

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

1. El azufre y el hierro se combinan originando sulfuro de hierro, según los datos de la primera fila de la tabla. Completa las otras filas de la tabla con la cantidad necesaria de sulfuro de hierro.

Azufre (g)	Hierro (g)	Sulfuro (g)
4	7	11
8	14	
2	3,5	

- Los datos de la primera fila de la tabla indican que 4 g de azufre se combinan exactamente con 7 g de hierro para formar 11 g de sulfuro de hierro, cumpliéndose la ley de conservación de la masa y sin que sobre nada de reactivos.
 - En la segunda fila, partimos de 8 g de azufre, que se combinarán exactamente con 14 g de hierro, manteniéndose la misma proporción que en el caso anterior, y por tanto se formarán, según la ley de conservación de la masa, 22 g de sulfuro de hierro.
 - En la tercera fila, se combinan 2 g de azufre con 3,5 g de hierro, como se encuentran en la misma proporción, no hay reactivo en exceso, se formarán exactamente 5,5 g de sulfuro de hierro.
2. El plomo se combina con el oxígeno en condiciones diferentes para formar dos óxidos de plomo distintos, según los datos de la tabla:

Plomo (g)	Oxígeno (g)
20	1,544
20	3,088

A partir de los datos, comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

En la primera combinación, la relación entre el plomo y el oxígeno es: $\frac{\text{masa plomo}}{\text{masa oxígeno}} = \frac{20 \text{ g}}{1,544 \text{ g}}$

En la segunda combinación, la relación es: $\frac{\text{masa plomo}}{\text{masa oxígeno}} = \frac{20 \text{ g}}{3,088 \text{ g}} = \frac{20}{1,544 \cdot 2}$

Relación entre las masas de oxígeno: $1,544 \cdot 2 / 1,544 = 2$

Se observa, que una cantidad fija de uno de ellos, los 20g de plomo, se combina en el primer caso con 1,544g de oxígeno, y en la segunda combinación, con un múltiplo de la cantidad anterior de oxígeno, $1,544 \text{ g} \cdot 2 = 3,088 \text{ g}$, cumpliéndose la ley de las proporciones múltiples.

3. Se sabe que 1 L de hidrógeno reacciona con 0,5 L de oxígeno para producir 1 L de agua en forma de gas (todas las cantidades están medidas en las mismas condiciones de presión y temperatura). Indica cuánto hidrógeno y cuánto oxígeno son necesarios para producir 16 L de vapor de agua en las mismas condiciones de p y T .

Teniendo en cuenta la ley de los volúmenes de combinación, se pueden establecer las siguientes proporciones:

$$16 \text{ L de agua} \cdot \frac{1 \text{ L de hidrógeno}}{1 \text{ L de agua}} = 16 \text{ L de hidrógeno}$$

$$16 \text{ L de agua} \cdot \frac{0,5 \text{ L de oxígeno}}{1 \text{ L de agua}} = 8 \text{ L de oxígeno}$$

4. Al reaccionar, a igual presión y temperatura, un volumen de nitrógeno con dos volúmenes de oxígeno se obtienen dos volúmenes de dióxido de nitrógeno.

a) Interpreta la reacción según Avogadro.

b) Deduce la composición de las moléculas de nitrógeno y oxígeno.

a) La relación entre los volúmenes de combinación es:



Interpretación de Avogadro:



b) Las moléculas de nitrógeno están formadas por dos átomos de nitrógeno (N_2), al igual que las moléculas de oxígeno (O_2).

5. Si 1 mol fuese equivalente a 1 docena, en un vaso con 5 mol de agua:

a) ¿Cuántas moléculas de agua habría?

b) ¿Cuántos átomos de oxígeno e hidrógeno habría?

a) En el caso de que 1 mol equivaliese a una docena de unidades, en 5 moles habría 5 docenas de moléculas, esto es, $5 \cdot 12 = 60$ moléculas de agua.

b) Teniendo en cuenta que una molécula de agua está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno, en 60 moléculas de agua habrá 60 átomos de oxígeno y 120 átomos de hidrógeno.

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

6. **Calcula los moles y el número de átomos de oro que contiene un lingote de 1 kg valorado en más de 40 000 euros. Masa atómica del oro (u): 197.**

A partir de la masa atómica y de la masa del lingote de oro, se obtiene el número de moles:

$$1000 \text{ g de oro} \cdot \frac{1 \text{ mol de oro}}{197 \text{ g de oro}} = 5 \text{ mol de oro}$$

Conocido el número de moles y el número de Avogadro, se obtienen los átomos de oro:

$$5 \text{ mol de oro} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo de oro}}{1 \text{ mol de oro}} = 3 \cdot 10^{24} \text{ mol de oro}$$

7. **¿Qué volumen, medido a 0 °C y 1 atm, ocuparán 64 g de un gas cuya masa molar es 32 g mol⁻¹?**

A 0 °C y 1 atm, el volumen molar de un gas es de 22,4 L. Como su masa molar es 32 g mol⁻¹, 64 g son 2 moles, por lo que su volumen será 22,4 · 2 = 44,8 L.

