido, su masa será:

$$m' = \rho V = 9{,}8 \text{ kg}$$

Por tanto:

$$\Delta T = \frac{2{,}352 \text{ kcal}}{9{,}8 \text{ kg} \cdot 0{,}24 \text{ kcal/kg °C}} = 1 \text{ °C}$$

Por consiguiente, la temperatura final del líquido será de 16 °C.

D 8 **El helio líquido ebulle a 4,2 K y su calor latente de vaporización es de 4,99 cal/g. Se pretende evaporar 20 L de helio líquido mediante un calefactor eléctrico sumergido de 15 W de potencia. Si la densidad del helio líquido es 0,125 g/cm^3, ¿cuánto tiempo se empleará en el proceso de evaporación?**

La masa del helio que pretendemos evaporar es:

$$m = \rho V = 0{,}125 \text{ g/cm}^3 \cdot 20 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 2\,500 \text{ g}$$

Veamos ahora la cantidad de calor que necesitamos para evaporar esa cantidad:

$Q = mL_V = 2\,500 \text{ g} \cdot 4{,}99 \text{ cal/g} = 12\,475 \text{ cal} \cdot 4{,}18 \text{ J/cal} = 52 \text{ kJ}$

Por otro lado,

$$t = \frac{W}{P} = \frac{52\,000 \text{ J}}{15 \text{ W}} = 3\,476 \text{ s} = 58 \text{ min}$$

Medida del trabajo: diagramas *p-V*

9 **Cuando un sistema pasa de un estado inicial a otro final, ¿depende el trabajo realizado solo de cuáles son dichos estados? Pon ejemplos que ilustren tu respuesta.**

No. Depende de la trayectoria seguida, como se explica en el epígrafe 3.1 del libro de texto.

10 **Un mol de gas ideal es sometido al proceso reversible en tres etapas que se detalla a continuación:**

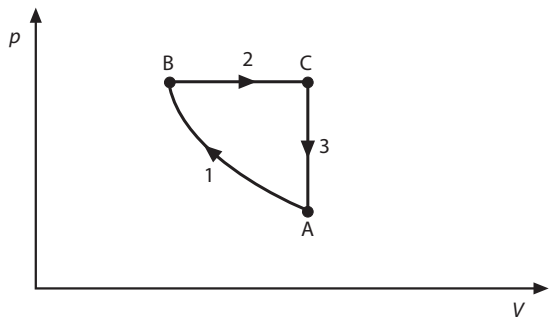
- **Etapa 1: compresión isotérmica.**
- **Etapa 2: calentamiento a presión constante.**
- **Etapa 3: enfriamiento a volumen constante hasta el estado inicial.**

Representa el proceso completo en un diagrama *p-V* y razona tu contestación.

Etapa 1: aumenta p y disminuye $V \Rightarrow pV =$ constante.

Etapa 2: aumenta el volumen sin variar la presión.

Etapa 3: disminuye la presión sin variar el volumen.



11 **Un mol de gas perfecto es sometido a las siguientes transformaciones:**

a) **Expansión isotérmica.**

b) **Calentamiento isobárico.**

c) **Compresión isotérmica hasta el volumen final de la etapa *a).***

d) **Enfriamiento isobárico hasta el estado inicial.**

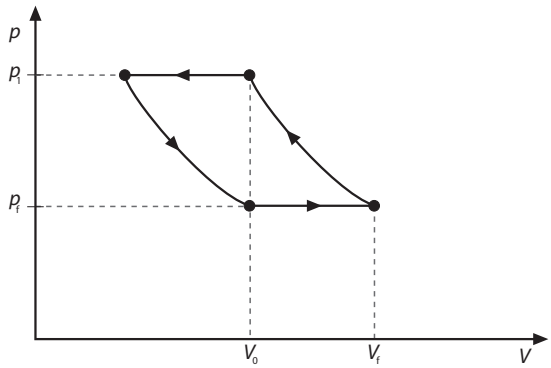
Representa, razonándolo, el proceso global en un único diagrama *p-V*.

a) Expansión isotérmica: aumenta V y disminuye p, según $pV =$ constante.

b) Calentamiento isobárico: aumenta V y p se mantiene constante.

c) Compresión isotérmica: aumenta p y disminuye V, según $pV =$ constante.

d) Enfriamiento isobárico: disminuye V a presión constante hasta el estado inicial.



12 **Un gas ideal ocupa un volumen de 32 L a una temperatura de 310 K y una presión de 1,8 atm. ¿Qué trabajo se realiza si se aumenta la temperatura hasta 390 K, manteniendo constante la presión?**

Por aplicación de la ley de Charles y Gay-Lussac, podemos determinar el volumen final:

$$V' = \frac{VT'}{T} = 40{,}26 \text{ L}$$

Por tanto:

$$\Delta V = 8{,}26 \text{ L} = 0{,}008\,26 \text{ m}^3$$

Así pues, el trabajo realizado es:

$$W = p\,\Delta V = \frac{1{,}8 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm} \cdot 0{,}008\,26 \text{ m}^3} = 1\,506{,}13 \text{ J}$$

13 **Tenemos 0,75 mol de gas ideal que se encuentran a una temperatura de 20 °C y una presión de 960 mmHg. ¿Qué trabajo se realiza al aumentar la temperatura hasta 50 °C, manteniendo constante la presión?**

La presión es, expresada en atmósferas, de 1,26 atm. Para calcular el trabajo, debemos conocer los volúmenes en el estado inicial y final del gas. A partir de la ecuación de los gases ideales podemos obtener el volumen inicial V:

$$V = \frac{nRT}{p} = 14{,}3 \text{ L}$$

Conocido este volumen, podemos calcular el volumen final por aplicación de la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$V' = \frac{VT'}{T} = 15{,}76 \text{ L}$$

Por tanto:

$$W = p\,\Delta V = \frac{1{,}26 \text{ atm} \cdot 101\,300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm} \cdot 0{,}001\,46 \text{ m}^3} = 186{,}8 \text{ J}$$

El primer principio en distintos procesos

14 **¿Qué tipo de sistema es el cuerpo humano? ¿Y la atmósfera terrestre? ¿Y el universo considerado como un todo?**

El cuerpo humano sería un sistema abierto, pues puede intercambiar masa y energía con el entorno. Nuestra atmósfera también constituye un sistema abierto. Por el contrario, el universo como un todo sería un sistema aislado.

15 **¿Cuál es el signo de la variación de la energía interna en los procesos de la primera cuestión 5 de la página 343 del libro de texto?**

El signo de ΔU que corresponde a cada uno de los procesos planteados es:

a) Puesto que $W = 0$ y $Q < 0$, $\Delta U < 0$. Es decir, la esfera metálica se enfría.

b) El proceso es adiabático ($Q = 0$) y se realiza un trabajo de estiramiento ($W < 0$), luego $\Delta U > 0$.

c) El gas de la botella sufre una expansión adiabática, por lo que $\Delta U < 0$. Es decir, el gas se enfría en el proceso de expansión.

16 **Qué ocurre desde el punto de vista termodinámico cuando nos frotamos las manos para calentárnoslas?**

El trabajo de rozamiento se transforma en calor, lo que produce un aumento de energía interna y la consiguiente elevación de temperatura.

17 **¿Por qué el aire que escapa por el pinchazo de una colchoneta parece más frío que el ambiental?**

Dado que el proceso es lo suficientemente rápido como para poder suponer que no hay transferencia de calor, podemos considerarlo como adiabático, por lo que el trabajo de expansión (positivo) del aire que escapa supone una disminución de la energía interna y, por tanto, un enfriamiento.

18 **¿Puede existir un proceso desde un estado inicial hasta otro final distinto, no cíclico, que sea a la vez adiabático e isócoro? ¿Y si fuese cíclico? Razona tu respuesta.**

En el primer caso no, pues si fuese adiabático ($Q = 0$) e isócoro ($W = 0$), no habría variación de energía interna. Sin embargo, si los estados inicial y final son distintos, sus energías internas también lo son, pues U es una función de estado, por lo que no podría cumplirse que $\Delta U = 0$. Si el proceso fuese cíclico, ello sí sería posible.

19 **¿Qué tipo de proceso tiene lugar en una olla a presión? ¿Qué fundamento puede tener la válvula de la olla?**

Es un proceso a presión constante. La válvula permite que la presión se mantenga constante cuando la olla está en pleno funcionamiento.

20 **¿De qué modo podemos aumentar la temperatura de un gas ideal encerrado en un recipiente con un émbolo móvil?**

Calentándolo ($Q > 0$) o comprimiéndolo ($W < 0$) o mediante ambos procesos a la vez.

21 **A la luz del primer principio, indica lo que sucede cuando damos cuerda a una caja musical. Razona lo que ocurre cuando la caja suena hasta que se para. ¿Qué tipo de proceso es?**

Al dar cuerda a la caja, realizamos un trabajo sobre ella ($W < 0$) que revierte en un aumento de energía interna, fundamentalmente energía potencial elástica del resorte, que luego hará girar el mecanismo.

Mientras suena, es la caja (sistema) la que realiza el trabajo ($W > 0$), lo que supone una disminución de la energía interna, que podemos percibir al ver que el resorte va recuperando su forma original, disminuyendo con ello su energía potencial elástica.

Se trata de un proceso adiabático, pues transcurre sin transferencia de calor.

D 22 **¿Por qué motivo presentan los climas costeros menos variación de temperatura entre el día y la noche?**

Ello es debido al elevado calor específico del agua, que actúa de regulador térmico, absorbiendo calor del ambiente durante el día y cediéndolo al ambiente durante la noche.

De ese modo, la temperatura del ambiente no suele tener los contrastes tan altos como en zonas del interior.

23 **¿Qué tipo de sistema es una célula viva? ¿Y una botella de vidrio cerrada? ¿Y una planta?**

Una célula viva y una planta son sistemas abiertos que pueden intercambiar materia y energía con el entorno. Por el contrario, una botella de vidrio cerrada es un sistema cerrado; solo intercambia energía.

24 **Cuando un gas se dilata adiabáticamente, ¿realiza trabajo? Si es así, ¿de qué energía dispone para ello? ¿Qué ocurre en consecuencia?**

Sí realiza trabajo, y lo hace a costa de la energía interna, que, en consecuencia, disminuye; es decir, se produce el enfriamiento del gas.

25 **Un gas ideal se dilata a temperatura constante; ¿cambia su energía interna? ¿Cuál es la fuente de energía necesaria para el trabajo de expansión?**

Al ser un proceso isotérmico, no hay cambio en su energía interna. Por tanto, para que pueda haber expansión ($W > 0$), debe transferirse calor al sistema, con lo que resulta $Q = W$; es decir, hay que calentar el gas.

