



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA

3º ESO

BLOQUE 1. CAMBIO DE UNIDADES

CAMBIO DE UNIDADES CON NOTACIÓN CIENTÍFICA (Recuerda que tienes que poner las operaciones que haces)

• **UNA SOLA MAGNITUD**

2,45 km → m

$$2,45 \cancel{\text{ km}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{ km}}} = 2,45 \cdot 10^3 \text{ m}$$

450 mg → kg

$$4,5 \cdot 10^2 \cancel{\text{ mg}} \cdot \frac{\text{kg}}{10^6 \cancel{\text{ mg}}} = 4,5 \cdot 10^2 \cdot 10^{-6} = 4,5 \cdot 10^{-6} \text{ kg/m}^3$$

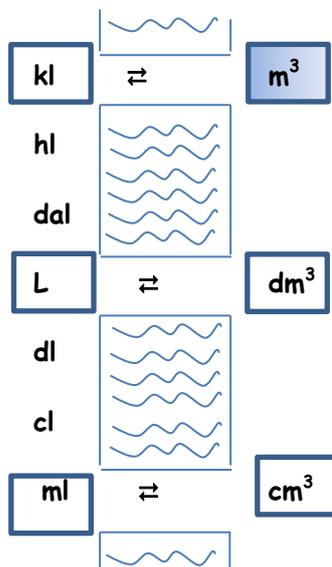
901 km² → dm²

$$9,01 \cdot 10^2 \cancel{\text{ km}^2} \cdot \frac{10^8 \text{ dm}^2}{1 \cancel{\text{ km}^2}} = 9,01 \cdot 10^2 \cdot 10^8 = 9,01 \cdot 10^{10} \text{ dm}^2$$

0,005 m³ → dl

$$5,0 \cdot 10^{-3} \cancel{\text{ m}^3} \cdot \frac{10^4 \text{ dl}}{1 \cancel{\text{ m}^3}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \cdot 10^4 = 5,0 \cdot 10 \text{ dl}$$

Recuerda el puente para este tipo de cambio de unidades:





EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

8 Tg → mg

$$8 \cancel{\text{Tg}} \cdot \frac{10^{15} \text{ mg}}{1 \cancel{\text{Tg}}} = 8 \cdot 10^{15} \text{ mg}$$

100 nA → GA

$$1 \cdot 10^2 \cancel{\text{nA}} \cdot \frac{1 \text{ GA}}{10^{18} \cancel{\text{mA}}} = 1 \cdot 10^2 \cdot 10^{-18} = 1 \cdot 10^{-16} \text{ GA}$$

28000 pm → mm

$$2,8 \cdot 10^4 \cancel{\text{pm}} \cdot \frac{1 \text{ mm}}{10^9 \cancel{\text{pm}}} = 2,8 \cdot 10^4 \cdot 10^{-9} = 2,8 \cdot 10^{-5} \text{ mm}$$

- **UNA SOLA MAGNITUD: UNIDADES DE PRESIÓN** 1 atm = 760 mm Hg = 101325 Pa

Transforma 150 mm Hg a atm:

$$150 \cancel{\text{mm Hg}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}} = 0,197 \text{ atm}$$

Transforma 150 mm Hg a Pa:

$$150 \cancel{\text{mm Hg}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{atm}}}{760 \cancel{\text{mm Hg}}} \cdot \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 19998,36 \text{ Pa} = 2 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

Transforma 960 hPa a atm:

$$960 \text{ hPa} = 9,6 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$9,6 \cdot 10^4 \cancel{\text{Pa}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101325 \cancel{\text{Pa}}} = 0,947 \text{ atm}$$

- **DOS MAGNITUDES**



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

$$21 \text{ g/cm}^3 \rightarrow \text{kg/m}^3$$

$$2,1 \cdot 10 \frac{\cancel{\text{g}} \cdot 1 \text{ kg}}{\cancel{\text{cm}^3} \cdot 10^3 \text{ g}} \cdot \frac{10^6 \cancel{\text{m}^3}}{1 \text{ m}^3} = 2,1 \cdot 10 \cdot 10^{-3} \cdot 10^6 = 2,1 \cdot 10^4 \text{ kg/m}^3$$

magnitud que aparece en el numerador (masa)

magnitud que aparece en el denominador (volumen)

$$28 \text{ kg/L} \rightarrow \text{cg/mm}^3$$

$$2,8 \cdot 10 \frac{\cancel{\text{kg}} \cdot 10^5 \text{ cg}}{\cancel{\text{L}} \cdot 1 \cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{10^6 \text{ mm}^3} = 2,8 \cdot 10 \cdot 10^5 \cdot 10^{-6} = 2,8 \text{ cg/mm}^3$$

$$28 \text{ } \mu\text{g/ml} \rightarrow \text{cg/m}^3$$

$$2,8 \cdot 10 \frac{\cancel{\mu\text{g}} \cdot 1 \text{ cg}}{\cancel{\text{ml}} \cdot 10^4 \cancel{\mu\text{g}}} \cdot \frac{10^6 \cancel{\text{ml}}}{1 \text{ m}^3} = 2,8 \cdot 10 \cdot 10^{-4} \cdot 10^6 = 2,8 \cdot 10^3 \text{ cg/m}^3$$

ACTIVIDADES

1. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a) 2,45 km \rightarrow m b) 3 kg \rightarrow g c) 25 cL \rightarrow L d) 3400 mm \rightarrow m e) 1,5 hg \rightarrow g

2. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a) 901 km² \rightarrow dm² b) 31,5 hm² \rightarrow dam² c) 1027 dm² \rightarrow dam² d) 4,77 mm² \rightarrow cm²
e) 407 km² \rightarrow m²

3. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a. 0,005 m³ \rightarrow dl
b. 20 m² \rightarrow km²
c. 25 mg \rightarrow hg
d. 3000 cm³ \rightarrow hl

4. Realiza los siguientes cambios de unidades:

a. 0,0005 kg/hl \rightarrow g/cm³
b. 17 g/ml \rightarrow kg/m³
c. 0,068 hg/dm³ \rightarrow mg/ml
d. 21 g/cm³ \rightarrow kg/m³