8. **Un cilindro de almacenamiento de nitrógeno para uso industrial, de 25 L de volumen, contiene este gas a 1 bar de presión y 0 °C de temperatura.**

a) **Calcula los moles de nitrógeno que contiene.**

b) **¿Cuántas moléculas de nitrógeno (N₂) contiene?**

Masa atómica (u): N = 14,0.

a) A 1 bar de presión y 0 °C, el volumen molar es 22,7 L. Por lo tanto, tenemos 25 / 22,7 = 1,1 mol.

b) Para calcular el número de moléculas usamos el número de Avogadro:

$$1,1 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,63 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

9. **Un globo de aire caliente ocupa un volumen de 300 m³ a una temperatura de 25 °C. ¿Qué volumen ocupará el mismo aire si se calienta hasta una temperatura de 200 °C?**

Como la presión permanece constante, se aplica la ley de Charles: el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{300 \text{ m}^3}{(25 + 273) \text{ K}} = \frac{V_2}{(200 + 273) \text{ K}} \rightarrow V_2 = 476,2 \text{ m}^3$$

10. **¿Por qué aumentan de volumen los globos de helio cuando ascienden en la atmósfera?**

Al ser el helio menos denso que el aire, los globos llenos de helio ascienden. Como la presión atmosférica disminuye con la altura, teniendo en cuenta la ley de Boyle (suponiendo temperatura constante), el volumen irá aumentando hasta hacerlo explotar.

11. **El monóxido de dinitrógeno (antiguo óxido nitroso), N₂O, es popularmente conocido como gas de la risa.**

a) **Calcula el volumen ocupado por dos moles de N₂O a la presión de 1 atm y 0 °C de temperatura.**

b) **Un globo contiene un mol de gas de la risa y ocupa un volumen de 15 L a la presión de 1,5 atm. Calcula la temperatura a la que se encontrará el gas.**

a) A partir de la ecuación general de los gases ideales, se despeja el volumen y se sustituyen los datos del enunciado en las unidades que indica la constante R:

$$p \cdot V = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{p} \rightarrow V = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/Kmol} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 44,8 \text{ L}$$

b) De forma semejante, se despeja la temperatura de la ecuación de los gases ideales:

$$p \cdot V = nRT \rightarrow T = \frac{pV}{nR} \rightarrow T = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/Kmol}} = 274,4 \text{ K}$$

12. **Un mol de CO₂ ocupa 5 L a 27 °C. Calcula la presión que ejerce el gas utilizando:**

a) **La ecuación del gas ideal.**

b) **La ecuación de Van der Waals.**

Datos: R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹; a = 3,59 atm L² mol⁻²; b = 0,0427 L mol⁻¹.

a) $pV = nRT \rightarrow p = \frac{nRT}{V} \rightarrow p = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 300}{5} = 4,92 \text{ atm}$

b) $\left(p + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \rightarrow p = \frac{RT}{V - b} - \frac{a}{V^2} \rightarrow p = \frac{0,082 \cdot 300}{5 - 0,0427} - \frac{3,59}{5} = 4,24 \text{ atm}$

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

13. Calcula la presión total en una bombona de 3 m³ que transporta 5 t de CO₂ a 293 K.

La presión del CO₂ en el interior de la bombona se obtiene despejándola de la ecuación de los gases ideales, teniendo en cuenta que 3 m³ equivalen a 3000 litros, y que 5 toneladas de CO₂ equivalen a 68,2 moles.

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molecular}} = \frac{5000000 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 113636,4 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \rightarrow p = \frac{nRT}{V} \rightarrow p = \frac{113636,4 \cdot 0,082 \cdot 293}{3000} = 910 \text{ atm}$$

14. En una bombona hay 2 000 kg de argón y 100 kg de helio a 293 K. Si la presión total de la bombona es 150 atm, determina:

a) La presión que ejerce cada gas.

b) El volumen de la bombona.

a) Conocida la presión total que ejercen los dos gases (helio y argón) y la masa de cada gas, se calculan los moles y la presión parcial de cada gas a partir de la relación entre presión parcial y fracción molar.

$$n_T = n_{\text{He}} + n_{\text{Ar}} = \frac{10^5 \text{ g}}{4 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{2 \cdot 10^6 \text{ g}}{40 \text{ g mol}^{-1}} = 75000 \text{ mol}$$

$$p_{\text{He}} = x_{\text{He}} \cdot p_T = \frac{25000 \text{ mol}}{75000 \text{ mol}} \cdot 150 \text{ atm} = 50 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Ar}} = x_{\text{Ar}} \cdot p_T = \frac{50000 \text{ mol}}{75000 \text{ mol}} \cdot 150 \text{ atm} = 100 \text{ atm}$$

b)

$$V_T = \frac{(n_A + n_B) \cdot R \cdot T}{p} = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{p} = \frac{75000 \cdot 0,082 \cdot 293}{150} = 12013 \text{ L}$$

15. Actualmente, el litio es un metal de interés estratégico a nivel mundial. Su principal aplicación son las baterías recargables de ordenadores, teléfonos móviles o aviones. Calcula el porcentaje de litio en los siguientes compuestos.

a) Carbonato de litio, Li₂CO₃

b) Hidróxido de litio LiOH

c) Cloruro de litio LiCl

El tanto por ciento del litio en cada compuesto se obtiene a partir de la relación:

$$\% \text{ Li} = \frac{n \cdot \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \cdot 100$$

$$\text{Carbonato de litio } \text{Li}_2\text{CO}_3; \% \text{ Li} = \frac{2 \cdot (7 \text{ g})}{74 \text{ g}} \cdot 100 = 19\%$$

$$\text{Hidróxido de litio } \text{LiOH}; \% \text{ Li} = \frac{1 \cdot (7 \text{ g})}{24 \text{ g}} \cdot 100 = 29\%$$

$$\text{Cloruro de litio } \text{LiCl}; \% \text{ Li} = \frac{1 \cdot (7 \text{ g})}{42,5 \text{ g}} \cdot 100 = 16\%$$

16. Una sustancia utilizada como antiséptico está formada por un 94,12 % de oxígeno y un 5,88 % de hidrógeno.

a) Deduce su fórmula empírica.

b) Si su masa molar es 34 g mol⁻¹, deduce su fórmula molecular.

