EJRCICIOS DE REPASO
FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Para repasar la materia de **Física y química de 3º** se proponen los siguientes ejercicios, agrupados por unidades. En mayo/septiembre se realizará el examen correspondiente.

Contenido

Unidad 1: La ciencia, la materia y su medida 3
Unidad 2: La materia: estados físicos. 5
Unidad 3: La materia: cómo se presenta. 7
Unidad 4; La materia: propiedades eléctricas y el átomo 12
Unidad 5: Elementos y compuestos químicos. 14
Unidad 6: Cambios químicos 16
Bibliografía: 19

Unidad 1: La ciencia, la materia y su medida

1. Expresa en kilogramos la masa de una manzana de 195 g.

2. Expresa en gramos la masa de tres cuartos de kilogramo de arroz.

3. Expresa en miligramos la masa de un tornillo de 2 g.

4. Expresa en litros el volumen de refresco contenido en una lata de 33 cL.

5. Indica el procedimiento que utilizarías para medir el volumen de un sólido regular de forma cúbica. Nombra los instrumentos que necesites utilizar.

6. Indica el procedimiento que utilizarías para medir el volumen de un sólido irregular. Nombra los instrumentos que necesites utilizar.

7. Realiza la operación: $32{,}0 \cdot 103\ g + 1{,}6 \cdot 104\ g$

8. Indica la unidad de medida en el Sistema Internacional para las siguientes magnitudes:

a) Masa.

b) Tiempo.

c) Longitud.

d) Temperatura.

e) Superficie.

f) Volumen.

9. ¿Cómo medirías la masa de un grano de arroz? Explica el procedimiento.

10. Necesitas medir 45 mL de agua. ¿Qué instrumento de laboratorio utilizarías?

11. Nombra los instrumentos de medida de volúmenes que conozcas.

12. Completa la siguiente tabla:

	Masa (kg)	Volumen (L)	Densidad (kg/L)
Agua destilada	1,00	1,00	
Agua de mar		3,40	1,02
Hielo	3,10		0,92
Mercurio		0,11	13,6

13. Llenamos un recipiente con agua y otro, exactamente igual, con aceite. Justifica:

a) ¿Cuál tendrá más masa?

b) Si añadimos uno sobre el otro, ¿cuál quedará encima?

Busca los datos que necesites.

14. ¿Cuáles son las magnitudes fundamentales del Sistema Internacional? Cita la unidad que corresponde a cada una de las magnitudes.

15. Completa la tabla:

Magnitud	**Unidad**	**Símbolo**
Velocidad		
	metro por segundo cuadrado	
Volumen		
		K
Potencia		
	metro cuadrado	
		J

16. En un laboratorio se ha medido la temperatura que alcanza un líquido a intervalos regulares de tiempo, obteniéndose los siguientes resultados:

Tiempo (min)	Temperatura (°C)
0	25
1	29
2	35
3	37
4	41
5	45

a) Representa los datos en una gráfica.

b) ¿Qué tipo de gráfica se obtiene?

c) ¿Crees que algún punto puede corresponder a una medida mal hecha?

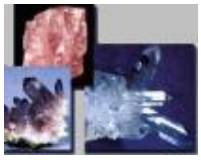
17. Un enfermero ha controlado la temperatura de un paciente durante el tiempo que permaneció ingresado en el hospital.

1. El primer día ingresó sin fiebre (37 °C).

2. El segundo día la fiebre le subió a 39 °C y se mantuvo así durante tres días.

3. A partir de entonces, la fiebre bajó a razón de medio grado por día.

Cuando el enfermo estuvo tres días sin fiebre, se le dio el alta en el hospital. Reconstruye la gráfica de la temperatura.



Unidad 2: La materia: estados físicos.

1. Justifica, aplicando la teoría cinética: «Los sólidos tienen forma propia, mientras que los líquidos adoptan la forma del recipiente que los contiene».

