

1. Se tienen las siguientes cantidades de tres sustancias gaseosas: $3 \cdot 01 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_4H_{10} , 21 g de CO y 1 mol de N_2 . Razonando la respuesta:

- Ordénalas en orden creciente de su masa.
- ¿Cuál de ellas ocupará mayor volumen en condiciones normales?
- ¿Cuál de ellas tiene mayor número de átomos?

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

2. Al añadir ácido clorhídrico al carbonato de calcio se forma cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

- Escriba la reacción y calcule la cantidad en kilogramos de carbonato de calcio que reaccionará con 20 L de ácido clorhídrico 3 M.
- ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido, medido a 20 °C y 1 atmósfera?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

3. Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de muestra y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y 1,18 g/mL de densidad, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido produce hidrógeno molecular y cloruro de cinc. Calcule:

- La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
- El porcentaje de cinc en la muestra.

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

4. Un litro de H_2S se encuentra en condiciones normales. Calcule:

- El número de moles que contiene.
- El número de átomos presentes.
- La masa de una molécula de sulfuro de hidrógeno, expresada en gramos.

Masas atómicas: H = 1; S = 32.

5. Se tiene una mezcla de 10 g de hidrógeno y 40 g de oxígeno.

- ¿Cuántos moles de hidrógeno y de oxígeno contiene la mezcla?
- ¿Cuántas moléculas de agua se pueden formar al reaccionar ambos gases?
- ¿Cuántos átomos del reactivo en exceso quedan?

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

6. Se mezclan 200 g de hidróxido de sodio y 1000 g de agua resultando una disolución de densidad 1,2 g/mL. Calcule:

- La molaridad de la disolución y la concentración de la misma en tanto por ciento en masa.
- El volumen de disolución acuosa de ácido sulfúrico 2 M que se necesita para neutralizar 20 mL de la disolución anterior.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

7. El cloruro de sodio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. Calcule:

a) La masa de cloruro de plata que se obtiene a partir de 100 mL de disolución de nitrato de plata 0'5 M y de 100 mL de disolución de cloruro de sodio 0'4 M.

b) Los gramos del reactivo en exceso.

Masas atómicas: O = 16; Na = 23; N = 14; Cl = 35'5; Ag = 108.

8. Expresa en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

a) 11'2 L, medidos en condiciones normales.

b) $6'023 \cdot 10^{22}$ moléculas.

c) 25 L medidos a 27 °C y 2 atmósferas.

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

9. Un tubo de ensayo contiene 25 mL de agua. Calcule:

a) El número de moles de agua.

b) El número total de átomos de hidrógeno.

c) La masa en gramos de una molécula de agua.

Datos: Densidad del agua = 1 g/mL. Masas atómicas: O = 16; H = 1.

2009

1. Si 12 g de un mineral que contiene un 60% de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96% en masa y densidad 1,82 g/mL, según $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ Calcula:

a) los gramos de sulfato de cinc que se obtienen

b) el volumen de ácido sulfúrico que se ha necesitado

MASAS ATÓMICAS O-16 ; H-1; S-32; Zn-65

2. Calcula el número de átomos que hay en las siguientes cantidades de cada sustancia:

a) en 0,3 moles de O_2 ; b) en 14 g de nitrógeno molecular; c) en 67,2 L de gas helio en condiciones normales

3. Un cilindro contiene 0,13 g de etano, calcula: a) el número de moles de etano; b) el número de moléculas de etano; c) el número de átomos de carbono

MASAS ATÓMICAS C-12; H-1

4. a) ¿cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)?

b) Determina la masa en kilogramos de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de NO_2

c) Indica el número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g de NH_4NO_3

MASAS ATÓMICAS H-1; N-14; O-16; C-12

5. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) [ajústala por el método del ion electrón y escribe las dos semiecuaciones redox]
(TEMA 7 REDOX)

b) Calcula el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

6. El ácido nítrico concentrado reacciona con mercurio elemental en presencia de ácido

clorhídrico produciendo cloruro de mercurio (II) , monóxido de nitrógeno y agua.
a) [Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion electrón.] (TEMA 7 REDOX)

b) Calcula el volumen de ácido nítrico 2 M que se debe emplear para oxidar completamente 3 g de mercurio elemental.