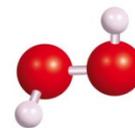
a) Con los datos de la masa atómica y los porcentajes de cada elemento, se calcula el número de átomos relativo, a partir de los cuales deducimos que la fórmula empírica es (HO).

Elemento	%	Masa atómica	Número de moles	Números enteros
Oxígeno	94,12	12,01	94,12/16 = 5,883	5,883/ 5,833= 1
Hidrógeno	5,88	1,008	5,88/1,008 = 5,833	5,833/ 5,833= 1

b) Conocida la masa molecular y la fórmula empírica, se obtiene la fórmula molecular a partir de la relación:

$$(\text{HO}) \cdot n = 34$$

De lo que se deduce que (17) · n = 2; por lo tanto, la fórmula buscada es H₂O₂ (agua oxigenada o peróxido de hidrógeno).



Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

17. Realiza una tabla indicando el número de partículas subatómicas para los tres isótopos del neón. Calcula los electrones suponiendo que se trata de átomos neutros.

$${}_{10}^{20}\text{Ne}, {}_{10}^{21}\text{Ne}, {}_{10}^{22}\text{Ne}$$

Isótopo	Neutrones	Protones	Electrones
${}_{10}^{20}\text{Ne}$	10	10	10
${}_{10}^{21}\text{Ne}$	11	10	10
${}_{10}^{22}\text{Ne}$	12	10	10

18. Calcula la masa atómica relativa del neón a partir de los resultados del espectro de masas de sus isótopos y de los datos de las masas atómicas: Ne-20: 19,9924 u; Ne-21: 20,9938 u; Ne-22: 21,9914 u. Sustituyendo los datos de las masas atómicas de cada isótopo y su abundancia relativa, resulta:

$$A_r = \frac{19,9924 \cdot 90,92 + 20,9938 \cdot 0,26 + 21,9914 \cdot 8,82}{100} = 20,1713 \text{ u}$$

19. Indica qué tipo de espectroscopia sería adecuada en los siguientes casos:

- Identificación de arsénico en el análisis forense de un cadáver.
 - Análisis de restos de un polímero en el agua de beber.
 - Análisis de trazas de cianuro de potasio en una bebida.
- Espectroscopia de absorción atómica.
 - Espectroscopia infrarroja.
 - Espectroscopia de absorción atómica.

20. Al combinarse el carbono y el oxígeno pueden formar dióxido de carbono, si hay suficiente oxígeno, o monóxido de carbono, si el oxígeno es escaso. En la tabla se recogen las masas de los elementos C y O y la de los productos finales CO₂ y CO en cada caso.

Masa de carbono (g)	Masa de oxígeno (g)	Masa de productos
3	8	11 g de CO ₂
3	4	7 g de CO
3	10	11 g de CO ₂ + 2 g de O ₂
3	6	7 g de CO + 2 g de O ₂

a) Indica las leyes ponderales que se cumplen a partir de los datos de la tabla y enúncialas.

b) ¿Qué problemas origina el CO₂ en la atmósfera? ¿Tienen peligro las combustiones incompletas?

a) La ley de conservación de la masa se cumple en las cuatro experiencias:

Masa de reactivos (carbono + oxígeno) = Masa del producto

La ley de las proporciones definidas afirma que se mantiene la proporción de combinación entre la masa de los elementos para formar un mismo compuesto. En el caso del carbono y oxígeno, para dar dióxido de carbono la relación en masa es de 3/8, y cuando forma monóxido de carbono, la relación en masa es de 3/4.

La ley de las proporciones múltiples afirma que cuando se combinan dos elementos para formar más de un compuesto, una masa constante de uno de ellos se combina con cantidades variables de otra, guardando una relación que se expresa por números enteros sencillos.

Las relaciones entre las masas de carbono y de oxígeno son:

$$\frac{\text{masa carbono}}{\text{masa oxígeno}} = \frac{3 \text{ g}}{8 \text{ g}}$$

$$\frac{\text{masa carbono}}{\text{masa oxígeno}} = \frac{3 \text{ g}}{4 \text{ g}}$$

Se cumple que una cantidad fija de uno de ellos, 3 g de carbono, se combina en un caso con 4 g de oxígeno, y en otro, con un múltiplo de la cantidad anterior de oxígeno, $4 \cdot 2 = 8 \text{ g}$, cumpliéndose la ley de las proporciones múltiples.

b) El dióxido de carbono en la atmósfera origina el fenómeno denominado efecto invernadero, que algunos científicos relacionan con el polémico calentamiento global.

Las combustiones incompletas originan monóxido de carbono, un gas incoloro e inodoro que origina la denominada muerte dulce, por reemplazar al oxígeno en la sangre. Cuando el cerebro está varios minutos sin recibir oxígeno se produce la muerte.