2. Expresa la presión de 780 mm de Hg en atmósferas.

3. Un gas se encuentra a una presión de 2,5 atm. Expresa este valor en mm de Hg.

4. Explica, utilizando la teoría cinética, por qué la miel caliente sale con más facilidad de su envase que la miel fría.

5. Aplicando la ley de Boyle-Mariotte, completa la siguiente tabla:

P (atm)	*V* (L)
0,25	80
	50
1	
	10

Realiza la gráfica P-V.

6. Aplica la ley de Gay-Lussac y completa la siguiente tabla. Luego, elabora la gráfica correspondiente.

P (atm)	*T* (K)
1,5	300
	350
3	
	600

7. Aplicando la ley de Charles-Gay-Lussac completa la siguiente tabla. Luego, elabora la gráfica correspondiente.

T (K)	*V* (L)
300	2
	4
600	
	6

8. Un gas que se encuentra a 2 atm de presión y a 25 °C de temperatura ocupa un volumen de 240 cm3.

¿Qué volumen ocupará si la presión disminuye hasta 1,5 atm sin variar la temperatura?

9. Calcula la presión final de 2 L de gas a 50 °C y 700 mm de Hg si al final ocupan un volumen de 0,75 L a 50 °C.

10. Calcula el volumen que ocupa a 350 K un gas que a 300 K ocupaba un volumen de 5 L (la presión no varía).

11. Justifica, utilizando la teoría cinética, por qué los charcos se secan incluso en los días fríos de invierno.

Describe el fenómeno que se produce. ¿En qué se diferencia este proceso de la ebullición?

12. Una masa de cierto gas a 100 °C de temperatura ocupa un volumen de 200 cm3. Si se enfría sin variar su presión hasta 50 °C, ¿qué volumen ocupará?

13. ¿Por qué se debe medir la presión del aire en el interior de las ruedas de un coche con los neumáticos en frío mejor que después de un largo viaje? Justifica tu respuesta aplicando las leyes de los gases.

14. Indica en qué estado físico se encontrarán, a temperatura ambiente (20 °C), las sustancias que aparecen a continuación: agua, oxígeno, mercurio, hierro, dióxido de carbono, aluminio.

15. Completa las siguientes frases:

a) El paso de sólido a gas se llama …

b) El paso de líquido a gas se llama …

c) El paso de líquido a sólido se llama …

d) El paso de sólido a líquido se llama …

16. Señala de forma razonada cuál es la frase correcta:

a) La temperatura de fusión del hielo es 0 °C.

b La temperatura de fusión del hielo es 0 °C a la presión atmosférica.

c) La temperatura de fusión del hielo aumenta si seguimos calentando.

17. Completa la tabla siguiente indicando el estado de agregación en que se encontrarán las sustancias A y B a 0 °C y a 20 °C:

	P.F. (°C)	P.E. (°C)	A 0 °C	A 20 °C
A	18	110		
B	−55	−5		

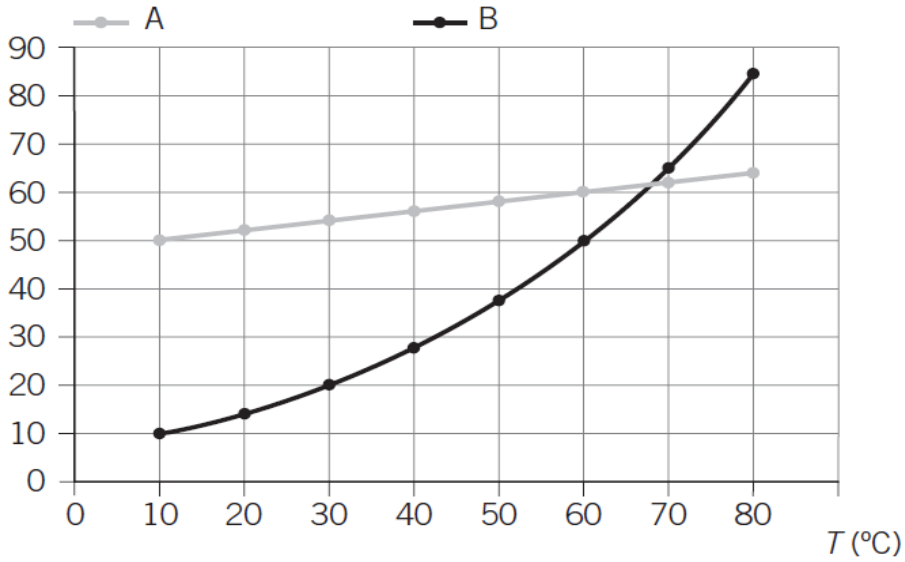
Unidad 3: La materia: cómo se presenta.