MASA ATÓMICA Hg- 200,6

7. Calcula: a) el número de moléculas contenidas en 1 L de metanol (densidad 0,8 g/mL), b) la masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que existen en 19,07 g de cobre.

MASAS ATÓMICAS Al-27; Cu-63,5 ; C-12; O-16; H-1

8. Sabiendo que el rendimiento de la reacción $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ es del 75 %, a partir de 360 g de disulfuro de hierro, calcula:

a) la cantidad de óxido de hierro (III) producido

b) el volumen de SO_2 , medido en condiciones normales, que se obtendrá.

MASAS ATÓMICAS Fe-56; S-32; O-16

9. Una disolución acuosa de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1,4 g/mL, calcula:

a) la concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3

b) el volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de HNO_3 0,5 M

MASAS ATÓMICAS N-14; O-1; H-1

10. Razona si en dos recipientes de la misma capacidad que contienen uno hidrógeno y otro oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, existe: a) el mismo número de moles; b) igual número de átomos; c) la misma masa.

11. Se prepara 1L de disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,5 M a partir de uno comercial de riqueza 35% en peso y 1,15 g/mL de densidad. Calcula:

a) El volumen de ácido concentrado necesario para preparar dicha disolución.

b) El volumen de agua que hay que añadir a 20 mL de HCl 0,5 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

MASAS ATÓMICAS Cl-35,5; H-1

12. El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico produciendo óxido de estaño (IV), dióxido de nitrógeno y agua.

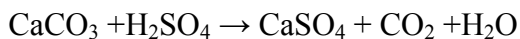
a) [Ajusta las ecuaciones iónica y molecular del proceso por el método del ion electrón.] (TEMA 7 REDOX)

b) Calcula los gramos de estaño que reaccionan con 2 L de disolución de ácido nítrico 2 M.

MASA ATÓMICA Sn- 118,7

2008

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



a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,84 g/mL y 96 % de riqueza en peso será necesario para que reaccionen por completo 10 g de CaCO_3 ?

b) ¿Qué cantidad de CaCO_3 del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de CO_2 , medidos en condiciones normales?

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

2. Una disolución acuosa de ácido clorhídrico de densidad 1'19 g/mL contiene un 37 % en peso de HCl. Calcule:

a) La fracción molar de HCl.

b) El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar 600 mL de una disolución 0'12 M de hidróxido de sodio.

Masas atómicas: Cl = 35'5; O = 16; H = 1.

3. Se tienen 8'5 g de amoníaco y se eliminan $1'5 \cdot 10^{23}$ moléculas.

a) ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?

b) ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?

c) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

4. Se prepara una disolución tomando 10 mL de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso y densidad 1'17 g/mL, y añadiendo agua destilada hasta un volumen de 100 mL. Calcule:

[a] El pH de la disolución diluida.]

b) El volumen de la disolución preparada que se necesita para neutralizar 10 mL de disolución de KOH de densidad 1'05 g/mL y 15 % de riqueza en peso.

Masas atómicas: K = 39; S = 32; O = 16; H = 1.

5. Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0'1 atmósferas. Calcule:

a) La masa de amoníaco presente.

b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.

c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N = 14; H = 1.

6. Una disolución acuosa de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0'90 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de esa disolución.

b) Las fracciones molares de cada componente.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

7. El clorato de potasio se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular.

a) Escriba y ajuste la reacción. ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20°C y 2 atmósferas?

b) ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83 % de riqueza?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Cl = 35'5; K = 39; O = 16.

8. Se tienen dos recipientes de vidrio cerrados de la misma capacidad, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. Justifique:

a) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles?

- b) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?
c) ¿Cuál de los recipientes contiene mayor masa de gas?