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

21. Una caja contiene tornillos (pieza A) de 16 g cada uno, y otra caja contiene tuercas (pieza B) de 9 g cada.
- ¿Cuál será la masa de una pieza A-B formada por un tornillo y una tuerca?
 - ¿En qué proporción se combinan A y B? ¿Qué masa de tornillos se acoplarán a 90 g de tuercas?
 - ¿Será posible combinar 80 g de tornillos con 90 g de tuercas para formar piezas A-B?, ¿sobrará alguno de los elementos?
 - Repite los apartados anteriores cuando la pieza esté formada por 1 tornillo y 2 tuercas.
 - ¿Qué leyes ponderales relacionas con el ejemplo?

- La masa de cada pieza se obtiene sumando la masa de un tornillo y de una tuerca, esto es, $16\text{ g} + 9\text{ g} = 25\text{ g}$
- La proporción de combinación en masa para formar cada pieza será de $16\text{ g}/9\text{ g} = 1,77$, de lo que se deduce que con 90g de tuercas se combinarán 160 g de tornillos.

$$\frac{\text{masa tornillo}}{\text{masa tuerca}} = \frac{16\text{ g}}{9\text{ g}} = \frac{m}{90\text{ g}} \rightarrow m = 160\text{ g}$$

- Los 80 g de tornillos (5 piezas), se combinarán con 45 g de tuercas (5 piezas), sobrando otros 45 g de tuercas que corresponden a otras 5 tuercas.

$$\frac{\text{masa tornillo}}{\text{masa tuerca}} = \frac{16\text{ g}}{9\text{ g}} = \frac{80\text{ g}}{m} \rightarrow m = 45\text{ g}$$

- Cuando la pieza está formada por 1 tornillo y 2 tuercas, la masa se obtiene sumando las masas de cada uno de los elementos:

$$\text{masa de cada pieza} = 16\text{ g} + 18\text{ g} = 34\text{ g}$$

La proporción en masa para formar cada nueva pieza será de $16\text{ g}/18\text{ g} = 0,88$, de lo que se deduce que:

$$\frac{\text{masa tornillo}}{\text{masa tuerca}} = \frac{16\text{ g}}{18\text{ g}} = \frac{m}{90\text{ g}} \rightarrow m = 80\text{ g}$$

Los 80 g de tornillos (5 piezas) se ensamblarán con 90 g de tuercas (10 piezas), no sobrando ningún elemento.

$$\frac{\text{masa tornillo}}{\text{masa tuerca}} = \frac{16\text{ g}}{18\text{ g}} = \frac{80\text{ g}}{m} \rightarrow m = 90\text{ g}$$

- Las relaciones que se han utilizado para resolver este ejercicio son semejantes a las relaciones indicadas en las leyes ponderales: ley de conservación de la masa, ley de las proporciones definidas y ley de las proporciones múltiples.

22. Para formar 10 g de cloruro de sodio se necesitan 6 g de cloro y 4 g de sodio.

- Completa la tabla.
- Enuncia la ley en la que te has basado.
- ¿Qué ocurre al combinar 6 g de Cl con 6 g de Na?

Masa de cloro (g)	Masa de sodio (g)	Cloruro de sodio (g)	Relación Cl / Na
12	8	20	$12/8 = 3/2$
3	2	5	$3/2$
30	20	50	$30/20 = 3/2$

- Tabla de masas de cloro, sodio y cloruro de sodio.
- La ley de proporciones definidas nos indica que la relación de combinación entre el cloro y el sodio para formar cloruro de sodio es de $3/2$.

La ley de conservación de la masa nos indica la cantidad de cloruro de sodio que se forma en cada caso.

- Si se combinan 6 g de cloro con 6 g de sodio, teniendo en cuenta la proporción en masa de combinación, se formaran 10 g de cloruro de sodio (6 g de cloro + 4 g de sodio), quedando 2 g de sodio en exceso.

23. El cromo forma cuatro óxidos cuyos porcentajes se indican en la tabla: Enuncia la ley de las proporciones múltiples y comprueba que se cumple para los óxidos de cromo.

Tomamos como referencia la cantidad de oxígeno que se combina con cada gramo de cromo:

Óxidos de cromo	% cromo	% oxígeno
A	76,471	23,529
B	61,905	38,095
C	52,000	48,000

$$\text{Relación óxido A: } \frac{76,471}{23,529} = 3,250\text{ g Cr/g de O}; \text{ Relación óxido B: } \frac{61,905}{38,095} = 1,625\text{ g Cr/g de O}$$

$$\text{Relación óxido C: } \frac{52,000}{48,000} = 1,083\text{ g Cr/g de O}$$

Estas cantidades variables de cromo deben estar en una relación que se puede expresar mediante números enteros sencillos. Estableciendo comparativas entre los diferentes compuestos del cromo, se tienen las siguientes relaciones:

$$\text{Relación cromo óxido A/óxido B: } \frac{3,250\text{ g}}{1,625\text{ g}} = 2 \quad \text{Relación cromo óxido A/óxido C: } \frac{3,250\text{ g}}{1,083\text{ g}} = 3$$

Por tanto, se cumple la ley de las proporciones definidas.

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

24. Los óxidos de nitrógeno son combinaciones binarias del oxígeno con el nitrógeno.

Al analizar diferentes óxidos de nitrógeno se han obtenido las siguientes composiciones centesimales:

Óxidos de nitrógeno	% Nitrógeno	% Oxígeno
A	63,636	36,364
B	46,667	53,333
C	36,842	63,158
D	30,434	69,566
E	25,926	74,074

Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples para los óxidos de nitrógeno de la tabla.