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

5. Transforma:
- 4 kPa \rightarrow atm
 - 765 mm Hg \rightarrow atm
 - 1,2 atm \rightarrow mm Hg
 - 70 mm Hg \rightarrow atm
 - 280 mmHg \Leftrightarrow atm
6. Realiza con notación científica los siguientes cambios de unidades:
- 25 kg/m³ \rightarrow ng/ μ L
 - 45 mg/ml \rightarrow dag/m³
 - 5817 pmol \rightarrow μ mol
 - 3,7 daA \rightarrow TA
 - 0,000017 hg \rightarrow μ g
7. Realiza los siguientes cambios de unidades:
- 50 mg/ L \rightarrow pg / μ L
 - 240 ng / mm³ \rightarrow cg/cL
 - 45 000 μ g / dL \rightarrow kg/m³
 - 800 pmol \rightarrow mmol
 - 0,00005 MA \rightarrow mA
8. Realiza los siguientes cambios de unidades:
- 0,003 mA \rightarrow GA
 - 120 km \rightarrow nm
 - 2700 Tm \rightarrow mm
 - 0,00000057 MA \rightarrow mA
 - 450 pmol \rightarrow mmol
9. Transforma las siguientes cifras empleando la notación científica
- 240 dag / m³ \rightarrow mg / dL
 - 4500 μ g / cl \rightarrow kg/ m³
 - 87000 pmol \rightarrow mmol
 - 0,0000005 MA \rightarrow mA
 - 45 μ g / cl \rightarrow kg/ m³

SOLUCIONES



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

1. a) $2,45 \cdot 10^3$ m; b) $3 \cdot 10^3$ g; c) $2,5 \cdot 10^{-1}$ L d) 3,4 m e) $1,5 \cdot 10^2$ g.
2. a) $9,01 \cdot 10^{10}$ dm²; b) $3,15 \cdot 10^4$ dam²; c) $1,027 \cdot 10^{-1}$ dam²; d) $4,77 \cdot 10^{-2}$ mm²; e) $4,07 \cdot 10^8$ m².
3. a) $5,0 \cdot 10$ dl; b) $2,0 \cdot 10^{-5}$ km²; c) $2,5 \cdot 10^{-4}$ hg; d) $3,0 \cdot 10^{-2}$ hl.
4. a) $5 \cdot 10^{-6}$ g/cm³ b) $1,7 \cdot 10^4$ kg/m³ c) 6,8 mg/ml; d) $2,1 \cdot 10^{-8}$ kg/m³.
5. a) $0,0365$ atm = $3,65 \cdot 10^2$ atm; b) 1,007 atm c) 912 mm Hg; d) $9,2 \cdot 10^{-2}$ atm; e) $3,68 \cdot 10^{-1}$ atm.
6. a) $2,5 \cdot 10^4$ ng/μL; b) $4,5 \cdot 10^3$ dag/m³; c) $5,817 \cdot 10^{-3}$ μmol; d) $3,7 \cdot 10^{-11}$ TA; e) $1,7 \cdot 10^3$ μg.
7. a) $5 \cdot 10^4$ pg/μL; b) $2,4 \cdot 10^{-1}$ cg/cL; c) $4,5 \cdot 10^{-1}$ kg/m³; d) $8 \cdot 10^{-7}$ mmol; e) $5 \cdot 10^4$ mA.
8. a) $3 \cdot 10^{-15}$ GA; b) $1,2 \cdot 10^{14}$ nm; c) $2,7 \cdot 10^{18}$ mm; d) $5,7 \cdot 10^2$ mA; e) $4,5 \cdot 10^{-7}$ mmol.
9. a) $2,4 \cdot 10^2$ mg/dL, b) $4,5 \cdot 10^{-1}$ kg/m³; c) $8,7 \cdot 10^{-5}$ mmol; d) $5 \cdot 10^2$ mA; e) $4,5 \cdot 10^{-3}$ kg/m³.



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

BLOQUE 2. EL ÁTOMO

1. Indica el número atómico, el número másico, el número de protones, el número de neutrones y el número de electrones de los siguientes elementos:

Elemento	Z = Número atómico	A = Número másico	Número de protones p ⁺ (Z)	Número de neutrones n ^o (N = A-Z)	Número de electrones e ⁻ <i>Coincide con p⁺ en un átomo neutro, y tantos más e⁻ como cargas negativas tenga el ión, y tantos menos e⁻ como cargas positivas tenga el catión</i>
${}^6_{13}\text{C}$	6	13	6	7	6
${}^{17}_{35}\text{Cl}$	17	35	17	18	17
${}^{17}_{36}\text{Cl}$	17	36	17	19	17
${}^{17}_{35}\text{Cl}^-$	17	35	17	18	18 (17+1)
${}^{13}_{29}\text{Al}$	13	29	13	16	13
${}^{13}_{29}\text{Al}^{3+}$	13	29	13	16	10 (13-3)
${}^{11}_{23}\text{Na}^+$	11	23	11	12	10 (11-1)
${}^{11}_{23}\text{Na}$	11	23	11	12	10 11-1)

2. Determina la configuración electrónica de estos átomos: ${}^7_{12}\text{A}$, ${}^5_{10}\text{B}$, ${}^5_{11}\text{C}$, ${}^5_{12}\text{D}$, ${}^{26}_{56}\text{E}$, ${}^{20}_{40}\text{F}$.
¿Se trata del mismo elemento? ¿por qué?