26 **En cierto proceso se transfieren a un sistema 750 cal, al tiempo que se realiza sobre él un trabajo de 306 J. ¿Cuál es la variación de energía interna del sistema?**

Por aplicación del primer principio:

$$\Delta U = Q - W = 750 \text{ cal} \cdot 4{,}184 \text{ J/cal} - (-306) \text{ J} = \\ = 3\,138 \text{ J} + 306 \text{ J} = 3\,444 \text{ J}$$

27 **Al agitar el agua de una cubeta con una rueda de paletas, se realiza un trabajo de 16 kJ. Si se extraen a la vez 7 000 cal del sistema, ¿cuál es la variación de energía interna que experimenta el agua?**

El calor extraído equivale a $-29\,288$ J, por lo que, aplicando el primer principio:

$$\Delta U = Q - W = -29\,288 \text{ cal} - (-16\,000) \text{ J} = -13\,288 \text{ J}$$

28 **En una experiencia similar a la de Joule, una masa de 5 kg desciende una altura de 1,2 m. Si la cubeta es un termo que contiene 0,5 mol de oxígeno gaseoso, ¿cuál es el aumento de temperatura que se produce? ¿Qué tipo de proceso ha tenido lugar?**

Dato: c_v del O_2 = 5,04 cal/mol °C

Al descender la pesa de 5 kg desde una altura de 1,2 m, el trabajo realizado es:

$$W = mgh = 58{,}8 \text{ J}$$

Este trabajo se realiza sobre el sistema gaseoso, cuya energía interna variará:

$$\Delta U = -W = -(-58{,}8) \text{ J} = 58{,}8 \text{ J} = 14{,}1 \text{ cal}$$

Como, a su vez:

$$\Delta U = nc_v \Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{\Delta U}{nc_v} = 5{,}6 \text{ °C}$$

Se trata de un proceso adiabático.

29 **Un cilindro contiene 1 mol de oxígeno a una temperatura de 27 °C y a una presión de 1 atm. Se calienta el gas a presión constante hasta que su temperatura es de 127 °C:**

a) **Dibuja el proceso en un diagrama *p*-*V*.**

b) **¿Qué trabajo realiza el gas en este proceso?**

c) **¿Cuál es la variación de energía interna del gas?**

d) **¿Qué calor se le ha transferido?**

Dato: c_v del O_2 = 5,04 cal/mol °C

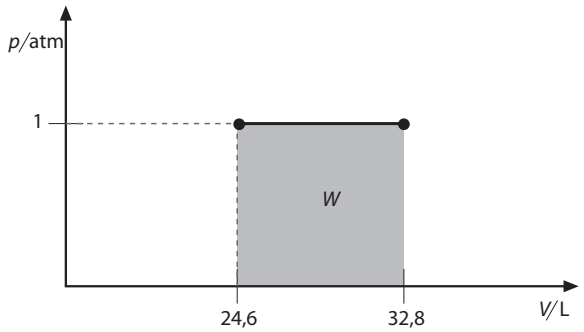
El volumen inicial se obtiene a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = 24{,}6 \text{ L}$$

Y el volumen final podemos obtenerlo por la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$V' = \frac{VT'}{T} = 32{,}8 \text{ L}$$

a) El proceso, en un diagrama *p*-*V*, será:



b) Así pues:

$$W = p\,(V' - V) = 101\,300\ \text{Pa} \cdot 0{,}008\ 2\ \text{m}^3 = 830{,}66\ \text{J}$$

c) La variación de energía interna es:

$$\Delta U = nc_v\,\Delta T = 504\ \text{cal} = 2\,108{,}7\ \text{J}$$

d) En consecuencia:

$$Q = \Delta U + W = 2\,939{,}4\ \text{J}$$

30 **Un cilindro con un pistón móvil sin rozamiento contiene 10^{-3} m^3 de un gas ideal a 0 °C. La presión atmosférica es de 730 mmHg. Si se eleva la temperatura hasta 300 °C, calcula:**

a) **El trabajo realizado en el proceso.**

b) **El cambio de energía interna.**

c) **El calor transferido.**

Datos: 1 atm = 101 300 Pa; $c_v = 5/2\ R$; $R = 8{,}31$ J/mol K

Por aplicación de la ley de Charles y Gay-Lussac podemos determinar el volumen final, que es $V' = 2{,}099$ L. De este modo, $\Delta V = 1{,}099\ \text{L} = 0{,}001\ 099\ \text{m}^3$. Por tanto:

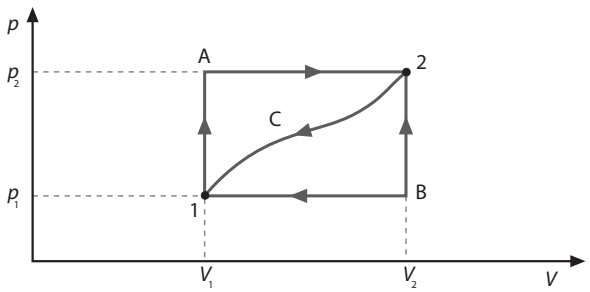
a) $W = p\,\Delta V = 106{,}83\ \text{J}$

b) $\Delta U = nc_v\,\Delta T$, donde $n = \dfrac{pV}{RT}$

Por tanto, $\Delta U = 261{,}76$ J.

c) $Q = \Delta U + W = 368{,}59\ \text{J} = 88{,}46\ \text{cal}$

31 **Cuando un sistema pasa del estado 1 al 2 siguiendo la trayectoria A de la figura, le son transferidas 500 cal y realiza un trabajo de 800 J, mientras que, siguiendo la trayectoria B, le son transferidas 360 cal.**



a) **¿Cuánto vale el trabajo en el recorrido B?**

b) **Si en la transformación inversa de 2 a 1 a través de C se realiza sobre el sistema un trabajo de 400 J, ¿cuánto vale el calor transferido en este proceso?**

a) En el trayecto A, $Q = 500\ \text{cal} = 2\,092$ J, mientras que $W = 800$ J, por lo que $\Delta U = Q - W = 1\,292$ J.

La energía interna es función de estado y su variación no depende de la trayectoria seguida, luego:

$$W_B = Q_B - \Delta U = 360\ \text{cal} \cdot 4{,}184\ \text{J/cal} - 1\,292\ \text{J} = 214{,}24\ \text{J}$$

b) En la transformación inversa, $\Delta U = -1\,292$ J, mientras que $W = -400$ J, por lo que $Q = \Delta U + W = -1\,692$ J.

32 **Un mol de monóxido de carbono se calienta desde 15 °C a 20 °C, a volumen constante. Si c_V 0,18 cal/g °C, calcula:**

a) **El calor suministrado.**

b) **El trabajo realizado por el gas.**

c) **El incremento de energía interna.**

a) Como 1 mol de CO equivale a 28 g, el calor necesario para aumentar 5 °C la temperatura del gas a volumen constante será:

$$Q = mc_v\Delta T = 28\ \text{g} \cdot 0{,}18\ \text{cal/g °C} \cdot 5\ \text{°C} = 25{,}2\ \text{cal}$$

b) El trabajo realizado es cero al ser un proceso a volumen constante, $W = 0$.

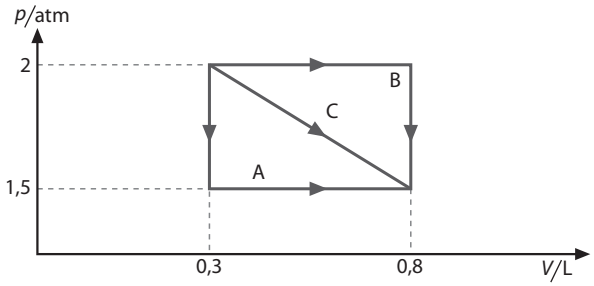
c) Por aplicación del primer principio, el calor transferido es igual a la variación de energía interna:

$$\Delta U = Q = 25{,}2\ \text{cal}$$

33 **Un mol de gas que está inicialmente a 2 atm y ocupa un volumen de 0,3 L tiene una energía interna de 91 J. En su estado final, la presión es de 1,5 atm, el volumen es de 0,8 L y su energía interna es de 182 J. Calcula para las tres trayectorias (A, B y C) definidas en la figura:**

a) **El trabajo realizado.**

b) **El calor transferido en el proceso.**



a) El trabajo es el área encerrada bajo cada gráfica, por lo que:

$$W_A = 1{,}5\ \text{atm} \cdot \frac{101\,300\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}}\,(0{,}8 - 0{,}3) \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3 = 75{,}975\ \text{J}$$

$$W_B = 2\ \text{atm} \cdot \frac{101\,300\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}}\,(0{,}8 - 0{,}3) \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3 = 101{,}3\ \text{J}$$

$$W_c = 1/2 \cdot 0{,}5\ \text{atm} \cdot \frac{101\,300\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}}\,(0{,}8 - 0{,}3) \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3 +$$

$$+\ 1{,}5\ \text{atm} \cdot \frac{101\,300\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}}\,(0{,}8 - 0{,}3) \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3 = 88{,}63\ \text{J}$$

b) Como, a su vez:

$$\Delta U = U' - U = 91\ \text{J}$$

podemos calcular el calor transferido en cada caso mediante $Q = \Delta U + W$:

$$Q_A = 166{,}97\ \text{J}$$

$$Q_B = 192{,}3\ \text{J}$$

$$Q_C = 179{,}63\ \text{J}$$

34 **PAU** **Un mol de gas ideal, que se encuentra inicialmente a una temperatura de 400 K y a una presión de 0,3 atm, se enfría a presión constante hasta que su temperatura es de 250 K. Calcula:**

a) **El volumen final del gas.**

b) **El trabajo realizado.**

c) **La variación de energía interna en el proceso.**

d) **El calor transferido en el proceso.**

Dato: $c_V = (5/2) \cdot R$; $R = 8{,}31$ J/mol K

a) El volumen lo calculamos con la ecuación general de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1\text{ mol} \cdot 8{,}31\text{ J/K mol} \cdot 250\text{ K}}{0{,}3\text{ atm} \cdot 101\,300\text{ Pa/atm}} = 0{,}0683\text{ m}^3$$

b) Para hallar el trabajo, necesitamos la diferencia de volúmenes y para ello hemos de calcular el volumen inicial, por el mismo procedimiento:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1\text{ mol} \cdot 8{,}31\text{ J/K mol} \cdot 400\text{ K}}{0{,}3\text{ atm} \cdot 101\,300\text{ Pa/atm}} = 0{,}11\text{ m}^3$$

$$W = p\,\Delta V = 0{,}3\text{ atm} \cdot 101\,300\text{ Pa/atm} \cdot (0{,}0683 - 0{,}11) = \\ = -1\,246\text{ J}$$