Se calculan los gramos de nitrógeno de cada óxido que se combina con cada gramo de oxígeno.

$$\text{Óxido A: } \frac{63,636 \text{ g}}{36,364 \text{ g}} = 1,750 \text{ g N/g O} ; \text{ Óxido B: } \frac{46,667 \text{ g}}{53,333 \text{ g}} = 0,875 \text{ g N/g O}$$

$$\text{Óxido C: } \frac{36,842 \text{ g}}{63,158 \text{ g}} = 0,583 \text{ g N/g O} ; \text{ Óxido D: } \frac{30,434 \text{ g}}{69,566 \text{ g}} = 0,437 \text{ g N/g O}$$

$$\text{Óxido E: } \frac{25,926 \text{ g}}{74,074 \text{ g}} = 0,350 \text{ g N/g O}$$

Para que se cumpla la ley de las proporciones múltiples, las cantidades de nitrógeno deben estar en una relación que se puede expresar mediante números enteros sencillos. Estableciendo comparativas entre los diferentes compuestos y dividiendo por la menor de las cantidades, se tienen las relaciones:

$$\text{Relación óxido D/óxido B: } \frac{0,437}{0,875} = \frac{1}{2} ; \text{ Relación óxido C/óxido A: } \frac{0,583}{1,750} = \frac{1}{3}$$

$$\text{Relación óxido D/óxido A: } \frac{0,437}{1,750} = \frac{1}{4} ; \text{ Relación óxido E/óxido A: } \frac{0,350}{1,750} = \frac{1}{5}$$

De forma semejante se obtienen las siguientes relaciones entre otros óxidos:

$$\frac{0,583}{0,875} = \frac{3}{2} \quad \frac{0,437}{0,583} = \frac{3}{4} \quad \frac{0,350}{0,583} = \frac{3}{5} \quad \frac{0,350}{0,437} = \frac{4}{5} \quad \frac{0,875}{1,750} = \frac{1}{2} \quad \frac{0,350}{0,875} = \frac{5}{2}$$

Se confirma que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

25. El amoníaco es un producto muy utilizado en la limpieza y en la desinfección del hogar. Se comercializa en disolución acuosa, aunque su estado natural a temperatura ambiente es gaseoso, ya que tiene un punto de ebullición de -33°C .

Para obtener 2 L de gas amoníaco NH_3 , se hace reaccionar 1 L de nitrógeno N_2 con 3 L de hidrógeno H_2 , medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

a) Aplica una ley volumétrica a los datos del enunciado.

b) ¿Cuántas moléculas de amoníaco se obtendrán al reaccionar 4 moléculas de nitrógeno?

c) ¿Y si reaccionan 6 moléculas de hidrógeno?

a) El enunciado indica que 1 L de nitrógeno se combina con 3 L de hidrógeno, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, para dar 2 L de amoníaco. La ley volumétrica afirma que un volumen de nitrógeno se combina con 3 volúmenes de hidrógeno para originar dos volúmenes de amoníaco.

b) De la ley volumétrica se deduce que 1 molécula de nitrógeno se combina con 3 moléculas de hidrógeno para formar 2 moléculas de amoníaco. Si partimos de 4 moléculas de nitrógeno, reaccionarán con 12 moléculas de hidrógeno para formar 8 moléculas de amoníaco.

c) Con 6 moléculas de hidrógeno, reaccionarán 2 moléculas de nitrógeno para originar 4 moléculas de amoníaco.

26. Razona si son verdaderas o falsas las afirmaciones:

a) En un mol de agua hay el mismo número de moléculas que en un mol de amoníaco.

b) En un mol de agua hay el mismo número de átomos de oxígeno que de hidrógeno.

c) Un mol de agua gaseoso ocupa el mismo volumen que un mol de oxígeno gas, medidos a 0°C y 1 atm.

a) Verdadera. En un mol de cualquier sustancia hay el mismo número de partículas (átomos, moléculas, iones).

b) Falsa. Las moléculas no contienen necesariamente el mismo número de átomos de cada elemento. En el caso de un mol de moléculas de agua, contiene un mol de átomos de oxígeno y dos moles de átomos de hidrógeno.

c) Verdadero. Un mol de cualquier gas (oxígeno, hidrógeno, etc.), en las mismas condiciones de presión y temperatura, ocupa el mismo volumen.

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

27. Completa la tabla que relaciona los moles con diferentes magnitudes de sustancias en estado gaseoso. Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; He = 4; Cl = 35,5.