Para hacer las configuraciones electrónicas nos fijaremos en el número atómico y colocaremos tantos electrones como nos indique dicho número, ya que se tratan de átomos neutros (si fueran iones habría que sumar tantos electrones como cargas negativas aparecieran en los aniones, y restar tantos electrones como cargas positivas presentaran los cationes). Hay que seguir el orden del diagrama de Moeller :



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

~~1s~~
~~2s 2p~~
~~3s 3p 3d~~
~~4s 4p 4d 4f~~
~~5s 5p 5d 5f ...~~
~~6s 6p 6d~~

${}_{7}^{12}\text{A}$ $1s^2 2s^2 2p^3$ (si sumas el valor de los superíndices coincide con el número atómico (subrayado): $2 + 2 + 3 = 7$)

${}_{5}^{10}\text{B}$ $1s^2 2s^2 2p^1$ ($2 + 2 + 1 = 5$)

${}_{5}^{11}\text{C}$, $1s^2 2s^2 2p^1$ ($2 + 2 + 1 = 5$)

${}_{5}^{12}\text{D}$, $1s^2 2s^2 2p^1$ ($2 + 2 + 1 = 5$)

${}_{26}^{56}\text{E}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ ($2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 6 = 26$). Esta configuración termina en 3d, pero previamente hemos completado un orbital de mayor nivel, el 4s. Tenemos que ordenarlo por niveles energéticos: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ (como se ve, en primer lugar está el orbital de nivel 1, luego todos los del nivel 2, a continuación, todos los del nivel 3 y por último, el de nivel 4)

${}_{20}^{40}\text{F}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ($2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 = 20$)

B, C, y D, sí son el mismo elemento, pues presentan el mismo número atómico, $Z=5$. Los demás pertenecen a elementos diferentes.

3. Indica la configuración electrónica de los siguientes elementos: ${}_{17}^{35}\text{Cl}$; ${}_{17}^{36}\text{Cl}$; ${}_{19}^{39}\text{K}$; ${}_{27}^{58}\text{Co}$

${}_{17}^{35}\text{Cl}$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

${}_{17}^{36}\text{Cl}$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

${}_{19}^{39}\text{K}$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

${}_{27}^{58}\text{Co}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

4. Sabemos que los isótopos más estables del azufre son el ${}^{32}\text{S}$, el ${}^{33}\text{S}$, el ${}^{34}\text{S}$, cuyas abundancias relativas son 95%, 1% y 4% respectivamente. Determina la masa atómica del azufre.

Estos isótopos se diferencian en el número de neutrones: 32, 33 y 34 respectivamente.

$$A(\text{S}) = \frac{(32 \cdot 95) + (33 \cdot 1) + (34 \cdot 4)}{100} = 32,09 \text{ u}$$



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

ACTIVIDADES

1. ¿A qué científicos corresponden los siguientes postulados sobre el átomo?
- "... El átomo es como una bola de materia (protones) con los electrones diseminados por ella en su interior como las pasas en un pastel..."
 - "... el átomo está formado por un pequeño núcleo en el centro en el que están los protones y los neutrones, y una corteza formada por una nube de electrones alrededor del núcleo que giran alrededor de él..."
 - "... los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo atómico en diferentes capas u órbitas de manera similar a la que los planetas del sistema solar lo hacen alrededor del Sol..."

Sol.: a) Thomson b) Rutherford c) Bohr

2. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En el modelo atómico de Dalton ya se sabía que el número de protones era igual que el de electrones.

- Las partículas subatómicas las descubre Rutherford a partir del experimento de la lámina de oro.
- El modelo de Rutherford no contempla la existencia de neutrones, los descubre unos 20 años después un físico inglés llamado J. Chadwick.
- Thomson descubre que la primera partícula subatómica es el protón del núcleo.
- El número atómico es el número de protones que tiene un átomo.
- El número atómico coincide con el número de neutrones en los isótopos.
- El número másico es el número de neutrones más el de electrones de un átomo.
- El número atómico se representa por la letra A .
- El número de cargas de un átomo se determina a partir del número atómico. Completa los datos que faltan en la siguiente tabla relacionada con los isótopos del calcio.

	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
Ca		20			
Ca	20				42
Ca					43
Ca		24			
Ca		26			
Ca					48

Sol.: a) F; b) F; c) V; d) F; e) V; f) F; g) F; h) F; i) V;



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA

3º ESO

- j) 20,20,20,20,40;
 20,22,20,20, 42;
 20,23,20,20,43;
 20,24,20,20,44;
 20,26,20,20,46;
 20,28,20,20,48;

3. Indica el número atómico, el número másico, el número de protones, el número de neutrones y el número de electrones de los siguientes elementos ${}^6_{12}\text{C}$, ${}^6_{14}\text{C}$, ${}_{21}^{45}\text{Sc}$, ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{26}^{56}\text{Fe}$, ${}^4_9\text{Be}$
 Sol.: ${}^6_{12}\text{C}$: 6, 12, 6, 6, 6; ${}^6_{14}\text{C}$: 6, 14, 6, 8, 6; ${}_{21}^{45}\text{Sc}$: 21, 45, 21, 24, 21; ${}_{12}^{24}\text{Mg}$: 12, 24, 12, 12, 12;
 ${}_{26}^{56}\text{Fe}$: 26, 56, 26, 30, 26; ${}^4_9\text{Be}$: 4, 9, 4, 5, 4;

4. Indica el número atómico, el número másico, el número de protones, el número de electrones y el número de neutrones de los siguientes elementos: ${}^6_{12}\text{C}$; ${}_{17}^{35}\text{Cl}$; ${}_{17}^{36}\text{Cl}$; ${}_{13}^{29}\text{Al}$; ${}_{35}^{80}\text{Br}$.
 Sol.: ${}^6_{12}\text{C}$: 6, 12, 6, 6, 6; ${}_{17}^{35}\text{Cl}$: 17, 35, 17, 17, 18 ${}_{17}^{36}\text{Cl}$: 17, 36, 17, 17, 19
 ${}_{13}^{29}\text{Al}$: 13, 29, 13, 13, 16 ${}_{35}^{80}\text{Br}$: 35, 80, 35, 35, 45

5. Completa la siguiente tabla :

ELEMENTO	Z =	A =	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
${}_1\text{H}^1$						
N		14				$1s^2 2s^2 2p^3$
${}^{26}_{12}\text{Mg}$			12			
${}^{16}_{16}\text{S}$				18		
${}^{70}_{31}\text{Ga}$						
${}^{39}_{19}\text{K}^{+1}$					18	
Br^{-1}	35			45		