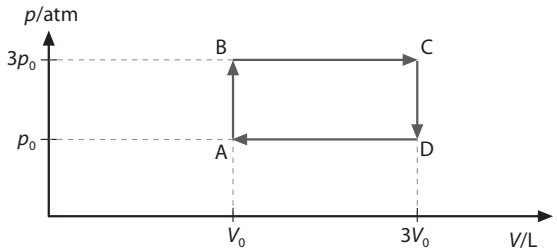
c) La variación de energía interna equivale a la transferencia de calor a volumen constante, por lo que:

$$\Delta U = nc_V\,\Delta T = 1 \cdot 5/2\,R \cdot (-150) = -3\,116{,}25\text{ J}$$

d) Dado que $\Delta U = Q - W$, entonces:

$$Q = -3\,116{,}25\text{ J} + 1\,246\text{ J} = -1\,870{,}25\text{ J}$$

35 **PAU** **Un gas ideal, que se encuentra inicialmente a la presión p_0, a la temperatura T_0 y a un volumen V_0, es sometido a un proceso cíclico como el que se muestra en la figura. Determina:**



a) **El trabajo neto realizado por el gas en cada ciclo.**

b) **El calor transferido al sistema en cada ciclo.**

c) **Obtén un valor numérico para el trabajo realizado por ciclo, para 2 moles de gas inicialmente a 10 °C.**

a) El proceso A-B tiene lugar a volumen constante, luego no hay trabajo:

$$W_{A\to B} = 0$$

$$W_{B\to C} = p\,\Delta V = 3p_0 \cdot (3V_0 - V_0) = 6\,p_0V_0$$

$$W_{C\to D} = 0\text{ (proceso isócoro)}$$

$$W_{D\to A} = p\,\Delta V = p_0 \cdot (V_0 - 3V_0) = -2p_0V_0$$

Trabajo total: $W_{ABCD} = 4p_0V_0$

b) Al tratarse de un proceso cíclico, $\Delta U = 0$, por lo que $Q = W$ e igual a $4p_0V_0$.

c) Tenemos 2 mol de gas y una $T_0 = 283$ K:

$$W_{total} = 4p_0V_0 = 4\,nRT = 18\,813{,}8\text{ J}$$

El segundo principio: máquinas térmicas

36 **Una máquina térmica absorbe 80 cal y realiza un trabajo de 20 J en cada ciclo. Calcula el rendimiento de la máquina y el calor expelido en cada ciclo.**

En primer lugar, homogeneicemos las unidades, por ejemplo, a calorías:

$$Q_c = 80\text{ cal y } W = 20\text{ J} \cdot 0{,}24\text{ cal/J} = 4{,}8\text{ cal}$$

$$e = \frac{4{,}8\text{ cal}}{80\text{ cal}} \cdot 100 = 5{,}9\,\%$$

De la fórmula 13.13 del *Libro del alumno* obtenemos con facilidad:

$$Q_f = Q_c - W = 80\text{ cal} - 4{,}8\text{ cal} = 75{,}2\text{ cal}$$

37 **Una máquina térmica tiene una potencia de salida de 5 kW y opera con un rendimiento del 30 %. Si la máquina expele 2 000 cal en cada ciclo. Calcula el calor absorbido en cada ciclo y el tiempo que dura cada ciclo.**

Una vez más, empecemos por homogeneizar las unidades:

$P = 5\text{ kW} = 5\,000\text{ J/s}$; $Q_f = 2\,000\text{ cal} \cdot 4{,}184\text{ J/cal} = 8\,368\text{ J}$

a) Si el rendimiento es del 30 %, $e = 0{,}3$.

Además:

$$e = 1 - \frac{Q_f}{Q_c} \Rightarrow 0{,}3 = 1 - \frac{8\,368\text{ J}}{Q_c}$$

$$Q_c = 11\,954{,}3\text{ J} = 2\,857\text{ cal}$$

b) $W = Q_c - Q_f = 11\,954{,}3 - 8\,368 = 3\,586{,}3\text{ J}$

Luego:

$$t = \frac{P}{W} = \frac{3\,586{,}3\text{ J}}{5\,000\text{ J/s}} = 0{,}72\text{ s}$$

Evaluación (página 346)

Elige, razonándolas, las opciones que consideres correctas:

1. Cuando un sistema pasa de un estado inicial a otro final:

► ***a)*** La variación de energía interna es la misma, independientemente de las etapas intermedias.

b) La variación de energía interna depende del número de etapas intermedias.

c) La variación de energía interna depende de si el proceso es a presión o a volumen constantes.

2. Cuando un sistema pasa de un estado inicial a otro final:

a) El calor transferido solo depende de los estados inicial y final.

► ***b)*** El calor transferido depende de la trayectoria o proceso seguido.

► ***c)*** El calor transferido es una función de estado si la presión se mantiene constante.

3. Cuando un sistema pasa de un estado inicial a otro final:

a) El trabajo realizado solo depende de los estados inicial y final.

► ***b)*** El trabajo realizado depende de la trayectoria o proceso seguido.

► ***c)*** El trabajo realizado es una función de estado si la presión se mantiene constante.

4. En las sustancias gaseosas se cumple que:

a) El calor específico solo depende de la sustancia.

► ***b)*** c_p es siempre mayor que c_v.

c) c_v es siempre mayor que c_p.

5. La capacidad calorífica de una sustancia:

a) Representa la cantidad de calor que es capaz de almacenar.

► ***b)*** Relaciona el calor transferido y la variación de temperatura que tiene lugar.

c) Es independiente de la cantidad de sustancia considerada.

6. En un proceso adiabático:

a) No se realiza trabajo alguno.

b) No varía la energía interna.

► ***c)*** No hay transferencia de calor.

7. En un sistema cerrado:

a) La energía se conserva siempre.

► ***b)*** No hay intercambio de materia con el entorno.

c) El volumen no puede variar.

8. En un proceso a volumen constante:

a) Se puede variar la energía interna realizando trabajo.

b) No se puede variar la energía interna.

► ***c)*** Solo se puede variar la energía interna si hay transferencia de calor.

9. Del calor y del trabajo puede decirse que:

a) Son formas de energía intercambiables.

► ***b)*** Son dos métodos de transferir energía.

► ***c)*** Todo el trabajo puede convertirse en calor, pero no todo el calor puede convertirse en trabajo.

10. Las sustancias con menor calor específico:

a) Tardan más en calentarse que las de mayor calor específico a igualdad de calor transferido.

► ***b)*** Se calientan más rápidamente, pero también se enfrían antes.

c) Varían poco su temperatura frente a las transferencias de calor.

Cuestiones previas (página 347)

1. ¿Serías capaz de definir el concepto de carga eléctrica?

Se trata de hacer ver lo complicado que puede resultar definir uno de los conceptos clave en física y que usamos tan poco reflexivamente. En el epígrafe 1.1 del libro de texto se ofrecerá una definición estándar.

2. ¿Qué entiendes por campo eléctrico?

En esta pregunta se pretende comprobar si, de alguna manera, los alumnos y alumnas relacionan el concepto de campo con el de zona de influencia.

3. ¿Puede una partícula cargada permanecer en reposo en el seno de un campo eléctrico? Razona tu respuesta.

Si la carga está sometida a la acción exclusiva de un campo eléctrico, nunca podrá permanecer en reposo.

4. ¿Para qué sirve un condensador?

Se trata de averiguar qué conocen de los condensadores. En general, desconocen que es un dispositivo de almacenamiento de carga.

5. ¿A qué velocidad crees que se desplazan los electrones por un hilo conductor cuando hay corriente eléctrica?

Está muy extendida la creencia de que los electrones se desplazan por los hilos conductores a la velocidad de la luz, y no es así. Es el pulso ondulatorio lo que se desplaza a esa velocidad, pero los electrones se mueven a velocidades del rango de 1 mm/s. En el caso de una corriente alterna, tan solo realizan movimientos oscilatorios.

Actividades (páginas 349/372)

1 En muchos días soleados de invierno habrás notado desagradables descargas al descender de un coche y tocar la chapa u otro metal. ¿Por qué ocurre eso? ¿Por qué no sucede lo mismo en días lluviosos o veraniegos?

La fricción con el aire hace que la carrocería metálica del coche se electrice. Dado que la carrocería está aislada del suelo, pues los neumáticos son de goma, esta queda cargada eléctricamente. Al descender del coche y tocar la carrocería, se produce la descarga hacia tierra a través de nuestro cuerpo.

Este hecho acontece con tiempo seco y soleado (propio de los días anticiclónicos de invierno), donde la humedad ambiental es escasa. Sin embargo, en verano o en días lluviosos, cuando la humedad ambiental es elevada, esto no ocurre, debido a que el aire húmedo se vuelve más conductor y propicia que la carrocería se descargue a través del aire.

2 Calcula la fuerza con que se repelen dos electrones separados entre sí por una distancia de 10^{-8} m y compara este resultado con el valor de la fuerza gravitacional con que se atraen.

Haciendo uso de la ley de Coulomb:

$$F = k\frac{QQ'}{r^2} = k\frac{e^2}{r^2}$$

Sustituyendo los datos:

$$F = 9 \cdot 10^9\ \text{N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{(1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{C})^2}{(10^{-8}\ \text{m})^2} = 2{,}3 \cdot 10^{-12}\ \text{N}$$

Calculando ahora la fuerza gravitacional con que se atraen:

$$F_g = G\frac{m_e^2}{r^2} = 6{,}67 \cdot 10^{-11}\ \text{N m}^2/\text{kg}^2 \cdot \frac{(9{,}1 \cdot 10^{-31}\ \text{kg})^2}{(10^{-8}\ \text{m})^2}$$

$$F_g = 5{,}52 \cdot 10^{-55}\ \text{N}$$

Así pues, la fuerza electrostática con que se repelen resulta ser $4{,}1 \cdot 10^{42}$ veces mayor que la fuerza gravitacional con que se atraen.

3 ¿A qué distancia deberían encontrarse dos cargas de 1 C para repelerse con una fuerza de 1 N?

A partir de la expresión de la ley de Coulomb, obtenemos:

$$r = \sqrt{k\frac{Q^2}{F}} = 94\,868{,}3\ \text{m}$$

4 ¿Con qué fuerza se atraen un protón y un electrón en el átomo de hidrógeno, si el radio atómico es de 0,3 Å?

Sustituyendo los datos en la expresión de la ley de Coulomb:

$$F = k\frac{e^2}{r^2} = 9 \cdot 10^9\ \text{N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{(1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{C})^2}{(0{,}3 \cdot 10^{-10}\ \text{m})^2} = 2{,}56 \cdot 10^{-7}\ \text{N}$$

5 Dos esferas de 20 g de masa, cargadas, se encuentran suspendidas de sendos hilos de 0,5 m de longitud que penden del mismo punto del techo. Al repelerse, se comprueba que los hilos forman un ángulo de 10° con la vertical.

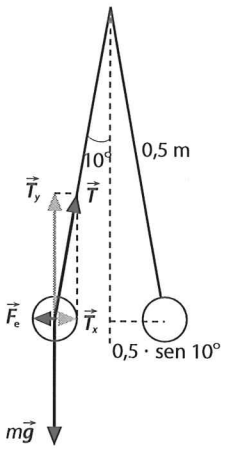
***a)* ¿Cuál es la fuerza con que se repelen las cargas?**

***b)* ¿Cuánto valen las cargas?**

a) Como puede comprobarse en la figura, la condición de equilibrio exige que:

$$mg = T\cos 10°$$

$$F_e = T\,\text{sen}\,10°$$



Con los datos del enunciado, podemos despejar T en la primera igualdad:

$$T = 0{,}2\ \text{N}$$

Sustituyendo este valor en la segunda igualdad, resulta:

$$F_e = 0{,}034\ \text{N}$$

b) Haciendo uso de este valor, podemos determinar la carga a partir de la expresión de la ley de Coulomb:

$$Q = \sqrt{F\frac{r^2}{k}} = 3{,}36 \cdot 10^{-7}\ \text{C}$$

donde $r = 2 \cdot 0{,}5 \cdot \text{sen}\ 10° = 0{,}173$ m, según puede desprenderse de la figura.