1. Une cada frase con la expresión correspondiente.

• Dispersa la luz (efecto Tyndall).	❑Aleación.
• Es una mezcla de estaño y cobre.	❑Coloide.
• La solubilidad aumenta con la temperatura.	❑Disolución de gas en agua.
• La solubilidad disminuye con la temperatura.	❑Disolución de sólido en agua.

2. Observa la gráfica y contesta:

Solubilidad (g/L)



a) ¿Cuál de las dos sustancias tiene una mayor solubilidad a 40 °C?

b) ¿Cuál es la solubilidad de cada sustancia a 10 °C?

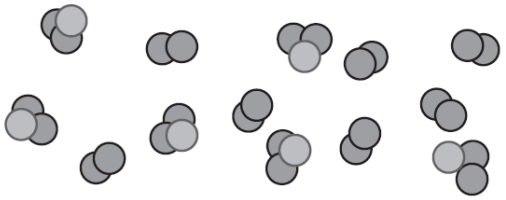
c) ¿Cuál de las dos sustancias tiene una mayor solubilidad a 70 °C?

d) ¿Qué ocurrirá si echamos 100 g de cada sustancia en dos recipientes con 2 L de agua cada uno a 50 °C? ¿Se disolverá todo?

3. ¿Por qué se dice que la situación de centrales térmicas y fábricas junto al cauce de un río perjudica a la vida en el río?

4. Observa la organización interna de esta sustancia e indica qué frases son verdaderas y cuáles son falsas.

(Cada elemento está representado por un color.)



a) Se trata de una sustancia pura.

b) Se trata de una mezcla.

c) Se trata de un elemento químico.

d) Se trata de un compuesto químico.

e) Es una mezcla en la que intervienen átomos de tres elementos diferentes.

f) Es una mezcla en la que intervienen átomos de cuatro elementos diferentes.

g) Es una mezcla formada por varias sustancias puras.

h) Es una mezcla de tres compuestos químicos.

i) Es una mezcla de dos compuestos químicos.

5. Explica en qué se diferencia una aleación de un compuesto químico.

6. Expresa en g/L la concentración de una disolución que contiene 10 g de soluto en 600 mL de agua.

7. Se diluyen 20 mL de alcohol en 200 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la disolución formada?

8. ¿Qué cantidades tendrías que poner para preparar 0,25 L de disolución de alcohol en agua al 4%?

9. En la etiqueta de una botella de ácido sulfúrico aparece: 98 % en peso, d = 1,8 g/cm3. Explica el significado de estos dos datos.

10. Deseas comprobar la siguiente hipótesis: «La sal se disuelve más rápidamente en agua caliente que en agua fría». ¿Qué experiencia te parece más adecuada? Razona la respuesta.

a) Añadir la misma cantidad de sal en cuatro vasos con agua a distinta temperatura. Observar lo que ocurre.

b) Añadir cantidades diferentes de sal en cuatro vasos de agua a distinta temperatura. Observar lo que sucede.

c) Añadir una cantidad de sal a un vaso con agua y calentar. Observar lo que sucede.

11. El vinagre es una disolución de ácido acético en agua al 3% en masa. Determina:

a) Cuál es el soluto y cuál el disolvente.

b) La cantidad de soluto que hay en 200 g de vinagre.

12. Según la Física ¿Qué se entiende por sistema material?

13. ¿Qué diferencias existen entre mezclas homogéneas y heterogéneas?