- Sol: ${}_1\text{H}^1$: 1, 1, 1, 0, 1, $1s^1$;
 N: 7, 14, 7, 7, 7, $1s^2 2s^2 2p^3$
 ${}^{26}_{12}\text{Mg}$: 12, 26, 12, 14, 12, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 ${}^{16}_{16}\text{S}$: 16, 34, 16, 18, 16, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 ${}^{70}_{31}\text{Ga}$: 31, 70, 31, 39, 31, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 3p^1$
 ${}^{39}_{19}\text{K}^{+1}$: 19, 39, 19, 20, 18, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 Br^{-1} : 35, 80, 35, 45, 31, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 3p^5$

6. Completa la tabla:

Símbolo	Nºatómico=_	Nºmásico=_	Nºprotones	NºNeutrones	Nºelectrones
${}^9_4\text{Be}$					
${}^{20}_{10}\text{Ne}$					
${}^{24}_{12}\text{Mg}$					



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$					
${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$					

Sol.: N° atómico= Z; N° másico= A; ${}_4^9\text{Be}$: 4, 9, 4, 5, 4; ${}_{10}^{20}\text{Ne}$: 10, 20, 10, 10, 10;

${}_{12}^{24}\text{Mg}$: 12, 24, 12, 12, 12 ${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$: 12, 24, 12, 12, 10; ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$: 16, 32, 16, 14, 18;

7. El uranio se presenta en forma de tres isótopos: ${}_{92}^{234}\text{U}$ (0'0057%), ${}_{92}^{235}\text{U}$ (0'72 %); ${}_{92}^{238}\text{U}$ (99,27%):

¿En qué se diferencian estos isótopos? ¿Cuál es la masa atómica del uranio natural?

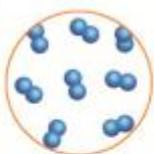
Sol.: Estos isótopos se diferencian en el número de neutrones: 142, 143 y 146 respectivamente .

$A(\text{U})= 237,968 \text{ u}$

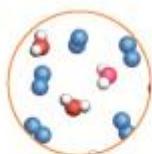
ELEMENTOS Y COMPUESTOS

1. Indica si hay en cada recipiente una sustancia pura, una mezcla, una sustancia simple o una sustancia compuesta, justifícalo

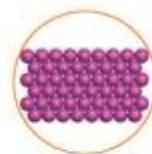
a)



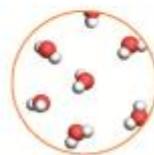
c)



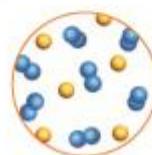
e)



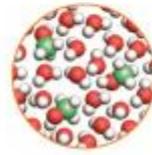
b)



d)



f)



- a) Sustancia pura, simple, formada por partículas (moléculas) de un solo tipo de átomos
 b) Sustancia pura, compuesto, formada por partículas (moléculas) iguales entre sí, constituidas por diferentes tipos de átomos.
 c) Mezcla, formada por dos tipos de partículas (moléculas)
 d) Mezcla, formada por dos tipos de partículas (moléculas y átomos aislados)
 e) Sustancia pura, simple, formada por partículas (átomos) de un solo tipo
 f) Mezcla, formada por dos tipos de partículas (moléculas)

2. El litio es un metal muy utilizado en las baterías recargables de automóviles, ordenadores y teléfonos móviles. Calcula el porcentaje de litio en los siguientes compuestos:

- a. Carbonato de litio: LiCO_3
 b. Hidróxido de litio: LiOH
 c. Cloruro de litio: LiCl

Datos de masas atómicas: $\text{Li} = 7 \text{ u}$; $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{Cl} = 35 \text{ u}$

$$\% \text{Li} = \frac{n \cdot \text{masa atómica del elemento (litio)}}{\text{Masa molecular del compuesto}} \cdot 100$$

- a. Carbonato de litio: LiCO_3
 $(1 \cdot 7\text{u}) + (1 \cdot 12 \text{ u}) + (3 \cdot 16\text{u}) = 69 \text{ u}$

$$\% \text{Li} = \frac{7\text{u}}{69 \text{ u}} \cdot 100 = 10,14 \%$$



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

- b. Hidróxido de litio: LiOH
 $(1 \cdot 7u) + (1 \cdot 16u) + (1 \cdot 1u) = 24u$

$$\% \text{Li} = \frac{7u}{24u} \cdot 100 = 29,16\%$$

- c. Cloruro de litio: LiCl $(1 \cdot 7u) + (1 \cdot 35,5u) = 42,5u$

$$\% \text{Li} = \frac{7u}{42,5u} \cdot 100 = 16,67\%$$

3. ¿Cuánto ocupan 5 moles de O_2 en condiciones estándar?

El oxígeno (O_2) es un gas, por tanto, para calcular el número de moles, podemos usar la ecuación general de gases ($p \cdot V = n \cdot R \cdot T$). Sin embargo, como nos indican que se encuentra en condiciones estándar (273 K y 10^5 Pa), y sabemos que un mol de cualquier gas en esas condiciones ocupa 22,7L:

$$5 \text{ mol} \cdot 22,7 \text{ L/mol} = 113,5 \text{ L}$$

4.

- a. Calcula el número de moles que hay en un kg de agua H_2O .

Datos $\text{H}=1u$; $\text{O}=16u$;

Para calcular el número de moles, primero necesitamos conocer la masa molar del agua. Utilizamos las masas atómicas relativas del hidrógeno y del oxígeno, y con ello obtenemos la masa molecular relativa del agua. Ese mismo valor, pero expresado en g/mol, es la masa molar del agua:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) = (2 \cdot 1u) + (1 \cdot 16u) = 18u \rightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,56 \text{ mol}$$

También lo podemos plantear por factores de conversión:

$$1000 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 55,56 \text{ mol}$$

- b. Calcula el número de moléculas que hay 100 g de ácido sulfúrico H_2SO_4 .