6 Dos cargas positivas de 3 μC se encuentran sobre el eje *X* en los puntos (−3, 0) y (3, 0), respectivamente. Determina la fuerza neta que ejercen sobre una tercera carga negativa de −2 μC en estos supuestos (escribe el resultado en notación vectorial):

***a)* La carga negativa se encuentra en el punto (0, 4).**

***b)* La carga negativa se encuentra en el punto (6, 0).**

c) La carga negativa se encuentra en el punto (2, 0).

d) La carga negativa se encuentra en el origen.

Nota: todas las distancias se expresan en metros.

Aplicando en todos los casos la expresión de la ley de Coulomb $\vec{F} = k\frac{QQ'}{r^2}\vec{u}_r = k\frac{QQ'}{r^2}\frac{\vec{r}}{r}$, obtenemos:

a) $\vec{F}_{total} = -3{,}456 \cdot 10^{-3}\vec{j}$ N

b) $\vec{F}_{total} = -6{,}67 \cdot 10^{-3}\vec{i}$ N

c) $\vec{F}_{total} = +0{,}052 \cdot 10^{-3}\vec{i}$ N

d) $\vec{F}_{total} = 0$

7 **Halla el vector campo eléctrico en el punto (7, 3) originado por:**

a) **Una carga de +3 μC que se encuentra en el punto (−1, 2).**

b) **Una carga de −5 μC que se encuentra en el punto (2, −5).**

Si utilizamos en ambos apartados la expresión de la ley de Coulomb, se consigue:

a) $\vec{E} = 412{,}2\vec{i} + 51{,}5\vec{j}$ N/C

b) $\vec{E} = -268\vec{i} - 428{,}7\vec{j}$ N/C

8 **Dos cargas positivas de 2 μC y 6 μC, respectivamente, se encuentran separadas 2 m. ¿A qué distancia de la carga mayor se halla el punto en el que se anulan los campos debidos a cada una de ellas?**

Llamemos x a la distancia desde la carga mayor al punto, Q a la carga mayor y Q' a la menor. En el punto donde el campo es nulo, los valores de los campos debidos a cada carga son iguales, por lo que se cumplirá que:

$$k\frac{Q}{x^2} = k\frac{Q'}{(2-x)^2}$$

Resolviendo la ecuación, se obtiene que $x = 1{,}268$ m.

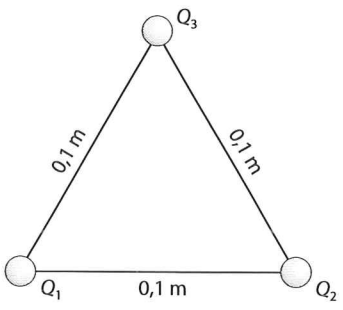
9 **¿Por qué no pueden cruzarse las líneas de fuerza del campo creado por dos o más cargas?**

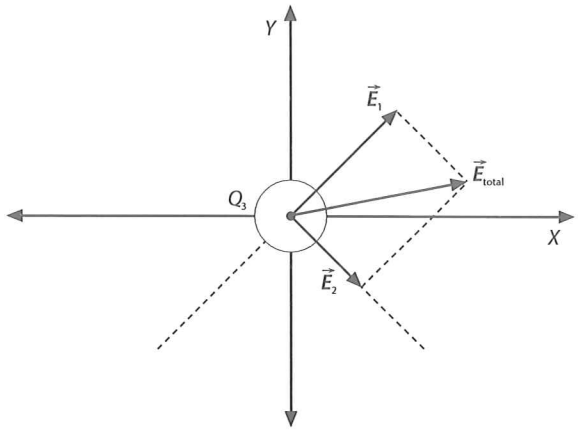
Por definición, las líneas de fuerza del campo son tangentes al vector $\vec{E}$ en cada punto, y en cada uno de esos puntos solo hay una dirección y valor del campo, pues aun en el caso de que existieran varias cargas, por aplicación del principio de superposición, habría un único vector de campo resultante.

10 **Una carga de 6 Q está a una distancia, d, de otra carga, $-Q$. Representa las líneas de fuerza del campo creado por ambas cargas.**

El campo creado por una carga puntual $E = k\,Q/r^2$ es proporcional al valor de la carga y la densidad de líneas de fuerza es proporcional al valor del campo; en consecuencia, de la carga de 6 Q saldrán seis veces más líneas de fuerza que las que entran en $-Q$. Así pues, si de 6 Q salen 18 líneas de fuerza, entrarán 3 en $-Q$.

11 **PAU** **Dos cargas, Q_1 y Q_2, de 4 μC y −2 μC, respectivamente, están situadas en los vértices de un triángulo equilátero, como se indica en la figura 14.14. Determina el valor del campo eléctrico resultante en el vértice superior, así como la fuerza resultante que actúa sobre la carga Q_3, de 1 μQ, situada en ese punto.**





El valor del campo creado en ese vértice por la carga Q_1 es:

$$E_1 = k\frac{Q_1}{r_1^2} = 3\,600\,000 \text{ N/C}$$

La dirección del campo es la recta que une Q_1 y Q_3, y su sentido es saliente de Q_1. Por otra parte, el valor del campo creado por Q_2 en ese mismo vértice es:

$$E_2 = k\frac{Q_2}{r_2^2} = -1\,800\,000 \text{ N/C}$$

Con el signo negativo se indica su sentido hacia la propia carga Q_2, como se aprecia en la figura.

Así pues, podemos descomponer los vectores $\vec{E}_1$ y $\vec{E}_2$ en sus componentes, con lo que se obtiene:

$$\vec{E}_1 = E_1 \cos 60°\,\vec{i} + E_1 \operatorname{sen} 60°\,\vec{j} \text{ N/C}$$

$$\vec{E}_1 = (1{,}80\vec{i} + 3{,}12\vec{j}) \cdot 10^6 \text{ N/C}$$

$$\vec{E}_2 = E_2 \cos 60°\,\vec{i} - E_2 \operatorname{sen} 60°\,\vec{j} \text{ N/C}$$

$$\vec{E}_2 = (0{,}90\vec{i} - 1{,}56\vec{j}) \cdot 10^6 \text{ N/C}$$

Por tanto, el campo resultante es:

$$\vec{E} = \vec{E}_1 + \vec{E}_2 = (2{,}70\vec{i} + 1{,}56\vec{j}) \cdot 10^6 \text{ N/C}$$

Teniendo en cuenta que $\vec{F} = Q\vec{E}$, resulta:

$$\vec{F}_3 = Q_3\vec{E} = 2{,}70\vec{i} + 1{,}56\vec{j} \text{ N}$$

12 **¿Podría una carga cualquiera permanecer en reposo en algún punto del campo creado por dos cargas iguales?**

Solo podría permanecer en reposo en aquel punto donde el campo resultante creado por ambas cargas iguales fuese cero, y eso únicamente ocurre en el punto medio de la línea que une ambas cargas.

13 **¿Cuánto vale el potencial creado por una carga de 6 μC a una distancia de 1,25 m?**

El potencial valdría:

$$V = k\frac{Q}{r} = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{6 \cdot 10^{-6} \text{ C}}{1{,}25 \text{ m}} = 43\,200 \text{ V}$$

14 **¿Cómo es el potencial de todos los puntos situados a la misma distancia de una carga puntual? Si consideráramos una superficie que incluyera todos esos puntos, ¿qué forma tendría esa superficie?**

Según se desprende de la expresión del potencial creado por una carga puntual, todos los puntos situados a igual distancia de la carga tienen el mismo valor de potencial. Si uniéramos todos esos puntos, obtendríamos una esfera de radio r (valor de la distancia) que constituiría una superficie equipotencial.

15 **Supongamos una carga positiva, Q, creadora de un campo. Razona cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:**

a) **Al aproximar a Q una carga testigo positiva, Q', la energía potencial del sistema aumenta.**

b) Al aproximar a Q una carga $-Q'$, la energía potencial del sistema aumenta.

c) Al alejar una carga $-Q'$, la energía potencial aumenta.

d) Al alejar una carga $+Q'$, la energía potencial aumenta.

a) La afirmación es correcta. Puesto que $E_p = Q'V$, y dado que el potencial aumenta a medida que la distancia disminuye, entonces, para una carga positiva, la energía potencial del sistema se eleva al acercarse ambas cargas. Esto se debe a que ha de hacerse un trabajo externo para posibilitar el acercamiento, por lo que la energía potencial del sistema aumenta.

b) Al contrario que en el caso anterior, esta propuesta es falsa, pues $E_p = -Q'V$, por lo que, al aproximar la carga $-Q'$, la energía potencial adquiere valores más negativos, es decir, disminuye. La razón estriba en que ahora es el propio sistema el que realiza el trabajo de acercamiento a expensas de su energía potencial, que se reduce.

c) Esta proposición es correcta, pues, para alejar una carga negativa, debe realizarse un trabajo externo, por lo que la energía potencial del sistema aumenta.

d) Esta proposición es falsa. Al alejar una carga $+Q'$, es el propio sistema el que realiza el trabajo, a costa de reducir su energía potencial (es decir, a costa de disminuir su propia capacidad de seguir realizando trabajo).

16 **¿Cuál es la velocidad final de un electrón acelerado a través de una diferencia de potencial de 15 000 V si estaba inicialmente en reposo?**

Si llamamos e a la carga del electrón y hacemos uso de la expresión 14.10 del libro de texto, obtendremos:

$$\frac{1}{2}mv_f^2 - \frac{1}{2}mv_0^2 = e\,\Delta V$$

Por tanto:

$$v = \sqrt{\frac{2e\,\Delta V}{m}} = 7{,}26 \cdot 10^7 \text{ m/s}$$

17 **Un electrón que se mueve con una velocidad de $2 \cdot 10^7 \vec{i}$ m/s entra en una región en la que existe un campo eléctrico uniforme de $6\,000\vec{i}$ N/C. ¿Qué movimiento describe? ¿Qué distancia recorre hasta que su velocidad se hace cero?**

Tendrá un movimiento rectilíneo uniformemente desacelerado. Su aceleración será:

$$a = -eE/m = -1{,}055 \cdot 10^{15} \text{ m/s}^2$$

Con esa aceleración, la distancia que recorre hasta que su velocidad se hace cero viene dada por:

$$d = -v_0^2/2a = 0{,}189 \text{ m} = 18{,}9 \text{ cm}$$

18 **Deduce qué papel desempeña un dieléctrico en lo referente al valor del campo eléctrico, E, a partir de la expresión válida para un condensador de placas planas y paralelas:**

$$V_a - V_b = Ed$$

Al intercalar un dieléctrico (material no conductor) entre las láminas de un condensador de placas planas y paralelas, las moléculas del dieléctrico se polarizan, con lo que disminuye el campo total entre las placas y, en consecuencia, la diferencia de potencial. De este modo, aumenta la capacidad del condensador.