9. La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinas, es $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$.
Calcule:

- a) El número de moléculas que hay en 12'94 g.
b) El número de moles de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ que pueden obtenerse con 1'00 g de plomo.
c) La masa, en gramos, de un átomo de plomo.

Masas atómicas: $\text{Pb} = 207$; $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$.

10. En 0'6 moles de clorobenceno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$):

- a) ¿Cuántas moléculas hay?
b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?
c) ¿Cuántos moles de átomos de carbono?

2007

1. Razone:

- a) ¿Qué volumen es mayor el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?
b) ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
c) ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?

Masas atómicas: $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

2. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:

- a) Calcule la cantidad del reactivo que queda en exceso.
b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y 760 mm Hg se habrá desprendido?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{Zn} = 65'4$; $\text{Cl} = 35'5$; $\text{H} = 1$.

3. Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.

- a) Calcule su molaridad.
b) Se diluyen 250 mL de esa disolución hasta un volumen doble. Calcule el número de iones potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.

Masas atómicas: $\text{K} = 39$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

4. Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco.
b) La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
c) En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.

5. A la temperatura ambiente la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1'17 g/mL. Calcule:

- a) Su molaridad. b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2'5 M de KOH .

Masas atómicas: $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

6. En tres recipientes de la misma capacidad, indeformables y a la misma temperatura, se introducen respectivamente 10 g de hidrógeno, 10 g de oxígeno y 10 g de nitrógeno, los tres en forma molecular y en estado gaseoso. Justifique en cuál de los tres:

a) Hay mayor número de moléculas. b) Es menor la presión. c) Hay mayor número de átomos.

Masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16.

7. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido?

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

8. La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido: $\text{BrO}_4^- + \text{Zn} \rightarrow \text{Br}^- + \text{Zn}^{2+}$

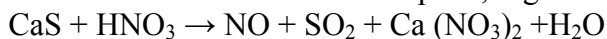
a) [Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.] $\text{BrO}_4^- + 4 \text{Zn} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}^- + 4 \text{Zn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

b) Calcule la riqueza de una muestra de Zn si 1 g de la misma reacciona con 25 mL de una

disolución 0,1 M de iones BrO_4^-

Masa atómica: Zn = 65,4.

9. Una muestra que contiene sulfuro de calcio, CaS, se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según:



a) [Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.] $3 \text{CaS} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{SO}_2 + 3 \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

b) Sabiendo que al tratar 35 g de la muestra con exceso de ácido se obtienen 20,3 L de NO, medidos a 30 °C y 780 mm de Hg, calcule la riqueza en CaS de la muestra.

Datos: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: Ca = 40; S = 32.

10. En el lanzamiento de naves espaciales se emplea como combustible hidracina, N₂H₄, y como comburente peróxido de hidrógeno, H₂O₂. Estos dos reactivos arden por simple contacto según: $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ Los tanques de una nave llevan 15000 kg de hidracina y 20000 kg de peróxido de hidrógeno.

a) ¿Sobraré algún reactivo? En caso de respuesta afirmativa, ¿en qué cantidad?

b) ¿Qué volumen de nitrógeno se obtendrá en condiciones normales de presión y temperatura?

Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1.

11. a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de oxígeno molecular en condiciones normales de presión y temperatura?

b) Una persona bebe al día 2 L de agua. Si suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su organismo mediante esta vía?

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

12. El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno según: $\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

a) [Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.] $2 \text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

b) Calcule el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 700 mm de Hg y 60°C,

necesario para reaccionar con 500 mL de una disolución de ácido nítrico 0'5 M.

Dato: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

13. a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución 0'025 M [y determine su pH.]

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior se necesita para neutralizar 20 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0'005 M?

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

2006

1. Para 10 g de dióxido de carbono, calcule:

a) El número de moles de ese gas. b) El volumen que ocupará en condiciones normales.

c) El número total de átomos. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

2. Una disolución acuosa de H_3PO_4 , a 20 °C, contiene 200 g/L del citado ácido. Su densidad a

esa temperatura es 1'15 g/mL. Calcule:

a) La concentración en tanto por ciento en peso. b) La molaridad.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; P = 31.