Datos $\text{H}=1u$; $\text{O}=16u$; $\text{S}=32u$



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Para calcular el número de moléculas primero tenemos que conocer el número de moles que hay en los 100 g de ácido sulfúrico. Procedemos del mismo modo que en el apartado anterior:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = (2 \cdot 1 \text{ u}) + (1 \cdot 32 \text{ u}) + (4 \cdot 16 \text{ u}) = 98 \text{ u} \rightarrow M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 1,02 \text{ mol}$$

Una vez que conocemos el número de moles, para calcular el número de moléculas, aplicamos la fórmula:

$$N = n \cdot N_A = 1,02 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 6,14 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4.$$

También lo podemos plantear por factores de conversión:

$$100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} =$$

$$= 6,14 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4.$$

c. Calcula el número de átomos de hidrógeno que hay en 17 g de amoníaco NH_3 .
Datos $\text{H}=1\text{u}$; $\text{N}=14\text{u}$;

Para calcular el número átomos que hay en esos 17 g de amoníaco, tenemos que conocer el número de moléculas que contiene, y después multiplicaremos por tres, ya que según observamos en la fórmula, cada molécula contiene tres átomos de hidrógeno.

Como en el caso anterior, para determinar el número de moléculas, primero tenemos que conocer el número de moles que hay en los 17 g de amoníaco. Procedemos entonces como en los casos anteriores:

$$M_r(\text{NH}_3) = 1 \cdot A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{H}) = (1 \cdot 14 \text{ u}) + (3 \cdot 1 \text{ u}) = 17 \text{ u} \rightarrow M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{17 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Una vez que conocemos el número de moles, para calcular el número de moléculas, aplicamos la fórmula:

$$N = n \cdot N_A = 1 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Y ahora, tal como hemos apuntado al inicio, multiplicamos por tres:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 3 \text{ átomos de hidrógeno / molécula NH}_3 = 1,081 \cdot 10^{24} \text{ átomos de hidrógeno.}$$

También lo podemos plantear por factores de conversión:

$$17\text{g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ átomos de H}}{\text{molécula de NH}_3} =$$

$$= 1,081 \cdot 10^{23} \text{ átomos de hidrógeno.}$$

5. ¿Qué cantidad de moles hay en 40 cm^3 de CO_2 en condiciones estándar? ¿Y de moléculas?
Como se trata de un gas que está en condiciones estándar (0°C y 10^5 Pa de presión), y sabemos que en estas condiciones un mol ocupa $22,7 \text{ L}$:

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,7 \text{ L}} = \frac{x \text{ mol}}{0,04 \text{ L}} \quad x = 1,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Una vez que conocemos el número de moles, para calcular el número de moléculas, aplicamos la fórmula:

$$N = n \cdot N_A = 1,76 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1,06 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

6. ¿Qué pesará más, 2 moles de metano CH_4 o 1,5 moles de dióxido de carbono? ¿Dónde habrá mayor número de moléculas?

Datos de masas atómicas en una: c(12); H(1); O(16)

$$\text{CH}_4 : (12 \text{ u} \cdot 1 \text{ át. C}) + (1 \text{ u} \cdot 4 \text{ át H}) = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g/mol}$$

$$\text{CO}_2 : (12 \text{ u} \cdot 1 \text{ át. C}) + (16 \text{ u} \cdot 2 \text{ át O}) = 44 \text{ u} \dots\dots\dots 44 \text{ g/mol}$$

$$2 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol CH}_4 = 32 \text{ g}$$

$$1,5 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol CO}_2 = 66 \text{ g.} \quad \text{Pesa más 1,5 mol de dióxido de carbono}$$



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Como un mol es la unidad de cantidad de materia y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas (en este caso moléculas), contienen mayor número de moléculas los dos moles de metano que uno y medio de dióxido de carbono.

(se puede resolver también mediante operaciones):

$$N = n \cdot N_A = 1,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$N = n \cdot N_A = 2 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1,2044 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

7. Si tenemos $4 \cdot 10^{22}$ moléculas de N_2 en condiciones estándar ¿qué volumen ocuparán?

Lo primero que tenemos que calcular es el número de moles que le corresponde a este número de moléculas:

$$n = N/N_A = 4 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} / 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 6,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$\frac{1 \text{ mol}}{22,7 \text{ L}} = \frac{6,64 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{x \text{ L}} \quad x = 1,507 \text{ L}$$

8. Calcula el volumen molar del plomo y del mercurio. Datos: $d_{\text{Hg}}=13,6 \text{ g/cm}^3$ $d_{\text{Pb}}=11,4 \text{ g/cm}^3$

Para calcular el volumen molar, usaremos la relación entre masa y volumen a través de la densidad. La masa que tiene un mol la conocemos a través de la masa atómica relativa. La tabla periódica nos proporciona esta información. Así, la masa atómica relativa $A_r[\text{Hg}] = 200,6 \text{ u}$, por lo que la masa molar $M_{\text{Hg}} = 200,6 \text{ g/mol}$ y $A_r[\text{Pb}] = 207,2 \text{ u}$ y, por tanto, $M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g/mol}$.

$$V = \frac{M_{\text{Hg}}}{\rho} = \frac{200,6 \text{ g/mol}}{13,6 \text{ g/cm}^3} = 14,75 \text{ cm}^3$$

$$V = \frac{M_{\text{Pb}}}{\rho} = \frac{207,2 \text{ g/mol}}{11,4 \text{ g/cm}^3} = 18,17 \text{ cm}^3$$

9. En una probeta tenemos 50 ml de acetona (C_3H_6O) un líquido incoloro de olor característico usado como disolvente) ¿cuántos moles de acetona tenemos? Datos $d_{\text{acetona}}= 0,74 \text{ g/ml}$

Para conocer el número de moles, primero tenemos que conocer la cantidad de masa que hay en los 50 mL de acetona:

$$m = \rho \cdot V = 0,74 \text{ g/ml} \cdot 50 \text{ ml} = 37 \text{ g.}$$

Ahora utilizaremos la masa molar, que calculamos usando la masa molecular relativa:



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

$M_r [C_3H_6O] = (A_r[C] \cdot 3) + (A_r[H] \cdot 6) + (A_r[O] \cdot 1) = (12 \text{ u} \cdot 3) + (1 \text{ u} \cdot 6) + (16 \text{ u} \cdot 1) = 58 \text{ u}$, por lo que la masa molar será $M_{\text{acetona}} = 58 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{37 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 0,638 \text{ mol}$$

Podemos resolverlo por factores de conversión, empezando por la cantidad de acetona que tengo:

$$50 \text{ ml acetona} \cdot \frac{0,74 \text{ g acetona}}{\text{ml acetona}} \cdot \frac{1 \text{ mol acetona}}{58 \text{ g acetona}} = 0,638 \text{ mol}$$

10. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, corrigiendo éstas últimas:
8. Un cristal iónico posee bajos puntos de fusión y ebullición. **F. Un cristal iónico posee altos puntos de fusión y ebullición**
9. El enlace metálico forma estructuras de red cristalinas formadas por iones positivos y negativos. **F El enlace metálico forma estructuras de red cristalinas formadas por cationes metálicos inmersos en una nube de electrones que los mantienen unidos.**
10. Un cristal iónico conduce la electricidad solo cuando está disuelto en agua. **F y cuando está fundido**
11. Los no metales son sólidos, dúctiles y duros. **F. Los metales son dúctiles y duros, y sólidos salvo el mercurio, que es líquido.**
12. Las moléculas solo se presentan en estado sólido o líquido. **F. También se presentan en estado gaseoso**
13. Las sustancias con enlace covalente no pueden formar redes cristalinas. **F los cristales covalentes, como el diamante, presentan enlace covalente.**
14. Las únicas sustancias que conducen la electricidad son los metales. **F. los cristales iónicos conducen la electricidad si están fundidos o en disolución.**
15. Las moléculas son sustancias que presentan enlace covalente. **V**
16. Los cristales iónicos conducen bien la corriente en estado sólido porque tienen cargas positivas y negativas **F. los cristales iónicos conducen la electricidad si están fundidos o en disolución.**
17. Las siguientes propiedades corresponden a un cristal iónico: "Presenta altos puntos de fusión y ebullición. No conduce la electricidad en estado sólido. No se disuelve en agua. Es un elemento" **Corresponde a un cristal covalente, como el diamante**



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

ACTIVIDADES

1. Determina la composición centesimal de estos compuestos. a) Amoníaco, NH_3 b) Metano, CH_4
c) Óxido de níquel(III), Ni_2O_3 d) Hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Masas atómicas (u): H = 1,0; C = 12; N = 14; O = 16; Mg = 24; Ni = 59

Sol.: a) % N = 82 %; % H = 18 % b) % C = 75 %; % H = 25 % c) % Ni = 71%; % O = 29 %; d) % Mg = 41%
% O = 55 %; % H = 3 %

2. Deduce que sustancia tiene mayor porcentaje de nitrógeno:

- Nitrato de potasio: KNO_3
- Nitrito de potasio: KNO_2
- Nitrito de calcio: $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$

Datos: K= 39 u; N=14 u; O= 16 u; Ca= 40 u.

Sol.: $\text{KNO}_3 = 14\%$; $\text{KNO}_2 = 16\%$; $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 = 21\%$

3. Dada la sustancia cuya fórmula es $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:

- Identifica el número de átomos distintos que la forman.
- Calcula su masa molecular.
- Determina su composición centesimal.

Datos : Pb= 207 u; N= 14 u ; O= 16 u.

Sol.: a. Hay un átomo de plomo (Pb), dos de nitrógeno (N), y seis de oxígeno (O) en cada unidad fórmula.

b. 331 u. c. % Pb = 62,54%; % N = 8,46 %; % O = 29 %.

4. Dada la sustancia cuya fórmula es $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$:

- Identifica el número de átomos distintos que la forman.
- Calcula su masa molecular.
- Determina su composición centesimal.

Datos: Al = 27 u; S = 32 u; O = 16 u.

Sol.: a. Por cada unidad fórmula hay dos átomos de aluminio (Al), tres átomos de azufre (S) y nueve átomos de oxígeno. b. 294 u. c. % Al = 18,37 %; % S = 32,65 %; % O = 48,98 %

5. ¿Cuántos moles hay en 1 litro de agua? ¿Cuántas moléculas hay? Masas atómicas H=1 u; O=16 u.

Sol.: 55,56 mol; $3,35 \cdot 10^{25}$ moléculas de H_2O

6. ¿Qué cantidad de moléculas de O_2 hay en una jeringa de 3 cm^3 si se encuentra en condiciones estándar? Sol.: $7,96 \cdot 10^{19}$ moléculas

7. ¿Cuántos moles hay en una bombona de oxígeno de 12 litros que está a en condiciones estándar?

¿Cuántas moléculas hay? Sol.: 0,529 mol; $3,183 \cdot 10^{23}$ moléculas

8. Si cogemos 500 mL de hierro y 500 mL de agua ¿cuál de las dos sustancias tiene un mayor número de átomos? Dato: densidad hierro $7,9 \text{ g/cm}^3$, masas atómicas (en uma): H = 1; O = 16; Fe = 56

Sol.: Fe: 70,536 mol; $4,248 \cdot 10^{25}$ átomos. H_2O : 27,778 mol; $1,673 \cdot 10^{25}$ moléculas; $5,018 \cdot 10^{25}$ átomos.

Tiene más átomos el agua.

9. Se toman 5,1 g de H_2S (gas). Calcule:



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

a) El nº de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones estándar b) El nº de moléculas de H_2S presentes. c) El nº de átomos de hidrógeno. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{S} = 32$.

Sol.: a) 0,15 mol, 3,41 L; b) $6,624 \cdot 10^{22}$ moléculas; c) $1,325 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.

10. Un litro de SO_2 se encuentra en condiciones estándar. Calcule:

a) El nº de moles que contiene. b) El nº de moléculas de SO_2 presentes. c) La masa de una molécula de dióxido de azufre. Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$

Sol.: a) 0,044 mol; b) $2,653 \cdot 10^{22}$ c) $1,063 \cdot 10^{-22}$ g.

11. Diga si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando las respuestas:

a) Un mol de cualquier compuesto químico ocupa, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.

b) El Número de Avogadro indica el número de moléculas que hay en un mol de cualquier compuesto químico.

Sol.: a) Falso. Esa afirmación solo es válida para los gases. B) Verdadero. El Número de Avogadro indica el número de partículas que hay en un mol, $6,022 \cdot 10^{23}$. Si estamos hablando de un compuesto químico molecular, un mol siempre tendrá ese número de moléculas.