19 **Si reducimos la distancia entre las placas planas y paralelas, ¿qué ocurre con la capacidad del condensador?**

a) Aumenta.

b) Disminuye.

c) Se mantiene invariable.

La respuesta correcta es la *a)*: al reducir la distancia, y puesto que el campo es uniforme, disminuye la diferencia de potencial entre las placas. En consecuencia, la capacidad del condensador aumenta.

20 **Las placas de un condensador de caras planas y paralelas están separadas 1 cm, tienen una carga de 100 μC y entre ellas existe una diferencia de potencial de 100 V. Halla:**

a) La capacidad del condensador.

b) El campo en el interior del condensador.

a) La capacidad será:

$$C = \frac{Q}{V_1 - V_2} = \frac{10^{-4}\text{ C}}{100\text{ V}} = 10^{-6}\text{ F} = 1\ \mu\text{F}$$

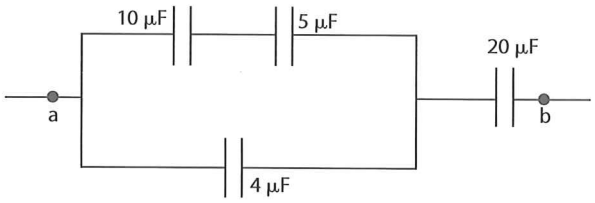
b) El campo en el interior de las placas valdrá:

$$E = \frac{V_1 - V_2}{d} = 10\,000 \text{ N/C}$$

21 **Se conectan cuatro condensadores como se indica en la figura 14.30.**

a) **¿Cuál es la capacidad equivalente entre los puntos a y b?**

b) **¿Cuál es la carga de cada condensador si $V_{ab} = 40$ V?**



Como es habitual en este tipo de problemas, procedemos a ir asociando capacidades de los condensadores y sumando los resultados de nuestras asociaciones.

En primer lugar, sumamos los condensadores de 10 μF y 5 μF:

$$\frac{1}{C_A} = \frac{1}{10\ \mu\text{F}} + \frac{1}{5\ \mu\text{F}};\ C_A = 3{,}33\ \mu\text{F}$$

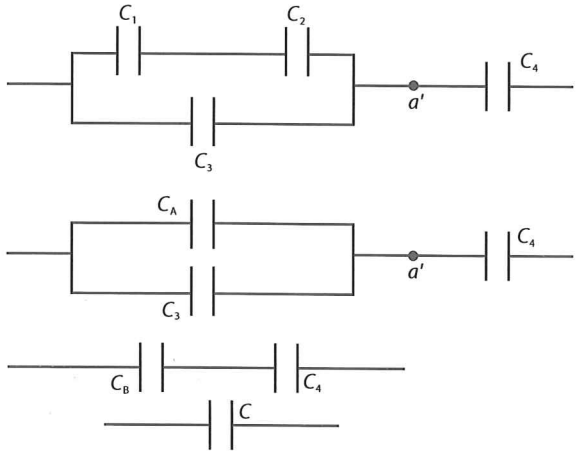
Ahora sumamos el C_1 hallado con el condensador de 4 μF:

$$C_B = C_A + 4\ \mu\text{F} = 7{,}33\ \mu\text{F}$$

Finalmente y siguiendo la misma mecánica, hallamos la capacidad equivalente entre esta suma, a la que hemos llamado C_B y el condensador de 20 μF.

$$\frac{1}{C} = \frac{1}{C_B} + \frac{1}{20\ \mu\text{F}};\ C = 5{,}36\ \mu\text{F}$$

Las figuras siguientes muestran la simplificación seguida hasta reducir el conjunto a un único condensador:



La diferencia de potencial entre los puntos a y b nos permite ahora calcular la carga almacenada en el conjunto de condensadores:

$$V_a - V_b = \frac{Q}{C};\ Q = 214{,}4\ \mu\text{C}$$

Esta carga es la almacenada en el condensador de 20 μF y es igual a la almacenada en el conjunto de los otros tres condensadores, por lo que podemos averiguar la diferencia de potencial entre a y a', que será:

$$V_a - V_{a'} = \frac{Q}{C_B} = 29{,}25\ \text{V}$$

Este valor nos permite calcular la carga almacenada en C_3:

$$Q_3 = C_3 (V_a - V_{a'}) = 117\ \mu\text{C}$$

Y de igual modo podemos calcular la carga almacenada en los condensadores de 10 μF y de 5 μF (que en ambos casos será la misma al estar conectados en serie). Puesto que C_A es la capacidad del condensador equivalente, entonces:

$$Q_A = C_A (V_a - V_{a'}) = 97{,}4\ \mu\text{C}$$

22 **¿Cuál es la carga que atraviesa una sección de conductor en 1 minuto si la intensidad de la corriente es de 15 mA? ¿Cuántos electrones han atravesado dicha sección en ese tiempo?**

A partir de la expresión de intensidad de corriente:

$$Q = It = 0{,}015\ \text{A} \cdot 60\ \text{s} = 0{,}9\ \text{C}$$

Puesto que la carga de cada electrón es $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C, el número de electrones que atraviesan la sección del conductor será:

$$\text{número de electrones} = \frac{0{,}9\ \text{C}}{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{C}} =$$

$$= 5{,}625 \cdot 10^{18}\ \text{electrones}$$

23 **Dos alambres (A y B) están hechos del mismo material y tienen la misma longitud. Se comprueba que la resistencia de A es el cuádruple que la de B. ¿Cómo son en comparación los diámetros de los alambres?**

Dado que:

$$R = \rho \frac{l}{S} = \rho \frac{l}{\pi r^2}$$

y como:

$$R_A = 4 \cdot R_B \Rightarrow \rho \frac{l}{\pi r_A^2} = 4 \cdot \rho \frac{l}{\pi r_B^2}$$

Despejando en esta última igualdad, resulta que $r_B = 2 \cdot r_A$.

Por tanto, $d_B = 2 \cdot d_A$.

24 **Se desea conseguir una resistencia de 10 Ω usando para ello hilo de nicromo (aleación de níquel y cromo) de 1 mm de diámetro. ¿Qué longitud de hilo debemos tomar? (Utiliza los datos de la tabla.)**

Material	ρ a 20 °C (Ω m)
Plata	$1{,}6 \cdot 10^{-8}$
Cobre	$1{,}7 \cdot 10^{-8}$
Aluminio	$2{,}8 \cdot 10^{-8}$
Hierro	$10 \cdot 10^{-8}$
Plomo	$22 \cdot 10^{-8}$
Mercurio	$96 \cdot 10^{-8}$
Nicromo	$100 \cdot 10^{-8}$
Carbono	$3\,500 \cdot 10^{-8}$
Vidrio	$10^{10} - 10^{14}$

A partir de la expresión de la resistencia, tenemos que:

25 $$l = \frac{RS}{\rho} = \frac{R(\pi r^2)}{\rho} = \frac{10\ \Omega \cdot \pi \cdot (5 \cdot 10^{-4}\ \text{m})^2}{10^{-6}\ \Omega\ \text{m}} = 7{,}85\ \text{m}$$

¿Cómo varía la resistencia si duplicamos la longitud y el diámetro?

Disminuye a la mitad de su valor inicial. Si inicialmente la resistencia valía:

$$R = \rho \frac{l}{\pi r^2}$$

al duplicar la longitud y el diámetro (y, en consecuencia, el radio), la nueva resistencia valdrá:

$$R = \rho \frac{2l}{\pi (2r)^2} = \rho \frac{l}{2\pi r^2}$$

26 **Por un hilo de nicromo de 50 cm de longitud y 0,5 mm de diámetro circula una corriente de 10 mA. ¿Cuál es la diferencia de potencial que se ha establecido entre los extremos del hilo?**

Con los datos ofrecidos podemos calcular la resistencia:

$$R = \rho \frac{l}{\pi r^2} = \frac{10^{-6}\ \Omega\ \text{m} \cdot 0{,}5\ \text{m}}{\pi\ (2{,}5 \cdot 10^{-4}\ \text{m})^2} = 2{,}54\ \Omega$$

Por tanto:

$$V_{ab} = IR = 0{,}025\,4\ \text{V}$$

27 **Tenemos una pila de 9,5 V, que puede conectarse a diversos conductores. Halla:**

a) **La intensidad que circulará si conectamos un conductor de 10 Ω.**

b) **La resistencia del conductor si la intensidad que circula es de 0,5 A.**

Mediante la ley de Ohm:

a) $I = \frac{V}{R} = 0{,}95\ \text{A}$

b) $R = \frac{V}{I} = 19\ \Omega$

28 **Un alambre presenta una resistividad de $5 \cdot 10^{-7}$ m y tiene 10 m de longitud y 1 mm² de sección. Calcula la intensidad de la corriente que lo atraviesa si se conecta a una diferencia de potencial de 12 V.**

La resistencia del alambre es:

$$R = \rho \frac{l}{S} = 5 \cdot 10^{-7}\ \Omega\ \text{m} \cdot \frac{10\ \text{m}}{10^{-6}\ \text{m}^2} = 5\ \Omega$$

Por tanto, la corriente que circula es:

$$I = \frac{V}{R} = 2{,}4\ \text{A}$$

29 **Se conectan en paralelo tres resistencias de 2 Ω, 5 Ω y 7 Ω, respectivamente, y se aplica entre los extremos de la asociación una diferencia de potencial de 24 V. Con estos datos halla:**

a) **La resistencia equivalente.**

b) **La intensidad total de la corriente.**

c) **La intensidad que pasa por cada resistencia.**

a) Siguiendo la fórmula:

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3}$$

se obtiene $R = 1{,}18$ W.

b) La intensidad será:

$$I = V_{ab}/R = 20{,}2\ \text{A}$$

c) La intensidad que pasa por cada resistencia viene determinada por:

$$I_i = V_{ab}/R_i$$

de donde resultan $I_1 = 12$ A, $I_2 = 4{,}8$ A e $I_3 = 3{,}43$ A; estas intensidades, sumadas, dan una resistencia total de 20,2 A.

30 **Repite el ejercicio anterior suponiendo que las resistencias se asocian en serie.**

Teniendo en cuenta que ahora:

$$R = R_1 + R_2 + R_3 = 14\ \Omega$$

se obtiene que la intensidad que circula es de 1,71 A.

Al estar conectadas en serie, esta intensidad es la que pasa por cada una de las resistencias.

31 **¿Qué energía se disipa en 10 min si conectamos una bombilla de 4 Ω a una batería que establece una diferencia de potencial de 12 V? Expresa el resultado en julios y en calorías.**

La intensidad que circula es:

$$I = \frac{V}{R} = \frac{12\ \text{V}}{4\ \Omega} = 3\ \text{A}$$

Por tanto, la energía disipada en 10 min es:

$$W = I^2Rt = (3\ \text{A})^2 \cdot 4\ \Omega \cdot 600\ \text{s} = 21\,600\ \text{J} = 5\,184\ \text{cal}$$

32 **¿Durante cuánto tiempo tendríamos que calentar 1/2 L de agua para aumentar su temperatura 30 °C si disponemos para ello de un calentador de resistencia de inmersión de 100 W?**

Nota: se supone que estamos trabajando en condiciones ideales, lo cual implica que no hay pérdidas de calor por las paredes o por la superficie del líquido.