Sustancia	mol	masa (g)	moléculas	Volumen (L) c.n.
HCl	2,5	91,25	$1,5 \cdot 10^{24}$	56
He	5	20	$3,0 \cdot 10^{24}$	112
CH ₄	5	80	$3,0 \cdot 10^{24}$	112
Cl ₂	0,5	35,5	$3,0 \cdot 10^{23}$	11,2

Para el HCl :

$$2,5 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 91,25 \text{ g HCl} \quad ; \quad 2,5 \text{ mol HCl} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas HCl}$$

$$2,5 \text{ mol HCl} \cdot \frac{22,4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 56 \text{ L HCl}$$

Para el Helio:

$$2,5 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4 \text{ g He}} = 0,625 \text{ mol He} \quad ; \quad 0,625 \text{ mol He} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas He}}{1 \text{ mol He}} = 3,76 \cdot 10^{23} \text{ moléculas He}$$

$$0,625 \text{ mol He} \cdot \frac{22,4 \text{ L He}}{1 \text{ mol He}} = 14 \text{ L He}$$

Para el CH₄:

$$3,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4} = 5 \text{ mol CH}_4$$

$$5 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{16 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 80 \text{ g CH}_4 \quad ; \quad 5 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{22,4 \text{ L CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 112 \text{ L CH}_4$$

Para el Cloro:

$$11,2 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,4 \text{ L Cl}_2} = 0,5 \text{ mol Cl}_2 \quad ; \quad 0,5 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 35,5 \text{ g Cl}_2$$

$$0,5 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_2$$

28. Una de las causas de la obesidad es el excesivo consumo de productos con muchas calorías y pocos nutrientes, como las bebidas azucaradas. Para seguir una dieta saludable se recomienda reemplazar este tipo de bebidas por su versión *light* o por zumos naturales.

Cuando bebes una lata de una bebida de cola, que contiene 35 g de azúcar (sacarosa: C₁₂H₂₂O₁₁), indica lo que tomas expresado como:

a) Moles de sacarosa.

b) Moléculas de sacarosa.

c) Átomos de carbono, oxígeno e hidrógeno.

En primer lugar se calcula la masa molar de la sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁, que resulta ser de 342 g mol⁻¹.

a) $35 \text{ g sacarosa} \cdot \frac{1 \text{ mol sacarosa}}{342 \text{ g sacarosa}} = 0,1 \text{ mol sacarosa}$

b) $0,1 \text{ mol sacarosa} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas sacarosa}}{1 \text{ mol sacarosa}} = 6,0 \cdot 10^{22} \text{ moléculas sacarosa}$

c) Como en cada molécula de sacarosa hay 12 átomos de C, 22 de H y 11 de O, tenemos que habrá:

$$6,0 \cdot 10^{22} \cdot 12 = 7,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C.}$$

$$6,0 \cdot 10^{22} \cdot 22 = 1,32 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H.}$$

$$6,0 \cdot 10^{22} \cdot 11 = 6,6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O.}$$

29. Define el concepto de mol. ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene más moles? Masa atómica: He = 4

a) 20 g de helio b) $3 \cdot 10^{24}$ átomos de helio c) 5 mol de helio d) 120 L de He a 0 °C y 1 atm

a) $20 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4 \text{ g He}} = 5 \text{ mol He}$ b) $3,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}} = 5 \text{ mol He}$

c) 5 mol He d) $120 \text{ L He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{22,4 \text{ L He}} = 5,4 \text{ mol He}$

Los 120 L de helio contienen mayor número de moles.

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

30. El neumático de un coche contiene aire que se encuentra a 10 °C y 2 atm de presión.
- Calcula qué presión ejercerá el aire si la temperatura debido al rozamiento llega a 50 °C.
 - Enuncia la ley que has utilizado.
 - ¿Por qué se aconseja medir la presión de los neumáticos a temperatura ambiente y no después de un largo trayecto?

a) Suponiendo que el volumen de la rueda es constante, se cumplirá la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow \frac{2 \text{ atm}}{273+10 \text{ K}} = \frac{p_2}{273+50 \text{ K}} \rightarrow p_2 = 2,3 \text{ atm}$$

- b) Esta ley indica que a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.
- c) Al aumentar la temperatura del aire contenido en el interior de la rueda, consecuencia del rozamiento con el asfalto, aumenta la presión. Si después de un largo viaje, medimos la presión del aire en la rueda, obtendremos un valor superior al que tenía a temperatura ambiente, lo que podría llevar a la falsa conclusión de que están demasiado hinchados y que deberíamos quitar aire para reducir la presión. Si hiciésemos esto, cuando se enfriasen, la presión sería menor que la que recomienda el fabricante y podría ser peligroso.
31. Por su bajo punto de sublimación (−78,5 °C), el hielo seco (dióxido de carbono sólido) o nieve carbónica sublima directamente de sólido a gas sin dejar residuos. Si se coloca una pastilla de 10 g de hielo seco en un recipiente vacío que tiene un volumen de 5 L a 25 °C, ¿cuál será la presión en el interior del recipiente después de que se haya convertido todo el hielo seco en CO₂ gaseoso?

A partir de la ecuación general de los gases ideales, se despeja la presión y se sustituyen los datos siguientes:

– masa del hielo seco o dióxido de carbono: 10g

– masa molar del gas: 44g/mol

– volumen: 5 L

– temperatura absoluta: 273+25 K = 298K

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,227 \cdot 0,082 \cdot 298}{5} = 1,1 \text{ atm}$$

32. El hexafluoruro de azufre (SF₆) es un gas inodoro, incoloro, no tóxico ni inflamable, con una densidad cinco veces mayor que la del aire. Entre sus aplicaciones lúdicas más asombrosas está la de colocar objetos ligeros sobre este gas. Como el empuje que experimenta el objeto es mayor que el peso, da la sensación de que los objetos flotan en el aire.
- Calcula la presión ejercida por 2 mol de gas en un recipiente cerrado de 4 L de volumen a 27 °C.
 - Calcula su densidad a 20 °C y 1 atm de presión.

a) Sustituyendo los datos en la ecuación general de los gases, se obtiene una presión de 12,3 atm.