12. Si tenemos $4 \cdot 10^{22}$ moléculas de N_2 en c.n. ¿qué volumen ocuparán a 3 atm? Sol.: 0,066 mol; 0,49 L

13. Luis y Ana se han marchado en su coche a pasar el día en la playa, para lo cual han consumido cierta cantidad de gasolina y han expulsado a la atmósfera 2728 g de dióxido de carbono (CO_2).

a) Calcula la masa molecular y la masa molar del CO_2 . b) Halla el número de moles de este gas que nuestros amigos han expulsado a la atmósfera, contribuyendo de este modo a incrementar el efecto invernadero. c) Calcula el número de moléculas de este gas expulsadas por el tubo de escape del vehículo. Datos: masa atómica $\text{C} = 12$ u; $\text{H} = 1$ u.

Sol.: 44 u; 44g/mol; 62 mol; $3,734 \cdot 10^{25}$ moléculas

14. La bombona contiene 14 kg de gas butano (C_4H_{10}) a presión. Determina: a) La masa en gramos del gas contenido en la bombona. b) La masa molecular del butano. c) La masa molar del gas butano en g/mol. d) El número de moles de butano que contiene la bombona. e) El número de moléculas de butano que contiene la bombona. f) el número de átomos total que hay en la bombona. Dato: Butano: C_4H_{10}

Sol.: a) 14 000 g b) 58 u c) 58 g/mol d) 241,379 mol e) $1,454 \cdot 10^{26}$ moléculas f) $2,035 \cdot 10^{27}$ átomos.

15. Averigua el volumen molar del mercurio, sabiendo que su densidad es $13,6 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuántos átomos hay en 20 ml de mercurio?

Sol.: $14,75 \text{ cm}^3$; 1,356 mol; $8,166 \cdot 10^{23}$ átomos de mercurio.

16. El hierro es el elemento responsable de las chispas que saltan al prender las bengalas. Indica razonadamente qué bengala contendrá más moles de hierro, ¿la que contiene 0,56 g de hierro o la que contiene $6,02 \cdot 10^{21}$ átomos de hierro? Dato: Masa atómica $\text{Fe} = 56$ u

Sol.: ambas contienen el mismo número de moles (0,01 mol)



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

17. Los cítricos son frutas con alto contenido en ácido ascórbico, $C_6H_8O_6$, también llamado vitamina C. Esta vitamina fortalece el sistema inmunológico.

Si un vaso de zumo contiene $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de vitamina C:

- Calcula los moles de vitamina C que contiene.
- Determina la masa de esa vitamina C.
- Calcula el número de átomos de carbono que existen.

Datos $H=1u$; $O=16u$; $C=12u$

Sol.: a. $5 \cdot 10^{-4}$ mol de vitamina C; b. 0,09 g de vitamina C; c. $1,8 \cdot 10^{21}$ átomos de C.

18. Si cogemos 1 L de mercurio y 1 L de agua ¿cuál de las dos sustancias tiene un mayor número de átomos? Datos : $\rho_{Hg} = 13,7 \text{ g/mL}$; masas atómicas: $Hg= 201 u$; $H = 1 u$; $O = 16 u$

Sol.: Tiene mayor número de átomos un litro de agua: $H_2O = 1,004 \cdot 10^{26}$ átomos; $Hg = 4,074 \cdot 10^{25}$ átomos.

19. Completa estas frases relativas a las agrupaciones de átomos. a) Una estructura ordenada regularmente en el espacio se denomina b) Los átomos metálicos forman moléculas en estado sólido. c) Los compuestos iónicos conducen la en estado o d) Las moléculas tiene puntos de fusión y ebullición más que los compuestos que forman cristales.

Sol.: a) Una estructura ordenada regularmente en el espacio se denomina cristal. b) Los átomos metálicos no forman moléculas en estado sólido. c) Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado líquido (fundido) o disueltos. d) Las moléculas tiene puntos de fusión y ebullición más bajos que los compuestos que forman cristales.

20. Completa:

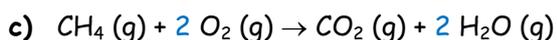
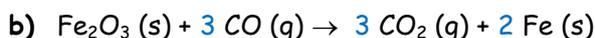
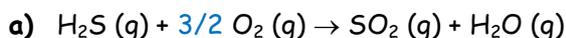
	SUSTANCIA IÓNICA	SUSTANCIA COVALENTE		METALES
TIPO DE ENLACE				
ESTRUCTURA				
ESTADO NATURAL				
PUNTO DE FUSIÓN				
SOLUBILIDAD				
CONDUCTIVIDAD				



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

BLOQUE 3. LOS CAMBIOS

1. Realiza el ajuste estequiométrico de las siguientes ecuaciones químicas:



2. Se calientan 10 g de azufre y 10 g de hierro en un recipiente cerrado. La ecuación química es: $\text{S (s)} + \text{Fe (s)} \rightarrow \text{FeS (s)}$

a) ¿Hay algún reactivo en exceso?

$$m \quad 10 \text{ g S}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,3125 = 0,31 \text{ mol S}$$

$$M \quad 32 \text{ g/mol}$$

$$m \quad 10 \text{ g Fe}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 0,1785 = 0,18 \text{ mol Fe}$$

$$M \quad 56 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol S} \quad 0,31 \text{ mol S} \quad 0,18 \text{ mol S} \\ \hline 1 \text{ mol Fe} \quad 0,31 \text{ mol Fe} \quad 0,18 \text{ mol Fe} \end{array}$$

No tenemos esta cantidad de Fe. El azufre está en exceso

b) ¿Qué cantidad de FeS se produce?

$$1 \text{ mol FeS} \quad 0,18 \text{ mol FeS}$$

$$\frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol Fe}} = \frac{0,18 \text{ mol FeS}}{0,18 \text{ mol Fe}} \quad m = n \cdot M = 0,18 \text{ mol FeS} \cdot 88 \text{ g/mol} = 15,84 \text{ g de FeS}$$

$$1 \text{ mol Fe} \quad 0,18 \text{ mol Fe}$$

Datos: Masas atómicas: Fe= 56 u; S=32 u.