3. Para un mol de agua, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) En condiciones normales de presión y temperatura, ocupa un volumen de 22'4 litros.

b) Contiene $6'02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

c) El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno.

4. El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción:

$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ac} + \text{BaCl}_2 \text{ ac} \rightarrow \text{BaSO}_4 \text{ s} + 2 \text{HCl ac}$ Calcule:

a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1'84 g/mL y 96 % en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21'6 g de cloruro de bario.

b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Ba = 137'4; Cl = 35'5.

5. Una disolución de ácido acético tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL. Calcule: a) La molaridad de la disolución.

b) La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

6. En una bombona de gas propano que contiene 10 kg de este gas:

a) ¿Cuántos moles de ese compuesto hay? b) ¿Cuántos átomos de carbono hay?

c) ¿Cuál es la masa de una molécula de propano? Masas atómicas: C = 12; H = 1.

7. En tres recipientes de 15 litros de capacidad cada uno, se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule:

a) El número de moléculas. b) El número total de átomos. Dato: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

8. Reaccionan 230 g de carbonato de calcio del 87 % en peso de riqueza con 178 g de cloro

según: $\text{CaCO}_3 \text{ s} + 2 \text{Cl}_2 \text{ g} \rightarrow \text{Cl}_2 \text{ O g} + \text{CaCl}_2 \text{ s} + \text{CO}_2 \text{ g}$

Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10 °C. En estas condiciones, la presión parcial del Cl₂O es 1'16 atmósferas. Calcule:

a) El rendimiento de la reacción.

b) La molaridad de la disolución de CaCl₂ que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.

9. En 20 g de Ni₂(CO₃)₃: a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal? b) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?

c) ¿Cuántos moles hay de iones carbonato? Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ni = 58'7.

10. a) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 500 mL de una

disolución acuosa de hidróxido de sodio 0'001 M a partir de otra 0'1 M.

(No es de este tema: b) ¿Cuál es el pH de la disolución preparada?)

2005

1. El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

Calcule: a) La cantidad de ZnSO₄ obtenido a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H₂SO₄ 2 molar. b) El volumen de H₂ desprendido, medido a 25 °C y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H₂SO₄ en exceso.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Zn = 65'4; O = 16; S = 32; H = 1.

2. a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio?

b) ¿Cuántos átomos de boro hay en 0'5 g de este elemento?

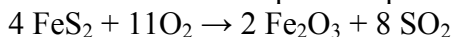
c) ¿Cuántas moléculas hay en 0'5 g de BCl₃?

Masas atómicas: Ca = 40; B = 11; Cl = 35'5.

3. Calcule: a) La molaridad de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0'91 g/mL. b) El volumen de la disolución del apartado anterior que es necesario tomar para preparar 1'5 L de disolución 0'1 M.

Masas atómicas: Cl = 35'5; H = 1.

4. La tostación de la pirita se produce según la reacción:



Calcule: a) La cantidad de Fe₂O₃ que se obtiene al tratar 500 kg de pirita de un 92 % de riqueza en FeS₂, con exceso de oxígeno.

b) El volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 720 mm de Hg, necesario para tostar los 500

kg de pirita del 92 % de riqueza.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.

5. Calcule el número de átomos contenidos en:

a) 10 g de agua. b) 0'2 moles de C₄H₁₀. c) 10 L de oxígeno en condiciones normales.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

6. En 5 moles de CaCl₂, calcule:

a) El número de moles de átomos de cloro.

- b) El número de moles de átomos de calcio.
c. El número total de átomos.

7. Una disolución acuosa de CH_3COOH , del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad.

Calcule: a) La molaridad. b) Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de CH_3COOH de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL.
Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

8. Se mezclan 250 mL de una disolución 0'25 M de NaOH con 150 mL de otra disolución 0'5 molar de la misma base. Calcule:

- a) La concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante.
[b) El pH de la disolución final.]

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

9. Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- a) El mismo número de moles.
b) Igual número de átomos.
c) Idéntica cantidad de gramos.