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 300}{4} = 12,3 \text{ atm}$$

b) La densidad se calcula relacionando la masa con el volumen en la ecuación de los gases, y sustituyendo la masa molar del gas, que es de 146 g mol⁻¹, la presión y la temperatura.

$$pV = nRT \rightarrow pV = \frac{m}{M} RT \rightarrow d = \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT} = \frac{(1 \text{ atm}) \cdot (146 \text{ atm mol}^{-1})}{0,082 \cdot 293 \text{ K}} = 6,1 \text{ g L}^{-1}$$

33. Una mezcla de gases contiene 5 mol de oxígeno, 2 mol de hidrógeno y 3 mol de nitrógeno. Calcula la presión parcial de cada gas si la presión total es de 2 atm.

Conocida la presión total que ejercen los tres gases (oxígeno, hidrógeno y nitrógeno) y los moles de cada uno de ellos, se calcula la presión parcial de cada gas a partir de la relación entre presión parcial y fracción molar.

$$p_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} \cdot p_T = \frac{5}{10} \cdot 2 \text{ atm} = 1 \text{ atm}; p_{\text{H}_2} = x_{\text{H}_2} \cdot p_T = \frac{2}{10} \cdot 2 \text{ atm} = 0,4 \text{ atm}; p_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \cdot p_T = \frac{3}{10} \cdot 2 \text{ atm} = 0,6 \text{ atm}$$

Comprobamos: suma de presiones parciales = presión total: $p_T = p_{\text{O}_2} + p_{\text{H}_2} + p_{\text{N}_2} = 1 + 0,4 + 0,6 = 2 \text{ atm}$

34. Calcula la presión que ejercen 59,5 g del gas amoníaco almacenados en un volumen de 5 200 cm³ a una temperatura de 320 K, utilizando:

a) La ecuación de los gases ideales. b) La ecuación de Van der Waals.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $a = 4,17 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$, $b = 0,0371 \text{ L mol}^{-1}$

Primero convertimos todos los datos a las mismas unidades: 59,5 g de amoníaco son 3,5 mol. 5 200 cm³ son 5,2 L.

a) $pV = nRT \rightarrow p = \frac{nRT}{V} \rightarrow p = \frac{3,5 \cdot 0,082 \cdot 320}{5,2} = 17,7 \text{ atm}$

b) $\left(p + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \rightarrow p = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{an^2}{V^2} \rightarrow p = \frac{3,5 \cdot 0,082 \cdot 320}{5,2 - 3,5 \cdot 0,0371} - \frac{4,17 \cdot 3,5^2}{5,2^2} = 16,2 \text{ atm}$

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

35. ¿Qué información proporciona la composición centesimal? Calcula la composición centesimal de las siguientes moléculas e indica qué sustancia contiene mayor porcentaje en hidrógeno.

Masas atómicas (u): H = 1; N = 14; C = 12; O = 16.

a) Agua.

b) Amoniaco.

c) Metano.

La composición centesimal indica el porcentaje en masa de todos los elementos que forman un determinado compuesto.

$$\text{Para el agua: } \%H = \frac{2 \cdot (1,0 \text{ g})}{18 \text{ g}} \cdot 100 = 11,111\% \quad \%O = \frac{1 \cdot (16 \text{ g})}{18 \text{ g}} \cdot 100 = 88,889\%$$

$$\text{Para el amoniaco: } \%N = \frac{1 \cdot (14 \text{ g})}{17 \text{ g}} \cdot 100 = 82,353\% \quad \%H = \frac{3 \cdot (1 \text{ g})}{17 \text{ g}} \cdot 100 = 17,647\%$$

$$\text{Para el metano: } \%C = \frac{1 \cdot (12 \text{ g})}{16 \text{ g}} \cdot 100 = 75\% \quad \%H = \frac{4 \cdot (1 \text{ g})}{16 \text{ g}} \cdot 100 = 25\%$$

El metano contiene mayor porcentaje de hidrógeno, seguido del amoniaco y del hidrógeno.

36. Deduce qué sustancia tiene mayor porcentaje en nitrógeno para cada apartado:

a) El nitrato de potasio, KNO_3 , o el nitrito de potasio, KNO_2 .

b) El nitrato de calcio, $\text{Ca(NO}_3)_2$, o el nitrito de calcio, $\text{Ca(NO}_2)_2$.

$$\text{a) } \text{KNO}_3 : \%N = \frac{1 \cdot 14}{101} \cdot 100 = 13,9\% \quad \text{KNO}_2 : \%N = \frac{1 \cdot 14}{85} \cdot 100 = 16,5\%$$

El nitrito de potasio tiene mayor porcentaje en nitrógeno.

$$\text{b) } \text{Ca(NO}_2)_2 : \%N = \frac{2 \cdot 14}{132} \cdot 100 = 21,2\%$$

El nitrato de calcio tiene mayor porcentaje en nitrógeno.