3. El agua oxigenada se descompone según la siguiente reacción:





EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

Ajusta la ecuación química y calcula los gramos de agua que se obtienen a partir de 85 g de agua oxigenada y el volumen que ocupará el oxígeno desprendido en condiciones estándar.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{85\text{g H}_2\text{O}_2}{34\text{ g/mol}} = 2'5\text{ mol H}_2\text{O}_2$$

$$\frac{1\text{ mol H}_2\text{O}_2}{1\text{ mol H}_2\text{O}} = \frac{2'5\text{ mol H}_2\text{O}_2}{2'5\text{ mol H}_2\text{O}} \quad m = n \cdot M = 2'5\text{ mol H}_2\text{O} \cdot 18\text{ g/mol} = 45\text{ g de H}_2\text{O}$$

$$\frac{1\text{ mol H}_2\text{O}_2}{1/2\text{ mol O}_2} = \frac{2'5\text{ mol H}_2\text{O}_2}{1'25\text{ mol O}_2} \quad V = n \cdot V_M = 1'25\text{ mol O}_2 \cdot 22'7\text{L/mol} = 28,38\text{ L}$$

4. Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico (H_2SO_4) en una reacción que produce sulfato de cinc (ZnSO_4) e hidrógeno. Calcula:

a) El volumen de hidrógeno que se obtiene, en condiciones estándar.

b) La masa de sulfato de cinc formada.

Datos: Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4.



a)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10\text{g Zn}}{65'4\text{ g/mol}} = 0'15\text{ mol Zn}$$

$$\frac{1\text{ mol Zn}}{1\text{ mol H}_2} = \frac{0'15\text{ mol Zn}}{0'15\text{ mol H}_2} \quad V = n \cdot V_M = 0'15\text{ mol H}_2 \cdot 22'7\text{L/mol} = 3,4\text{ L}$$

b)

$$\frac{1\text{ mol Zn}}{1\text{ mol ZnSO}_4} = \frac{0'15\text{ mol Zn}}{0'15\text{ mol ZnSO}_4} \quad m = n \cdot M = 0'15\text{ mol ZnSO}_4 \cdot 161'4\text{ g/mol} = 24'21\text{ g ZnSO}_4$$

5. Se prepara ácido clorhídrico por calentamiento de una mezcla de cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción (sin ajustar):



Calcula:



EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

- a) La masa, en gramos, de ácido sulfúrico que será necesario para producir 1 Tm (1000 kg) de ácido clorhídrico.

a)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1\,000\,000\text{g HCl}}{36.5\text{ g/mol}} = 27\,397.26\text{ mol HCl}$$
$$\frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \frac{27\,397.26\text{ mol HCl}}{13\,698.63\text{ mol H}_2\text{SO}_4}$$
$$m = n \cdot M = 13\,698.63\text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot 98\text{ g/mol} = 1\,342\,465.75\text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

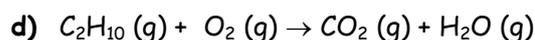
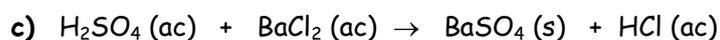
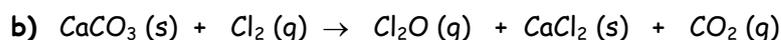
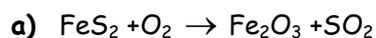
- b) La masa de cloruro de sodio consumida en el proceso.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35.5.

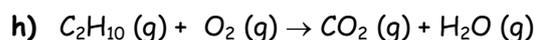
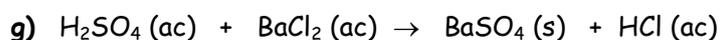
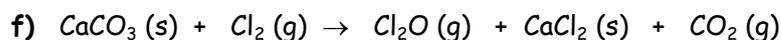
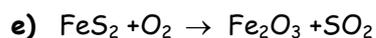
$$\frac{2\text{ mol HCl}}{2\text{ mol NaCl}} = \frac{27\,397.26\text{ mol HCl}}{27\,397.26\text{ mol NaCl}}$$
$$m = n \cdot M = 27\,397.26\text{ mol NaCl} \cdot 58.5\text{ g/mol} = 1\,602\,739.71\text{ g de NaCl}$$

ACTIVIDADES

4. Realiza el ajuste estequiométrico de las siguientes ecuaciones químicas:



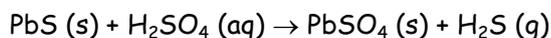
5. Realiza el ajuste estequiométrico de las siguientes ecuaciones químicas:





EJERCICIOS DE RECUPERACIÓN FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO

6. Al tratar 5 g de sulfuro de plomo (II) con 100 mL de ácido sulfúrico 0,5 M según la reacción ,



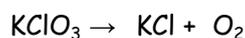
Calcula:

- La cantidad de sulfato de plomo (II) que se obtendrá.
- El volumen de sulfuro de hidrógeno obtenido, medido en condiciones estándar.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.

Sol.: a) 6,363 g de sulfato de plomo. b) 0,48 L de sulfuro de hidrógeno

7. Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio, sin ajustar:



Calcula:

- La cantidad de clorato de potasio necesario para obtener 100 L de oxígeno, en condiciones estándar.
- La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.

Masas atómicas: Cl = 35,5; K = 39; O = 16.

Sol.: a) 359,78 g de clorato de potasio. b) 218,81 g de cloruro de potasio.

8. El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:



- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 0,2 M será necesario para disolver una muestra de 10 g de CaCO_3 ?
- ¿Qué cantidad de CaCO_3 será necesaria para obtener 20 L de CO_2 , medidos en condiciones estándar?

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; S = 32; Ca = 40

Sol.: a) 0,5 L de ácido sulfúrico 0,2 M. b) 88,1 g

9. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de cloruro de hidrógeno 6 M. La reacción produce cloruro de cinc e hidrógeno. (Recuerda que tienes que escribir la reacción y ajustarla antes de empezar los cálculos).

- Calcula la cantidad del reactivo que queda en exceso.
- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido en condiciones estándar se habrá desprendido?

Datos: Masas atómicas: Zn = 65,4; Cl = 35,5; H = 1.

Sol.: a) $0,498 \approx 0,5$ mol de HCl. b) 6,95 L de hidrógeno