14. ¿Cuándo se puede decir que una sustancia es un compuesto químico?

15. ¿Son los elementos químicos las sustancias más simples que se pueden encontrar en la naturaleza? Responder razonadamente.

16. ¿A qué tipo de mezclas se aplican métodos físicos para separar sus componentes?

17. ¿Cuántos tipos diferentes de partículas (átomos) se pueden distinguir en un elemento químico?

18. Pon ejemplos de mezclas y sustancias puras:

Mezcla heterogénea	Mezcla homogénea	Compuesto químico	Elemento químico

19. Clasificar los ejemplos siguientes en mezclas heterogéneas, disoluciones o sustancias puras: agua del grifo, agua destilada, diamante, natillas, arcilla, aire, dióxido de carbono, espuma de afeitar, bronce, carbón y mercurio.

20. Definir disolución.

21. ¿A qué componente de una disolución se llama disolvente? ¿Puede haber dos disolventes?

22. ¿A qué componente de una disolución se llama soluto? ¿Puede haber dos solutos en una disolución?

23. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razonar las respuestas.

a) Las disoluciones se clasifican en diluidas, concentradas y saturadas.

b) Las disoluciones diluidas contienen mayor cantidad de soluto que las concentradas.

c) Las disoluciones diluidas contienen una cantidad muy pequeña de soluto.

d) Las disoluciones saturadas no pueden contener más cantidad de soluto.

24. Rellena la siguiente tabla:

Disolvente	Soluto	Ejemplo
Gas	Gas	

	Líquido	
	Sólido	

25. ¿Cuáles son las disoluciones más frecuentes en la naturaleza? ¿Por qué?

26. ¿Qué debe ocurrir para que un sólido se disuelva en un líquido?

27. ¿Qué significa que dos líquidos son miscibles?

28. ¿Por qué es importante que haya disoluciones de un gas en un líquido?

29. ¿Qué es la solubilidad? ¿Qué relación existe entre solubilidad y disolución saturada?

30. ¿Qué influencia tiene la temperatura en la solubilidad?

31. ¿Cómo se define mol?

32. ¿Qué es el número de Avogadro? ¿Qué valor toma?

33. ¿Cuántos moles hay en 100 gramos de cloro? ¿Y en 100 de sodio?

34. ¿Cuánta partículas hay en dos moles de cloro? ¿Y en dos de sodio?

35. ¿Qué cantidad de carbonato sódico (Na_2CO_3) contiene una disolución de 500cm^3 de este soluto en agua, si su concentración es 15g/L?

36. ¿Cuántos gramos de una disolución de cloruro sódico (NaCl) al 10% en masa son necesarios para obtener 10g de NaCl puro?

37. Se prepara una disolución añadiendo 5g de NaCl a 20g de agua. Una vez disuelta, el volumen de la disolución es igual a 21.7ml. Calcular la concentración de la disolución en % en masa y en g/l.

38. La couldina, que es un medicamento para aliviar los síntomas del catarro y de la gripe, tiene una concentración de ácido acetilsalicílico del 32 % en masa. ¿Qué cantidad de ácido hay en un sobre de 450g?

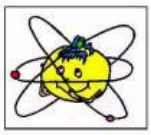
39. El nitrógeno en el aire está en una concentración del 80 % en volumen. ¿Qué cantidad de nitrógeno ya en un aula cuyo volumen de aire es de 120 m^3?

40. En medio kilo de caldo se echan 2g de sal. ¿Cuál es la concentración en % en masa? Si se quiere el caldo menos salado, ¿qué habrá que hacer: diluir o concentrar la disolución?

41. Sabiendo que la densidad del agua con sal es de 1.3kg/l, expresar en % en masa la concentración de una disolución de sal en agua de 10g/l.

42. El vinagre es una disolución diluida de ácido acético en agua. Calcular qué cantidad de ácido acético hay en 500g de un vinagre con una concentración del 4% en masa.