Masas atómicas: O = 16; H = 1.

10. Para 2 moles de SO_2 , calcule:

- a) El número de moléculas.
b) El volumen que ocupan, en condiciones normales.
c. El número total de átomos.

2004

1. Calcule: a) La masa de un átomo de bromo.
b) Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3'25 moles de oxígeno molecular.
c) Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.
Masas atómicas: Br = 80; O = 16; Fe = 56.

2. Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en

en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución concentrada. b) La molaridad de la disolución diluida.
Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16.

3. a) Explique el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0'2 M de NaOH (masa molecular = 40).
b) ¿Cuál es la concentración de OH ?
c. ¿Cuál es su pH?

4. Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:
 $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$ calcule:

a) La cantidad de clorato de potasio, del 98'5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.

b) La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.

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

5. Una bombona de butano (C₄H₁₀) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:

a) El número de moles de butano. b) El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

6. En 1'5 moles de CO₂, calcule:

a) ¿Cuántos gramos hay de CO₂? b) ¿Cuántas moléculas hay de CO₂?

c) ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

7. a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1'19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0'3 M.

b) Se toman 50 mL de la disolución 0'3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la

molaridad de la disolución resultante.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

8. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Calcule: a) Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.

b) El volumen de CO₂ medido a 17 °C y a 740 mm de Hg.

Datos: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.

9. En 10 g de Fe₂(SO₄)₃: a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal? b) ¿Cuántos moles hay de iones sulfato? c) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?

Masas atómicas: Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16.

10. Calcule: a) La masa de un átomo de potasio. b) El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento. c) El número de moléculas que hay en 2 g de BCl₃.

Masas atómicas: K = 39; P = 31; B = 11; Cl = 35'5.

2003

1. Una disolución de HNO₃ 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:

1. La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO₃.

2. El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO₃ 0'05 M.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1

2. Calcule:

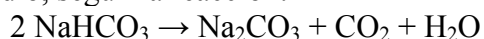
1. La masa, en gramos, de una molécula de agua.

2. El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.

3. El número de moléculas que hay en 11'2 L de H₂, que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

3. El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción:



Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98% de riqueza en peso. Calcule:

1. El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1,2 atm.
2. La masa, en gramos, de carbonato sódico que se obtiene.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm. L. K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.

4. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es CH_4O . Si su masa molecular es 88:

1. Determine su fórmula molecular.
2. Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

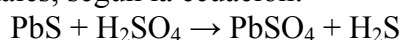
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

5. La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$. Para 1 mg de estricnina, calcule:

1. El número de moles de carbono.
2. El número de moléculas de estricnina.
3. El número de átomos de nitrógeno.

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

6. Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm^3 de H_2S , medidos en condiciones normales, según la ecuación:



Calcule:

1. La riqueza de la galena en PbS.
2. El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.

7. Dada una disolución acuosa de HCl 0,2 M, calcule:

1. Los gramos de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.
2. El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de HCl 0,2 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

8. Calcule el número de átomos que hay en:

1. 44 g de CO_2 .
2. 50 L de gas He, medidos en condiciones normales.
3. 0,5 moles de O_2 .

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

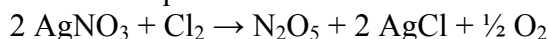
9. Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente.

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

1. Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .
2. La masa de un átomo de helio es 4 gramos.
3. En un gramo de hidrógeno hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

2002

1. Dada la siguiente reacción química :



Calcule:a) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .

b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.
Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: N=14; O=16; Ag=108.

2. En 0,5 moles de CO_2 , calcule:

1. El número de moléculas de CO_2 b) La masa de CO_2 . c) El número total de átomos.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

3. a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?
2. ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?
3. ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

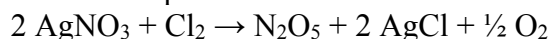
Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

4. Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

1. 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22'4 litros.
2. En 17 g NH_3 hay $6 \cdot 10^{23}$ moléculas.
3. En 32 g de O_2 hay $6 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

5. Dada la siguiente reacción química :



1. Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .
2. El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N = 14 ; O = 16; Ag = 108.