37. Uno de los objetivos de la química analítica es deducir las fórmulas a partir de la cantidad de sus elementos que se encuentra en una mezcla. Por ejemplo la pirita, llamada "el oro de los tontos", por su aspecto de color amarillo brillante contiene Fe y S. Una muestra de pirita tiene una masa de 29,994 g, mediante técnicas adecuadas se halla que su contenido en azufre es de 16,032 g.

a) ¿Qué cantidad de hierro contiene?

b) ¿Cuál es su composición centesimal?

c) ¿Cuál es su fórmula empírica?

$$\text{a) } 29,994 - 16,032 = 13,962 \text{ g de Fe.}$$

$$\text{b) } \text{S: } \frac{16,032 \text{ g S}}{29,994 \text{ g Pirita}} \cdot 100 = 53,45\% \quad \text{Fe: } \frac{13,962 \text{ g S}}{29,994 \text{ g Pirita}} \cdot 100 = 46,55\%$$

$$\text{c) } \text{S: } 53,45/32,1 = 1,67 \text{ y Fe: } 46,55/55,8 = 0,83.$$

Como $1,67/0,83 = 2$, deducimos que la fórmula empírica es: FeS_2

38. El ácido acetilsalicílico, conocido comercialmente como aspirina, es un medicamento con múltiples usos: antiinflamatorio, analgésico, antipirético, etc. Está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno.

Conociendo los porcentajes de carbono (60 %) y de hidrógeno (4,48 %) y la masa molecular, 180 u, deduce:

a) La fórmula empírica

b) La fórmula molecular

Masas atómicas (u): C=12, H=1, O=16

Elemento	% elemento	Masa atómica	Número de moles	Números enteros
Carbono	60	12	$60/12 = 5$	$5 / 2,22 = 2,25 \times 4 = 9$
Hidrógeno	4,48	1	$4,48/1 = 4,48$	$4,48 / 2,22 = 2 \times 4 = 8$
Oxígeno	$100 - (60 + 4,48) = 35,52$	16	$35,52 / 16 = 2,22$	$2,22 / 2,22 = 1 \times 4 = 4$

La fórmula empírica es $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$. Conocida la masa molar y de la relación:

$$n = \frac{\text{masa molar del compuesto}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{180}{180} = 1$$

Se deduce que la fórmula molecular $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ coincide con la fórmula empírica $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

Unidad 1 Leyes fundamentales de la Química

SOLUCIONARIO

39. A partir de la información de la tabla, relativa a los tres isótopos del oxígeno:

Isótopos	Masa (u)	Abundancia (%)
O-16	15,99491	99,759
O-17	16,99884	0,037
O-18	X	Y

a) Indica el número de partículas de cada isótopo del oxígeno y deduce el porcentaje de abundancia del O-18.

b) Sabiendo que la masa atómica relativa del oxígeno es 15,9994 u, calcula la masa del isótopo O-18.

a) Se trata de calcular el valor de Y. Como tiene que sumar 100%: $Y = 100 - (99,759 + 0,037) = 0,204$

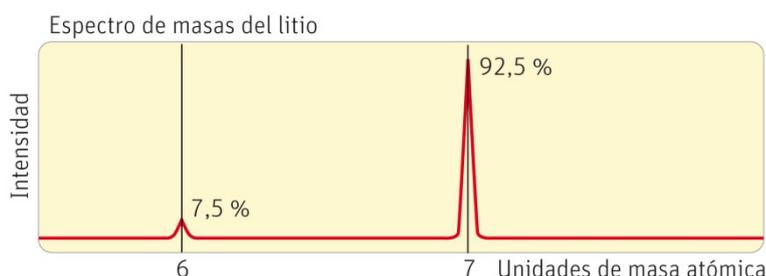
b) Sustituimos en la expresión para calcular la masa atómica relativa y despejamos X.

$$A_r = 15,9994 = \frac{15,99491 \cdot 99,759 + 16,99884 \cdot 0,037 + X \cdot 0,204}{100} = \frac{1596,265 + 0,204 X}{100}$$

$$X = \frac{1599,94 - 1596,265}{0,204} = 18,014$$

40. El litio, usado en las baterías de muchos dispositivos electrónicos, tiene dos isótopos en la naturaleza. Mediante un espectrógrafo de masas se ha obtenido información sobre la abundancia de estos isótopos, reflejada en el diagrama adjunto.

Calcula la masa atómica relativa considerando que la masa de cada isótopo coincide con el número másico y analizando el espectro de masas del litio.



$$A_r = \frac{6 \cdot 7,5 + 7 \cdot 92,5}{100} = 6,925 \text{ u}$$

41. Actividad para resolver en SMSaviadigital.com

42. Actividad para resolver en SMSaviadigital.com

LA QUÍMICA Y... EL SUBMARINISMO

1. ¿A qué ley de los gases se hace referencia en el texto?

A la Ley de Boyle, que afirma que la presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales, de manera que si sumergimos un globo lleno de aire, su volumen irá disminuyendo gradualmente.

2. ¿Cómo debe ascender un submarinista para que su organismo no sufra ningún problema?

Cuando han buceado a gran profundidad, para evitar problemas, los buzos saben que deben ascender lentamente, y hacer paradas en ciertos puntos, de esta forma el organismo tiene suficiente tiempo para adaptarse a la baja presión.

3. Tomando como densidad del agua de mar $1,03 \text{ g cm}^{-3}$ a 25 °C , deduce la presión a 8 m de profundidad.

La presión total que soportamos al bucear a 8m de profundidad es aproximadamente de 1,8 atm: de las que 1 atm se debe a la presión atmosférica y 0,8 atm a la presión hidrostática ejercida por el agua.

AUTOEVALUACIÓN

Las opciones correctas de la autoevaluación son:

1. c 2. c 3. d 4. b 5. c 6. c