Unidad 4; La materia: propiedades eléctricas y el átomo



1. Dado el siguiente átomo: $^{16}_{8}O$.

a) Determina cuántos protones y neutrones tiene en el núcleo.

b) Escribe la representación de un isótopo suyo.

2. Determina el número atómico y el número másico de un elemento que tiene 18 protones y 22 neutrones en su núcleo.

3. Un átomo neutro tiene 30 neutrones en su núcleo y 25 electrones en la corteza. Determina cuál es el valor de su número atómico y de su número másico.

4. Completa:

a) F + 1 e− → …
b) Na → … + 1 e−
c) O + … → O2−
d) Fe → … + 3 e−

5. El átomo de hierro está constituido por 26 protones, 30 neutrones y 26 electrones. Indica cuál de las siguientes afirmaciones está de acuerdo con el modelo atómico propuesto por Rutherford:

a) Los 26 protones y los 30 neutrones están en el núcleo, mientras que los 26 electrones giran alrededor del mismo.

b) Los 26 electrones y los 30 neutrones están en el núcleo, mientras que los 26 protones giran alrededor del mismo.

c) Los 26 protones y los 30 neutrones están en el núcleo, mientras que los 26 electrones se encuentran pegados a él en reposo.

d) El átomo de hierro es una esfera maciza en la cual los protones, electrones y neutrones forman un todo compacto.

6. Completa la siguiente tabla:

Especie atómica		Plata		Ion fluoruro
Símbolo	Mg^{2+}		Cu^{+}	
Z	12		29	
A	24			
N.º de protones		47		
N.º de neutrones		60	34	9
N.º de electrones				10

7. Observa la siguiente tabla y responde a las cuestiones:

Especie atómica	1	2	3
Z	9	35	11
A	18	72	23
N.º de electrones	10	35	10

a) ¿Cuál de las especies atómicas es un átomo neutro?

b) ¿Cuál es un catión?

c) ¿Cuál es un anión?

8. Elige la respuesta adecuada. Un cuerpo es neutro cuando:
a) No tiene cargas eléctricas.
b) Tiene el mismo número de protones que de neutrones.
c) Ha perdido sus electrones.
d) Tiene el mismo número de protones que de electrones.

9. Responde si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Un cuerpo se carga positivamente si gana protones, y negativamente si gana electrones.

b) Un cuerpo se carga positivamente si pierde electrones, y negativamente si los gana.

c) Todos los cuerpos tienen electrones y protones. Por tanto, todos los cuerpos están cargados.

d) Un cuerpo neutro tiene tantos protones como electrones.

Unidad 5: Elementos y compuestos químicos.

1. El potasio y el calcio tienen números atómicos consecutivos: 19 y 20. Elige las afirmaciones que pueden deducirse de esta información:

a) El potasio tiene 19 protones en su núcleo y el calcio tiene 20.

b) El potasio tiene 19 neutrones en su núcleo, y el calcio, 20.

c) El potasio tiene 19 electrones girando alrededor de su núcleo, y el calcio, 20.

d) Los dos elementos tienen propiedades químicas semejantes.

e) Los dos elementos pertenecen al mismo grupo del sistema periódico.

f) Los dos elementos pueden combinarse fácilmente entre sí para formar un compuesto químico.

g) La masa atómica del potasio es 19 u, y la del calcio, 20 u.

2. Completa la tabla:

Elemento	Símbolo	Tipo de elemento
Cloro		
Litio		
Hierro		
Cobre		
Fósforo		
Estaño		

3. Escribe el símbolo y clasifica los siguientes elementos como metales o no metales:

a) Hierro. c) Aluminio. e) Yodo. g) Azufre.

b) Cobre. d) Cloro. f) Nitrógeno. h) Plata.

4. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Sodio	Bromo	Cinc
Símbolo			
N.º protones	11		
N.º neutrones	12		
N.º electrones			30
Z		35	
A		80	65

5. Describe las partículas fundamentales constituyentes del átomo. Indica el número de partículas que hay en el átomo representado por:

$^{190}_{76}Os$

6. Completa la siguiente tabla:

Símbolo		Mn	Ca	
Nombre	Carbono			Bromo
N.º atómico		25		35
N.º másico		55		80
N.º de protones	6			
N.º de neutrones	6		20	
N.º de electrones			20	

7. Indica la posición en el sistema periódico de los siguientes elementos:
a) Z = 5.
b) Z = 14.
c) Z = 26.
d) Z = 18.
8. Completa la tabla:

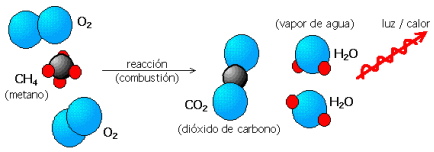
Especie atómica	Oxígeno	Sodio	Helio	Ion fluoruro
Z	8		2	9
A		23		19
N.º protones		11		
N.º electrones				
N.º neutrones	8		2	

9. Completa la tabla:

Símbolo	Mg^{2+}	S^{2-}	Fe^{3+}
N.º atómico	12		
N.º másico			26
N.º de protones			29
N.º de neutrones	12	16	
N.º de electrones		18	

10. Dados los elementos: $^{23}_{11}Na$ y $^{32}_{16}S$, determina:
a) La constitución de sus núcleos.
b) Su posición en el sistema periódico.

Unidad 6: Cambios químicos



1. Escribe la fórmula y calcula la masa molecular de las siguientes sustancias:

a) Dióxido de azufre.
b) Hidruro de potasio.
c) Ácido sulfúrico.
d) Cloruro de berilio.

2. En un laboratorio disponemos de 45,5 g de trióxido de dinitrógeno:
a) Escribe la fórmula del compuesto.
b) ¿Qué representa dicha fórmula?
c) Calcula su masa molecular.
d) ¿Qué cantidad de sustancia que hay en un mol?
e) Calcula el número de moléculas.
f) Halla el número de átomos de cada elemento.

3. Explica qué es una reacción química y cómo se produce.
Indica mediante un modelo de bolas la reacción representada por la siguiente ecuación química:
H_2 (g) + O_2 (g) $\rightarrow$ H_2O (g)

4. Escribe y ajusta las ecuaciones:
a) Hidrógeno (g) + oxígeno (g) $\rightarrow$ agua (l)
b) Hidrógeno (g) + cloro (g) $\rightarrow$ cloruro de hidrógeno (g)

5. Señala cuál o cuáles de las siguientes ecuaciones químicas no están bien ajustadas:
a) $CaO + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$
b) $Hg + S \rightarrow Hg_2S$
c) $Cu_2S + O_2 \rightarrow 2\ Cu + SO_2$
d) $Cl_2 + 2\ Na \rightarrow 2\ NaCl$
Ajústalas convenientemente.

6. Observa la siguiente ecuación química:
$Na\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow Na_2O\ (s)$
a) Ajústala.
b) Explica toda la información que proporciona esta ecuación acerca de la reacción química que representa.

7. Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del metano: CH_4.

8. En la reacción:

$PbO + NH_3 \rightarrow Pb + N_2 + H_2O$

a) ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos de la reacción? Escribe sus nombres.

b) Escribe la reacción ajustada.

9. La reacción de formación del agua a partir de hidrógeno y oxígeno es:

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

Calcula la cantidad de agua en mol que se puede obtener a partir de 3,5 mol de oxígeno.

10. Dada la siguiente reacción química:

Óxido de calcio + cloruro de hidrógeno → cloruro de calcio + agua

a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.

b) Si reaccionan 84 g de calcio, ¿cuántos gramos de cloruro de calcio se obtienen?

c) ¿Qué cantidad de sustancia en mol de cloruro de hidrógeno será necesaria?

11. Al hacer reaccionar 2,33 g de hierro con oxígeno, según la reacción:

$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

¿Qué cantidad de óxido de hierro se obtiene?