El calor necesario en esa operación es:

$$Q = mc\,\Delta T = 15\,000\ \text{cal} = 62\,760\ \text{J}$$

Por tanto, ese debe ser el trabajo desarrollado por el calefactor. Como su potencia es conocida, entonces:

$$t = \frac{W}{P} = 627{,}6\ \text{s} = 10\ \text{min}\ 28\ \text{s}$$

33 **Un cazo eléctrico tiene una resistencia de 48,4 Ω y por él circula una corriente de 4,5 A. Calcula el tiempo que tarda en calentar 20 L de agua desde 15 °C hasta 50 °C.**

El trabajo que debe desarrollar el cazo eléctrico para calentar los 20 L de agua hasta esa temperatura es:

$$W = mc\,\Delta T = 700\,000\ \text{cal} = 2\,928\,800\ \text{J}$$

Por tanto, el tiempo necesario será:

$$t = \frac{W}{I^2R} = 2\,988{,}26\ \text{s} = 49\ \text{min}\ 48\ \text{s}$$

34 **Un calefactor de resistencia de 2 000 W que funciona a 220 V ha estado conectado durante 8 h. Calcula:**

a) **La resistencia del calefactor.**

b) **La energía consumida en kW h.**

c) **El coste de mantener encendido el calefactor si el kW h se factura a un décimo de euro.**

a) Como:

$$P = \frac{W}{t} = \frac{V^2}{R}$$

entonces:

$$R = \frac{V^2}{P} = \frac{(220\ \text{V})^2}{2\,000\ \text{W}} = 24{,}2\ \Omega$$

b) La energía consumida es:

$$W = Pt = 2\,000\ \text{W} \cdot (8 \cdot 3\,600)\ \text{s} = 57\,600\,000\ \text{J}$$

Expresada en kW h, es:

$$W = 57\,600\,000\ \text{J} \cdot \frac{1\ \text{kW h}}{3\,600\,000\ \text{J}} = 16\ \text{kW h}$$

c) Habrá gastado 1,6 €.

35 **¿Qué gasto supone tener conectado un lavavajillas de 1 200 W, una televisión de 70 W y un secador de pelo de 1 000 W durante 30 min, si el precio del kW h es de 0,1 euro?**

La energía total consumida, aplicando a los tres casos la expresión $W = Pt$, es de 4 086 000 J, lo que supondría un gasto de 0,11 €.

Debemos aclarar que ese no es el precio «real» del kilovatio hora, pues habría que añadir lo que las compañías eléctricas cobran por otros conceptos.

36 **Repite el ejercicio de la aplicación de la página 372 del libro de texto, eliminando la resistencia externa.**

Al eliminar la resistencia externa en la expresión del apartado *a)* de la aplicación, resulta $I = 2{,}14$ A, valor que, llevado a las expresiones de los apartados *b)*, *c)* y *d)*, conduce a que el voltaje real entre los bornes del generador es ahora de 7,72 V y la energía transformada por el motor en 10 min es de 5 778 J, mientras que las energías disipadas en el generador y en el motor son, respectivamente, de 5 495,52 J y 4 121,64 J.

Cuestiones y problemas (páginas 376/377)

Interacción electrostática y concepto de campo eléctrico

1 **Usando la electrización por fricción, ¿cómo podríamos diferenciar una varilla de material aislante de otra de material conductor?**

Al frotar un material aislante, la carga queda concentrada en la zona frotada. Este hecho se manifiesta por fenómenos de atracción o repulsión sobre otros materiales. Por el contrario, esto no sucede en los materiales conductores.

2 **¿Qué es el campo eléctrico? ¿Qué magnitudes se usan para caracterizarlo?**

Es la región del espacio donde una carga hace sentir su presencia (véase el epígrafe 2 del libro de texto). Para caracterizarlo se usan los conceptos de intensidad y de potencial.

3 **¿Qué efecto tiene un campo eléctrico sobre un material aislante? ¿Y sobre un material conductor? ¿Qué diferencias hay entre ambas situaciones?**

Produce una cierta polarización del material y hace que el campo resultante en el interior del mismo sea algo menor que el campo externo.

Por el contrario, en el caso de un material conductor, se crea un movimiento de cargas que no cesa hasta que el campo interior anula al exterior, de modo que el campo neto es cero en el interior del conductor.

4 **Un electrón y un protón se sitúan en el seno de un campo eléctrico uniforme. ¿Qué ocurrirá? Compara las aceleraciones que adquirirán ambas partículas.**

Se empezarán a mover en sentidos opuestos: el protón lo hará en el sentido del campo, mientras que el electrón lo hará en sentido opuesto. El valor de la fuerza que actúa sobre ambos es el mismo e igual a eE. Por tanto, las aceleraciones que adquirirán serán:

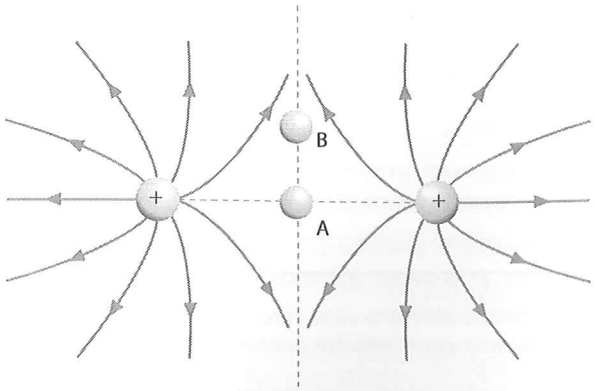
$$a = \frac{F}{m} = \frac{eE}{m}$$

Como la masa del protón es 1 840 veces mayor que la del electrón, su aceleración será 1 840 veces menor.

5 **Una carga, 14 Q, se halla próxima a otra, $-Q$. Dibuja el gráfico de las líneas de fuerza que salen de una de las cargas y entran en la otra.**

De la carga 14 Q salen 14 veces más líneas de las que entran a $-Q$. Por tanto, pueden dibujarse 28 líneas saliendo de 14 Q, de las cuales solo 2 entran en $-Q$.

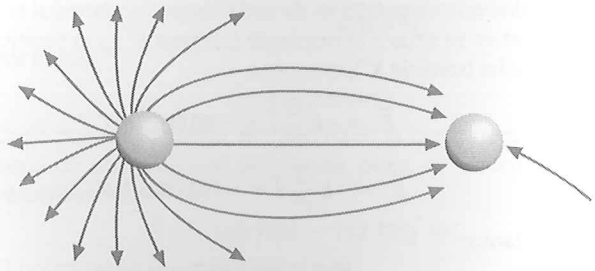
6 **¿Qué le ocurriría a una partícula negativa si es abandonada en el punto A de la figura? ¿Y si lo es en el punto B?**



En el punto A permanecería en reposo, pues el campo neto es cero en ese punto.

Por el contrario, si es abandonada en el punto B, actuaría sobre ella una fuerza dirigida verticalmente hacia abajo, que disminuiría hasta hacerse cero en el punto medio, para cambiar su sentido a continuación. En consecuencia, la partícula negativa comenzaría a oscilar alrededor del punto medio.

7 **En la figura se muestran las líneas de campo entre dos cargas desconocidas. Determina la relación entre Q y Q'. ¿Cuál es la carga positiva? ¿Y la negativa?**



La carga de la izquierda (Q) es tres veces mayor que la de la derecha (Q'), puesto que de ella salen 18 líneas de fuerza, de las que solo 6 llegan a Q'.

El signo de Q es positivo y el de Q' es negativo.

8 **¿Estaríamos a salvo en el interior de un vehículo durante una tormenta eléctrica intensa? Razona tu respuesta.**

Sí, pues el coche constituye una jaula de Faraday, por lo que distribuirá la carga por la carrocería de modo que el campo será nulo en el interior del vehículo.

9 **PAU** **Una carga puntual de 4 μC situada en el origen da lugar a un campo eléctrico. Determina el campo eléctrico en los puntos A (3, 0), B (0, 2), C (1, 1) y D (2, 4). ¿Qué ángulo forma el campo con el eje X en el punto D?**

El campo eléctrico en el punto A (3, 0) tiene por valor:

$$E_A = k\frac{Q}{x^2} = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{4 \cdot 10^{-6}\text{C}}{(3 \text{ m})^2} = 4\,000 \text{ N/C}$$

Como su dirección es a lo largo del eje X, se puede expresar vectorialmente:

$$\vec{E}_A = 4\,000\vec{i} \text{ N/C}$$

En el punto B (0, 2):

$$E_B = k\frac{Q}{y^2} = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{4 \cdot 10^{-6}\text{ C}}{(3 \text{ m})^2} = 9\,000 \text{ N/C}$$

Puesto que su dirección y sentido es el del eje Y positivo, entonces:

$$\vec{E}_B = 9\,000\vec{j} \text{ N/C}$$

En el punto C (1, 1):

$$E_C = k\frac{Q}{r_C^2}$$

En este caso:

$$r_C^2 = x^2 + y^2 = 2$$

Por tanto, sustituyendo, obtenemos:

$$E_C = 18\,000 \text{ N/C}$$

El vector $\vec{E}_C$ forma 45° con los ejes X e Y, por lo que las componentes E_{Cx} y E_{Cy} serán:

$$E_{Cx} = E_{Cy} = E_C \text{ sen } 45° = 12\,728 \text{ N/C}$$

Así, dado que el campo es saliente:

$$\vec{E}_C = 12\,728\vec{i} + 12\,728\vec{j} \text{ N/C}$$

En el punto D (2, 4), tenemos que:

$$r_D^2 = x^2 + y^2 = 20$$

Por tanto:

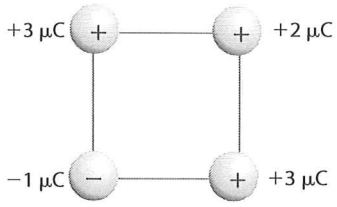
$$E_D = k\frac{Q}{r_D^2} = 1\,800 \text{ N/C}$$

El vector $\vec{E}_D$ forma un ángulo de 63,43° con el eje X (según puede comprobarse al ser tg $\alpha = 4/2 = 2$).