6. En 0'5 moles de CO_2 , calcule:

1. El número de moléculas de CO_2 . b) La masa de CO_2 . c) El número total de átomos.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

7. Si 25 mL de una disolución 2'5 M de CuSO_4 se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL:

1. ¿Cuántos gramos de cobre hay en la disolución original?
2. ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Cu = 63'5

8. En 10 litros de hidrógeno y en 10 litros oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

1. El mismo número de moles. b) Idéntica masa de ambos. c) El mismo número de átomos.

Indique si son correctas o no estas afirmaciones, razonando las respuestas.

9. El níquel reacciona con ácido sulfúrico según: $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$

1. Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.
2. Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25 °C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica: Ni = 58'7

10. Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:

1. Cuántos moles de agua hay en el vaso.

2. Cuántas moléculas de agua hay en el vaso.
3. Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

11. a) Calcule la molaridad de una disolución de HNO₃ del 36% de riqueza en peso y densidad 1,22 g/mL.
2. ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0,5 L de disolución 0,25 M?

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16;

2000

1. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 1. Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
 2. La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
 3. El número de átomos que hay en 5 g de oxígeno atómico es igual al número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno molecular.

2. El sulfato de amonio, (NH₄)₂SO₄, se utiliza como fertilizante en agricultura.

Calcule:

- a) El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto.
- b) La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32.

3. Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:
 1. 0,3 moles de SO₂.
 - b) 14 gramos de nitrógeno molecular.
 - c) 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; S = 32.

4. Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso.

Calcule:

1. El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mm de mercurio presión.
2. La masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

Datos: R = 0,082 atm L K⁻¹mol⁻¹. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4.

5. En 1 m³ de metano (CH₄), medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:

1. El número de moles de metano.
- b) El número de moléculas de metano.
- c) El número de átomos de hidrógeno.

6. Se toman 25 mL, de un ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/cm³ y del 96% de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250 mL.

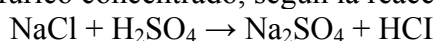
a) Calcule la molaridad de la disolución resultante.

b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

7. Defina los siguientes conceptos:

1. Masa atómica de un elemento. b) Masa molecular. c) Mol.
8. Razone si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
 1. La masa de un ion monovalente positivo es menor que la del átomo correspondiente.
 2. El número atómico de un ion monovalente positivo es menor que el del átomo correspondiente.
 3. En un gramo de cualquier elemento hay más átomos que habitantes tiene la Tierra, $6 \cdot 10^9$.
9. Se prepara ácido clorhídrico por calentamiento de una mezcla de cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción (sin ajustar):



Calcule:

1. La masa, en gramos, de ácido sulfúrico del 90% de riqueza en peso que será necesario para producir 1 Tm de disolución concentrada de ácido clorhídrico del 42% en peso.
 2. La masa de cloruro de sodio consumida en el proceso.
- Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5.

1999

1. El sulfato de sodio y el cloruro de bario reaccionan en disolución acuosa para dar un precipitado blanco de sulfato de bario según la reacción:

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$$
 1. ¿Cuántos gramos de BaSO_4 se forman cuando reaccionan 8,5 mL de disolución de sulfato de sodio 0,75 M con exceso de cloruro de bario?
 2. ¿Cuántos mL de cloruro de bario de concentración 0,15 M son necesarios para obtener 0,6 g de sulfato de bario?

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Ba = 56.
 2. Dos recipientes de la misma capacidad, contienen uno gas metano y otro gas amoníaco. Ambos recipientes están en las mismas condiciones de presión y temperatura. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:
 1. Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas
 2. Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
 3. Ambos recipientes contienen la misma masa.
 3. a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de pureza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución acuosa 0,025 M.
- b) Explique el procedimiento para preparar la disolución, indicando el material necesario.
- Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.



Calcule:

1. La cantidad de un mineral cuya riqueza en CaCO_3 es del 92% en peso, que se necesita para obtener 250 kg de CaCl_2 .

2. El volumen de ácido clorhídrico comercial del 36% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL, necesario para obtener la cantidad de cloruro de calcio a la que se refiere el apartado anterior.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.