12. El etano (C_2H_6) se combina con el oxígeno para dar dióxido de carbono y agua:

a) Escribe la reacción de combustión correspondiente y ajústala.

b) Si partimos de 30 g de etano, halla las masas de todas las sustancias que participan en la reacción.

13. El cloruro de hidrógeno se descompone por electrolisis, obteniéndose hidrógeno y cloro gaseosos.

a) Escribe la reacción ajustada.

b) Calcula el volumen de cada gas, medido en condiciones normales, que se obtiene cuando se descomponen 2,5 litros de cloruro de hidrógeno.

14. Calcula la cantidad de sustancia que hay en 140 g de dióxido de azufre (SO_2).

15. ¿Qué son las transformaciones químicas? ¿Y las físicas?

16. ¿Qué les ocurre a los enlaces químicos cuando se produce una reacción química?

17. ¿Cómo se define reacción química?

18. ¿Qué es una reacción química exotérmica? ¿Y una endotérmica?

19. ¿Cómo se representan las reacciones químicas?

20. ¿Qué es un reactivo? ¿Y un producto de una reacción?

21. Define de dos formas distintas el principio de conservación de la masa en las reacciones químicas.

22. ¿Qué son los coeficientes estequiométricos?

23. ¿En qué consiste ajustar una reacción química?

24. Ajusta las siguientes reacciones químicas:
    __HCl + __KOH → __KCl + __H_2O
    __S + __O_2 → __SO_3
    __SO_2 + __O_2 → __SO_3
    __$CuCO_3$ → __CuO + __CO_2
    __Fe_2O_3 → __Fe + __O_2

25. Ajusta las siguientes reacciones químicas por el método matemático:
    __Mg + __HCl → __$MgCl_2$ + __H_2
    __C_2H_5OH + __O_2 → __CO_2 + __H_2O
    __C_4H_8 + __O_2 → __CO_2 + __H_2O
    __H_2 + __Cl_2 → __HCl
    __Na + __H_2O → __$NaOH$ + __H_2

26. ¿Qué valor tiene el número de Avogadro? ¿Qué significa ese número?

27. ¿Qué dice la ley de Avogadro?

28. ¿A cuántos gramos de una sustancia equivale un mol de la misma?

29. ¿A cuántas partículas de una sustancia equivale un mol de la misma?

30. El ácido clorhídrico (HCl) reacciona con el potasio (K) dando cloruro de potasio (KCl) e hidrógeno (H_2). Escribir y ajusta lar reacción química correspondiente. Calcular los moles de ácido clorhídrico que reaccionarán con 25 moles de potasio.

31. Una de las reacciones que tiene lugar en el proceso de formación de la lluvia ácida es la siguiente: $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$. Calcular la cantidad en gramos de SO_3 que se forman cuando se lanzan a la atmósfera 100kg de SO_2.

32. Ajustar la reacción química y completar el cuadro:

$$__C_5H_{12} + __O_2 \rightarrow __CO_2 + __H_2O$$

Sustancia	C_5H_{12}	O_2	CO_2	H_2O
Masa molar (g/mol)				
Cantidad de sustancia (mol)	3			
Masa (g)		80		

33. El sulfuro de plomo (II) (PbS) reacciona con el oxígeno (O_2) para dar óxido de plomo (II) (PbO) y dióxido de azufre (SO_2). Escribir y ajustar la reacción química. Calcular el número de moles de sulfuro que reaccionan con 20 moles de oxígeno. Calcular los gramos de óxido de plomo (II) y dióxido de azufre se obtienen si inicialmente hay 100g de sulfuro.

34. Dada la reacción química ajustada: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$. ¿Cuántos gramos de H_2O se obtiene con 14g de CH_4?

35. El carbono reacciona con el oxígeno según la siguiente reacción: $C + O_2 \rightarrow CO_2$. Calcular los gramos de CO_2 que se obtiene a partir de 2 moles de C.

36. El óxido de de hierro (III) reacciona con el carbono según la reacción: $Fe_2O_3 + C \rightarrow Fe + CO_2$. Calcular los gramos de óxido necesarios para obtener 1000kg de hierro.