Por tanto:

$$\vec{E}_D = E_D \cos\alpha\,\vec{i} + E_D \text{ sen } \alpha\,\vec{j} \text{ N/C} = 805\vec{i} + 1\,610\vec{j} \text{ N/C}$$

10 **PAU** **Cuatro cargas puntuales están situadas en los vértices de un cuadrado de 0,5 m de lado, como se ve en la figura. ¿Cuál es la fuerza que actúa sobre la carga negativa? ¿Cuánto vale el campo eléctrico en la posición que ocupa la carga negativa?**



Las magnitudes de las fuerzas que ejercen las cargas de +3 μC sobre la carga negativa son iguales a:

$$F_1 = F_3 = k\frac{QQ'}{r^2} = 0{,}108 \text{ N}$$

Vectorialmente:

$$\vec{F}_1 = 0{,}108\vec{i} \text{ N}$$

$$\vec{F}_3 = 0{,}108\vec{j} \text{ N}$$

En cuanto a la magnitud de la fuerza que ejerce la carga de +2 μC sobre la carga negativa, vale:

$$F_2 = k\frac{QQ'}{r_2^2} = 0{,}036 \text{ N}$$

donde:

$$r_2^2 = 0{,}5^2 + 0{,}5^2 = 0{,}5$$

Por otra parte, dicha fuerza se dirige hacia la carga positiva y forma 45° con los ejes, por lo que, vectorialmente:

$$\vec{F}_2 = 0{,}025\vec{i} + 0{,}025\vec{j} \text{ N}$$

De este modo, la fuerza total que actúa sobre la carga negativa es:

$$\vec{F} = \vec{F}_1 + \vec{F}_2 + \vec{F}_3 = 0{,}133\vec{i} + 0{,}133\vec{j} \text{ N}$$

y su módulo vale:

$$F = 0{,}188 \text{ N}$$

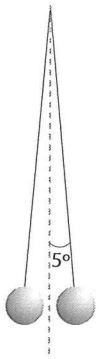
En cuanto al campo eléctrico en la posición que ocupa la carga negativa, será:

$$\vec{E} = \frac{\vec{F}}{Q} = \frac{(0{,}133\vec{i} + 0{,}133\vec{j}) \text{ N}}{(-10^{-6}) \text{ C}} = -133\,000\vec{i} - 133\,000\vec{j} \text{ N/C}$$

Su valor es:

$$E = 188\,090 \text{ N/C}$$

D 11 **Dos pequeñas esferas de idéntica carga y 15 g de masa cada una se encuentran suspendidas en equilibrio como se muestra en la figura. Si la longitud de cada hilo es de 20 cm y el ángulo que forman con la vertical es de 5°, calcula la carga de las esferas.**



En el equilibrio se cumplen las siguientes igualdades de módulos:

$$T\cos 5° = mg$$

$$T\,\text{sen}\,5° = F_e$$

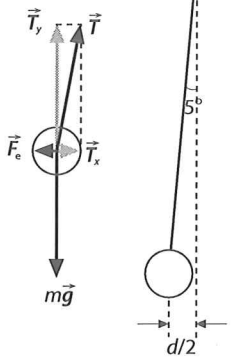
Resolviendo con los datos del enunciado, obtenemos:

$$F_e = 0{,}012\,86\ \text{N}$$

Dado que:

$$F_e = k\frac{Q^2}{d^2}$$

y que, como puede verse en la figura:



$$d = 2 \cdot 0{,}2 \cdot \text{sen}\,5°$$

se obtiene:

$$Q = 4{,}1 \cdot 10^{-8}\ \text{C}$$

Concepto de potencial y movimiento de partículas cargadas

12 **¿En qué sentido se desplazan las cargas negativas en un campo eléctrico: de mayor a menor potencial, o al revés?**

De menor a mayor potencial (véase el epígrafe 3.5).

13 **El potencial eléctrico en un cierto punto del espacio es cero. ¿Podemos asegurar que no existen cargas en sus inmediaciones?**

No, podría ocurrir que existieran cargas de distinto signo, de modo que el potencial total creado por ellas en ese punto fuese cero.

14 **¿Qué trayectoria seguirá un electrón que entra perpendicularmente en un campo eléctrico dirigido verticalmente hacia arriba? ¿Y un protón?**

Actuará sobre el electrón una fuerza verticalmente dirigida hacia abajo, que curvará su trayectoria obligándole a describir una semiparábola como las estudiadas en el lanzamiento horizontal.

Lo mismo le ocurrirá al protón, pero en sentido opuesto.

D 15 **¿Cómo emplearías un campo eléctrico para separar iones atómicos de la misma carga, pero de distinta masa?**

Haciéndolos entrar perpendicularmente al campo. Si la carga es idéntica, actuará sobre ellos la misma fuerza. Sin embargo, la aceleración que esa fuerza comunica a los iones es inversamente proporcional a la masa.

De ese modo, a mayor masa, menor será la curvatura de la trayectoria y, por el contrario, cuanto menor sea la masa, más curvada será la trayectoria.

16 **Una carga negativa se mueve en la dirección y el sentido de un campo eléctrico uniforme. ¿Aumenta o disminuye la energía potencial del sistema? ¿Y el potencial eléctrico? ¿Cambiaría tu respuesta si la partícula fuese un protón?**

La energía potencial del sistema aumenta, pues, para lograr ese movimiento del electrón, es preciso realizar un trabajo externo sobre él, lo que implica un aumento de la energía potencial. Por su parte, el potencial eléctrico disminuye con la distancia.

En el caso de un protón, la respuesta a la primera parte sería la opuesta, es decir, disminuye la energía potencial.

17 **El potencial eléctrico en cierta región del espacio es constante. ¿Y el campo eléctrico en dicha región?**

El campo eléctrico sería cero, pues si no hay diferencias de potencial entre distintos puntos, no hay campo eléctrico.

18 **¿Por qué no se electrocutan los pájaros que se posan sobre los cables de alta tensión?**

Solo podrían electrocutarse si estuvieran en contacto con dos cables entre los que hubiera una diferencia de potencial. Pero tal diferencia de potencial no existe al posarse sobre un único cable.

19 **PAU** **Determina el campo eléctrico en el punto medio del segmento que une dos cargas de −5 μC y +12 μC, respectivamente, situadas a 1,5 m una de la otra. Calcula también el potencial en dicho punto.**

Tomamos como origen del sistema de referencia el punto medio, que dista 0,75 m de cada carga. Por tanto, si la carga negativa se sitúa a la izquierda (semieje X^-) y la positiva a la derecha (semieje X^+), entonces:

$$\vec{E}_- = -k\frac{Q}{r^2}\vec{i} = -80\,000\vec{i}\ \text{N/C}$$

$$\vec{E}_+ = -k\frac{Q'}{r'^2}\vec{i} = -192\,000\vec{i}\ \text{N/C}$$

Por tanto:

$$\vec{E} = -272\,000\vec{i}\ \text{N/C}$$

El signo negativo indica que el campo eléctrico total está dirigido hacia la carga negativa.

El valor del potencial será:

$$V = V_- + V_+ = k\frac{(-5 \cdot 10^{-6}\ \text{C})}{r} + k\frac{12 \cdot 10^{-6}\text{C}}{r}$$

Sustituyendo los datos:

$$V = -60\,000\ \text{V} + 144\,000\ \text{V} = 84\,000\ \text{V}$$

20 **PAU** **Una carga de 2 μC está situada en el origen, mientras que otra de 10 μC se encuentra en el punto (0, 2) m. ¿En qué punto tendrá el campo eléctrico un valor cero? ¿Cuánto vale el potencial en ese punto?**

El campo será cero en el punto intermedio en el que los valores del campo creado por cada una de las cargas en dicho punto sean iguales. Su sentido es contrario, ya que ambas cargas son positivas y, en consecuencia, los vectores son salientes respecto de cada carga.

Así, si llamamos y a la distancia entre la carga situada en el origen y el punto, la segunda carga se encontrará a una distancia $2 - y$, por lo que:

$$k\frac{Q}{y^2} = k\frac{Q'}{(2-y)^2}$$

Resolviendo, obtenemos:

$$y = 0{,}618\ \text{m}$$

Por tanto, el punto en el que el campo es nulo es:

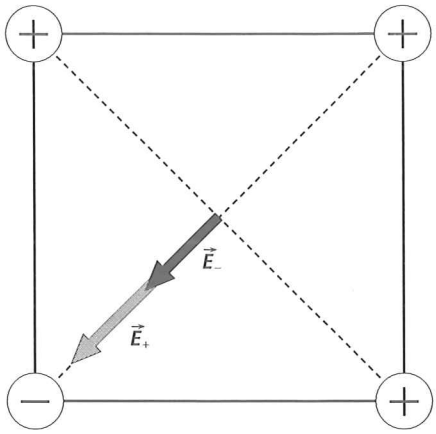
$$\text{P}\ (0,\ 0{,}618)\ \text{m}$$

El valor del potencial en dicho punto es:

$$V = V_1 + V_2 = k\frac{Q}{y} + k\frac{Q'}{2-y} = 94\,249\ \text{V}$$

21 **Calcula el campo eléctrico y el potencial en el centro del cuadrado de la disposición de cargas del problema 10.**

Los campos creados por las cargas de $+3$ μC se anulan mutuamente, por lo que el campo total será la suma de los campos creados en ese punto por las cargas de -1 μC y $+2$ μC, que en ambos casos están dirigidos hacia la carga negativa.



$$E_+ = k\frac{Q}{r^2} = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{2 \cdot 10^{-6} \text{ C}}{0{,}125 \text{ m}^2} = 144\,000 \text{ N/C}$$

$$E_- = k\frac{Q'}{r^2} = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{1 \cdot 10^{-6} \text{ C}}{0{,}125 \text{ m}^2} = 72\,000 \text{ N/C}$$

Por lo que:

$$E = 216\,000 \text{ N/C}$$

Dado que es un vector dirigido hacia la carga negativa a lo largo de una diagonal (formando, pues, 45°), escribiremos vectorialmente:

$$\vec{E} = -152\,735\vec{i} - 152\,735\vec{j} \text{ N/C}$$

El potencial en el punto central será:

$$V = V_1 + V_2 + V_3 + V_4$$

$$V = 9 \cdot 10^9 \text{ N m}^2/\text{C}^2 \cdot \frac{(3 + 2 + 3 - 1) \cdot 10^{-6} \text{C}}{0{,}35 \text{ m}}$$

$$V = 180\,000 \text{ V}$$

22 **PAU** **En una región con un campo eléctrico uniforme de $15\,000\vec{i}$ N/C entra un electrón a $2 \cdot 10^6\vec{i}$ m/s. Calcula:**

a) **La aceleración que adquiere el electrón.**

b) **El tiempo que tarda en llegar al reposo desde que entró en el campo.**

c) **La distancia que recorre en el seno del campo hasta quedar en reposo.**

a) El electrón se verá sometido a una fuerza:

$$\vec{F} = -e\vec{E}\vec{i} \text{ N}$$

Por tanto:

$$-eE = ma$$

Con lo que:

$$a = -eE/m = -2{,}6 \cdot 10^{15} \text{ m/s}^2$$

Es decir:

$$\vec{a} = -2{,}6 \cdot 10^{15}\vec{i} \text{ m/s}^2$$

b) Puesto que $v = v_0 - at$, entonces $0 = v_0 - at$, de donde se obtiene:

$$t = 7{,}58 \cdot 10^{-10} \text{ s}$$

c) La distancia que recorre hasta quedar en reposo la determinamos a partir de $v^2 = v_0^2 - 2ax$ haciendo $v = 0$, por lo que:

$$x = \frac{v_0^2}{2a} = 7{,}58 \cdot 10^{-4} \text{m}$$

23 **¿Qué diferencia de potencial necesitaríamos para acelerar un protón desde el reposo hasta una velocidad igual al 40% de la de la luz?**

La velocidad que alcanza el protón es 0,4 *c*, por lo que:

$$1/2\ m\ (0{,}4\ c)^2 = Q\ \Delta V \Rightarrow \Delta V = 7{,}5 \cdot 10^7 \text{ V}$$

Para ello, consideramos que la masa del protón es $1{,}67 \cdot 10^{-27}$ kg.