5. a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?
b) Una persona bebe al día 1 litro de agua. Suponiendo que la densidad del agua es de 1 g/mL, ¿cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

6. Se dispone de tres recipientes que contienen 1 litro de CH₄ gas, 2 litros de N₂ gas y 1,5 litros de O₂ gas, respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indíquese razonadamente:

1. ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
2. ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
3. ¿Cuál tiene mayor densidad?

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

7. En la reacción: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$

1. ¿Qué masa de cloruro de plata puede obtenerse a partir de 100 mL de nitrato de plata 0,5 M y 100 mL de cloruro de sodio 0,4 M?
2. Calcule la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar, expresada en gramos.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5; Ag = 108.

8. Se preparan 250 mL de disolución 1,5 M de ácido nítrico a partir de un ácido nítrico comercial del 67% en peso y densidad 1,40 g/mL.

1. Calcule la molaridad del ácido concentrado y el volumen del mismo necesario para preparar 250 mL de disolución de ácido nítrico 1,5 M.
2. Describa el procedimiento a seguir y el material de laboratorio a utilizar para preparar la disolución anterior.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

9. En tres recipientes de la misma capacidad y que se encuentran a la misma temperatura se introducen, respectivamente, 10 g de hidrógeno, 10 gramos de oxígeno y 10 gramos de nitrógeno, los tres en forma molecular y estado gaseoso. Justifique:

1. En cuál de los tres recipientes habrá mayor número de moléculas
2. En cuál de los tres recipientes será mayor la presión.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14.

10. Un frasco de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27°C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es de 10 mm de mercurio. Indique razonadamente:

1. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el frasco?
2. ¿Cuántas moléculas hay en el frasco?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masa atómica: C = 12.

11. Se prepara en el laboratorio un litro de disolución 0,5 M de ácido clorhídrico a partir de uno comercial contenido en un frasco en cuya etiqueta se lee: Pureza: 35 % en peso; Densidad = 1,15 g/mL; Masa molecular = 36,5.
1. Calcule el volumen necesario de ácido concentrado para preparar la disolución.
 2. Describa el proceso que ha seguido y el material de laboratorio empleado.

1998

1. Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm³ y 33,6% de pureza en peso.
1. ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial?
 2. Explique el procedimiento que seguiría para su preparación y nombre el material necesario para ello.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

2. Sabiendo que la masa molecular de hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:
1. ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?
 2. ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
 3. ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?
3. En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.
1. Calcule la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 92%, que se necesita para obtener 2,50 kg de cloruro cálcico.
 2. Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 25°C y a una presión de 770 mm de mercurio.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; Cl = 35,5; Ca = 40; R = 0,082 atm l/k mol.

4. Se dispone de un recipiente cerrado con hidrógeno gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura. Si se mantiene la temperatura constante y se aumenta el volumen del recipiente hasta el doble, conteste razonadamente:
1. ¿Ha variado la masa de gas? b) ¿Ha variado el número de moléculas?
c) ¿Ha variado la densidad del gas?

5. Tenemos en un recipiente 27 g de agua.
1. Calcule la cantidad de moles de agua. b) Calcule el número de moléculas de agua
c) Calcule el número de átomos de oxígeno e hidrógeno

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

6. Se desean preparar 100 ml de una disolución 2 M de ácido sulfúrico partiendo de otro ácido sulfúrico de densidad 1,68 g/cm³ y riqueza del 65% en peso.
1. Calcule el volumen de ácido concentrado necesario.
 2. Describa el procedimiento a seguir y el material de laboratorio que deberá usar para preparar la disolución final.

Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16.

7. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de ácido clorhídrico 6 M. Cuando termina el desprendimiento de hidrógeno:

1. ¿Qué quedará en exceso, cinc o ácido?
2. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y a la presión de 760 mm de mercurio se habrá desprendido?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Zn = 65,4.