24 **Moviéndose en la dirección *X*, un electrón tiene una velocidad de $4 \cdot 10^6$ m/s en el punto (0, 0), mientras que su velocidad es de $2 \cdot 10^5$ m/s en el punto (6, 0). Calcula la diferencia de potencial entre el punto (0, 0) y el punto (6, 0). ¿Cuál de ellos tiene un potencial mayor?**

Al pasar del punto (0, 0) al punto (6, 0), se cumple que:

$$1/2\ m\ (v^2 - v_0^2) = -e\ (V_1 - V_2)$$

Resolviendo, obtenemos:

$$V_1 - V_2 = 45{,}38 \text{ V}$$

Como puede verse, es mayor el potencial en el punto (0, 0), pues los electrones se deceleran al pasar de puntos de mayor a menor potencial.

Concepto de capacidad y condensadores

25 **¿Cómo puede aumentarse la capacidad de un condensador?**

Aumentando la carga o disminuyendo la diferencia de potencial (se intercala para ello un dieléctrico o se reduce la separación entre las placas).

26 **¿Qué le ocurre a la capacidad de un condensador de placas planas y paralelas si *a)* disminuimos a la mitad la separación entre las placas, *b)* aumentamos al doble la diferencia de potencial entre las placas, *c)* duplicamos la carga?**

Partimos de la base de que la capacidad de un condensador viene definida como:

$$C = \frac{Q}{V_1 - V_2}$$

donde, además, si el condensador es de placas planas y paralelas, $V_1 - V_2 = Ed$, expresión en la que d es la distancia entre placas.

Por tanto: ***a)*** Si d se reduce a la mitad, se reduce a la mitad la diferencia de potencial (pues E es uniforme), por lo que la capacidad se duplica. ***b)*** Al duplicar la diferencia de potencial, la capacidad se reduce a la mitad. ***c)*** Al duplicar la carga, se duplica la capacidad.

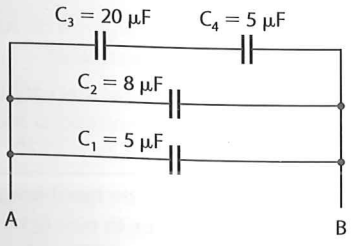
27 **¿Qué crees que puede ocurrirle a la capacidad de un condensador con dieléctrico si aumentamos la temperatura?**

Al aumentar la temperatura, favorecemos el movimiento térmico molecular y, con él, la desorientación de los dipolos formados. De ese modo, al desaparecer el efecto del dieléctrico, aumenta la diferencia de potencial y disminuye la capacidad del condensador.

28 **Si la diferencia de potencial entre A y B en el dispositivo de condensadores de la figura es de 40 V, determina:**

a) **La capacidad equivalente total del circuito.**

b) **La carga acumulada en cada condensador.**



a) $\frac{1}{C_3}+\frac{1}{C_4}=\frac{1}{C_{20+5}}$; $C_{20+5}=4\ \mu F$

$$C_{20+5}+C_2+C_1=C_T=17\ \mu F$$

b) En primer lugar, téngase en cuenta que C_3 y C_4 tendrán la misma carga por estar conectados en serie.

Además, dada la disposición de los bornes, todos los condensadores estarán sometidos a la misma diferencia de potencia de 40 V, de lo que se deduce que:

$$Q_1=VC_1=200\ \mu C$$

$$Q_2=VC_2=320\ \mu C$$

$$Q_3=Q_4=VC_{20+5}=160\ \mu C$$

29 Dos condensadores se conectan en paralelo, mientras que otros dos idénticos se conectan en serie. ¿Qué combinación resultaría más peligrosa de manejar si se conectan a una fuente que da un mismo voltaje en ambos casos?

Parece razonable pensar que la peligrosidad se mide en la carga, en culombios, de los condensadores, y esta es función de sus capacidades (idénticas), la diferencia de potencial entre los bornes (también la misma) y su disposición (serie o paralelo).

Recordemos, además, que $Q = CV$.

Con los datos que nos dan, los condensadores en paralelo suman una capacidad mayor y, por lo tanto, una carga mayor. En consecuencia, esta combinación será la más peligrosa.

30 La separación entre las placas planas de un condensador de láminas paralelas es de 0,5 cm. Las láminas están cargadas con 150 μC, y la diferencia de potencial entre ellas es de 125 V.

***a)* ¿Cuál es la capacidad del condensador?**

***b)* ¿Cuánto vale el campo en el interior del condensador?**

***c)* ¿De qué manera podría aumentarse la capacidad del condensador?**

a) La capacidad del condensador es:

$$C=\frac{Q}{\Delta V}=1{,}2\cdot10^{-6}\ F=1{,}2\ \mu F$$

b) El campo en el interior viene dado por:

$$E=\frac{\Delta V}{d}=25\,000\ N/C$$

c) Intercalando, por ejemplo, un dieléctrico entre las placas.

Corriente eléctrica y concepto de resistencia: circuitos sencillos

31 ¿Es lo mismo la fuerza electromotriz que la diferencia de potencial entre los bornes de un generador?

No; la diferencia de potencial se obtiene restando a la fuerza electromotriz la caída óhmica propia del generador, debida a la resistencia interna del mismo.

32 ¿En qué consiste el efecto Joule? ¿De qué factores depende?

En la disipación de energía que se produce a través de una resistencia.

Depende de la intensidad de corriente, de la resistencia y del tiempo.

33 ¿Cómo podríamos saber si un conjunto de luces navideñas están conectadas en serie o en paralelo?

Si al retirar una de ellas se apaga todo el conjunto, es que están conectadas en serie; por el contrario, si las demás siguen luciendo, es que están conectadas en paralelo.

34 Un alambre de Cu y otro de Al de igual longitud tienen la misma resistencia; ¿cuál de ellos es más grueso?

Las resistividades para el cobre y el aluminio son $1{,}7\cdot10^{-8}\ \Omega$ m y $2{,}8\cdot10^{-8}\ \Omega$ m, respectivamente. Dado que la resistencia viene dada por $R=\rho\ l/S$, si la resistencia y la longitud son iguales, tendrá mayor sección el de mayor resistividad, es decir, será más grueso el de aluminio.

35 ¿Puede un generador producir un voltaje mayor que su fuerza electromotriz?

No. El voltaje real de un generador equivale a la fuerza electromotriz disminuida por la caída óhmica propia del generador.

36 ¿Qué puede ocurrir si se impide el giro de un motor, bloqueándolo?

Aumentaría la intensidad que circula por el resto del circuito, con lo que se incrementaría el calor disipado por el efecto Joule, con el consiguiente peligro de que el circuito acabe quemándose.

37 ¿Cómo puedes disponer varias resistencias de 8 Ω para que circule una intensidad de 1,25 A al establecer una diferencia de potencial de 100 V?

La resistencia total será:

$$R=\frac{V}{I}=\frac{100\ V}{1{,}25\ A}=80\ \Omega$$

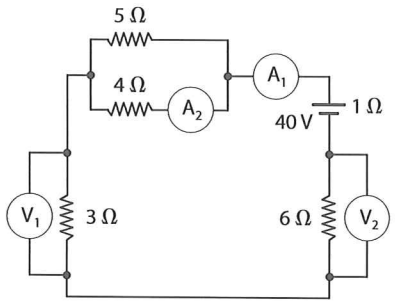
Por tanto, debemos disponer diez resistencias en serie.

38 ¿Qué resistencia debe conectarse en serie a un generador de 24 V y 1 Ω para que circule una corriente de 1,5 A?

La resistencia total del circuito es $R+r=\varepsilon/I=16\ \Omega$.

Como $r=1\ \Omega$, entonces $R=15\ \Omega$.

D39 ¿Qué indicarán los amperímetros y los voltímetros intercalados en el circuito de la figura?



La resistencia equivalente a las de 5 Ω y 4 Ω vale:

$$\frac{1}{R_1}=\frac{1}{4}+\frac{1}{5}\Rightarrow R_1=2{,}22\ \Omega$$

De este modo, la resistencia externa total del circuito es:

$$R=2{,}22+3+6=11{,}22\ \Omega$$

Así pues, la intensidad que circula por el circuito será:

$$I=\frac{\varepsilon}{R+r}=3{,}27\ A$$

Por tanto, la diferencia de potencial entre los extremos de las resistencias es:

- Entre los extremos de las resistencias en paralelo:

$$V_0=IR_1=7{,}26\ V$$

- Entre los extremos de la resistencia de 3 Ω:

$$V_1=IR=3{,}27\ A\cdot3\ \Omega=9{,}81\ V$$

- Entre los extremos de la resistencia de 6 Ω:

$$V_2=IR'=3{,}27\ A\cdot6\ \Omega=19{,}62\ V$$

El amperímetro A_1 marcará la corriente que circula por el circuito (3,27 A), mientras que el amperímetro A_2 marcará la intensidad que circula por la resistencia de 4 Ω, que es:

$$I'=V_0/4=1{,}8\ A$$

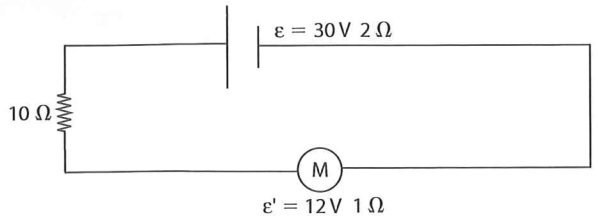
40 **En el circuito de la figura, un motor de $\varepsilon' = 12$ V y de 1 Ω es alimentado por una batería de 30 V y 2 Ω. Si las resistencias externas son equivalentes a 10 Ω, calcula:**

a) **La intensidad que circula por el circuito.**

b) **El voltaje entre los bornes del generador.**

c) **La potencia del motor.**

d) **La energía disipada en cada dispositivo del circuito si está funcionando durante 20 min.**



a) $I = \dfrac{\varepsilon - \varepsilon'}{R + r + r'} = \dfrac{18\text{ V}}{13\ \Omega} = 1{,}38\text{ A}$

b) $V_{ab} = \varepsilon - Ir = 30\text{ V} - 1{,}38\text{ A} \cdot 2\ \Omega = 27{,}24\text{ V}$

c) $P = \varepsilon' I = 16{,}56\text{ W}$

d) Energía disipada en el generador:

$$W = I^2 rt = 4\,570{,}56\text{ J}$$

Energía disipada en la resistencia:

$$W = I^2 Rt = 22\,852{,}8\text{ J}$$

Energía disipada en el motor:

$$W = I^2 r't = 2\,285{,}28\text{ J}$$