8. Exprese en moles las siguientes cantidades de dióxido de azufre:

1. 11,2 litros, medidos en condiciones normales de presión y temperatura
2. $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.
3. 35 litros medidos a 27°C y 2 atm de presión.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

9. Se disuelven 5 gramos de nitrato de plata impuro en 500 mL de agua. Si al añadir a esta disolución 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico de densidad $1,07 \text{ g/cm}^3$ y riqueza del 4% en peso, precipita toda la plata como cloruro de plata, calcule:

1. La riqueza de la muestra de nitrato de plata. b) La molaridad del ácido clorhídrico.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; Cl = 35,5; Ag = 108.

10. a) ¿Cuántos gramos de H_2Se hay en 0,5 moles de H_2Se ?

b) ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: H = 1; Se = 79

1997

1. 10. De un recipiente que contiene 32 g de metano, se extraen 9^{23} moléculas. Calcule:

1. Los moles de metano que quedan.
2. Las moléculas de metano que quedan.
3. Los gramos de metano que quedan.

Masas atómicas: H = 1; C = 12.

2. Se toman 5,1 g de H_2S . Calcule:

1. El n° de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales
2. El n° de moléculas de H_2S presentes.
3. El n° de átomos de hidrógeno.

Masas atómicas: H = 1; S = 32.

3. Un litro de SO_2 se encuentra en condiciones normales. Calcule:

1. El n° de moles que contiene.
2. El n° de moléculas de SO_2 presentes.
3. La masa de una molécula de dióxido de azufre.

Masas atómicas: O = 16; S = 32

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

1. Un mol de cualquier compuesto químico ocupa, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.
2. El Número de Avogadro indica el número de moléculas que hay en un mol de cualquier compuesto químico.

5. Con relación a los compuestos benceno (C_6H_6) y acetileno (C_2H_2). ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razone las respuestas.
1. Las dos tienen la misma fórmula empírica.
 2. Las dos tienen la misma fórmula molecular.
 3. Las dos tienen la misma composición centesimal.
6. En el laboratorio se dispone de ácido clorhídrico concentrado, cuya densidad es de 1,2 g/ml y 36% de riqueza en peso.
1. Calcule el volumen necesario que hay que tomar del ácido para preparar 500 ml de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M.
 2. Indique el procedimiento que seguiría para preparar la disolución y el material necesario para ello.
7. a) Calcule la cantidad de sulfato de sodio del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 500 ml de una disolución 0,1 M en ión sodio (Na^+).
 cb) Qué cantidad habría que pesar si el sulfato de sodio estuviera decahidratado y tuviera un 60% de riqueza en peso?

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

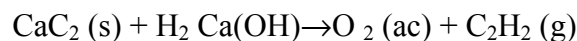
8. En el proceso de formación de agua a partir de sus elementos:
1. Calcule la masa de agua, en gramos que se forman a partir de 20 g de hidrógeno y 60 g de oxígeno.
 2. ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad?
 3. Si el agua formada se encuentra a $120^\circ C$ y 1 atm de presión, calcule el volumen que ocupa.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ Masas atómicas: H = 1; O = 16

9. Al añadir ácido clorhídrico al carbonato cálcico se forma cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.
1. ¿Cuántos kg de carbonato cálcico reaccionarán con 20 litros de ácido clorhídrico 3 M?
 2. ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido a $20^\circ C$ y 1 atm de presión?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.

10. Cuando se añade agua a 100 g de carburo de calcio se forma gas acetileno (etino), según la reacción:



1. Calcule los gramos de acetileno que se obtendrán
2. Si se quema el gas acetileno obtenido, calcular los litros de dióxido de carbono que se formarán medidos en condiciones normales.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Ca = 40.

11. Cuando se calienta clorato de potasio ($KClO_3$) se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.
1. Calcule la cantidad de clorato de potasio del 80% de riqueza en peso, que será necesario para producir 1 kg de cloruro de potasio.
 2. ¿Cuántos moles de oxígeno se producirán y qué volumen ocuparán en condiciones normales?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; K = 39.

