



Datos útiles

Número de Avogadro = $6,02 \times 10^{23}$

1 atm = 760 mmHg = 1,0131 bar = $1,01 \times 10^5$ Pa

R = 0,082 atm L / K mol

T (en °C) = T (en K) - 273

P V = n R T

1. Una esfera metálica ($V = 4/3 \pi r^3$) tiene un diámetro de 30 mm y pesa 0,126 g. ¿Cuál es la densidad del metal en g/cm^3 ? **2 marcas**

- (a) 1,11 (b) 8,92 (c) $8,92 \times 10^{-6}$ (d) 0,112

2. En la tabla periódica, los elementos se distribuyen en orden creciente según su: **1 marca**

- (a) Tamaño atómico (b) Densidad
(c) Número atómico (d) Electronegatividad

3. El número atómico de un elemento corresponde al número de: **1 marca**

- (a) Electrones (b) Nucleones (c) Neutrones (d) Protones

4. El elemento que tiene 10 neutrones más que el elemento ${}^9_4\text{Be}$ es: **1 marca**

- (a) ${}^{10}_5\text{B}$ (b) ${}^{12}_6\text{C}$ (c) ${}^{27}_{12}\text{Mg}$ (d) ${}^{19}_9\text{F}$

5. La carga de una molécula de ozono (O_3) es: **1 marca**

- (a) 0 (b) -2 (c) -6 (d) +2 (e) -3

6. Los iones NO_2^- , ClO^- y PO_4^{3-} se denominan, respectivamente: **2 marcas**

- (a) nitrato, clorato y fosfito
(b) nitrito, clorito y fosfato
(c) nitrato, hipoclorito y fosfito
(d) nitrito, hipoclorito y fosfato

7. Un adulto necesita en promedio 1,70 mg de riboflavina (vitamina B2) al día. ¿Qué cantidad de queso (en Kg) debería consumir en un día si esa fuese la única fuente de vitamina B2 y el queso tuviese $5,5 \times 10^{-6}$ g de vitamina B2 por gramo de queso? **4 marcas**



Se sabe que el queso contiene $5,5 \times 10^{-6}$ g de vitamina B2 por gramo. Es decir, que el queso contiene $5,5 \times 10^{-3}$ g de vitamina B2 por kilogramo, o bien, 5,5 mg de vitamina B2 por kilogramo.

Entonces, para ingerir 1,70 mg de vitamina B2, por regla de tres simple se obtiene que el adulto deberá consumir 0,309 Kg de queso por día.

Cantidad de queso = 0,309 Kg

8. La masa de 1 milimol de $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ es: **2 marcas**

- (a) 132 g (b) 0,114 g (c) 114 g (d) 0,132 g (e) 2×10^{-22} g

9. ¿Qué tienen en común 15 moles de MgCl_2 , 30 moles de NaCl y 10 moles de FeCl_3 ? **2 marcas**

- (a) El número de moles de Cl (b) La masa de cloro
(c) a y b son correctas (d) ni a ni b son correctas

10. Se encuentra que un átomo de "Z" es 12 veces más pesado que un átomo de carbono. Se desea preparar un compuesto que contenga cuatro átomos de carbono por cada átomo de "Z", es decir ZC_4 . ¿Cuántos gramos de Z serán necesarios combinar con 1 g de carbono para formar ZC_4 ? **4 marcas**

Si "Z" es 12 veces más pesado que un átomo de carbono, también se cumple que: $A_r \text{ "Z"} = 12 \times A_r \text{ C}$.
Como $A_r \text{ C} = 12,0108 \text{ g/mol}$, entonces $A_r \text{ "Z"} = 144,1296 \text{ g/mol}$.

Luego, 1 g de carbono corresponde a 0,0833 moles de C ($m_C / A_r \text{ C} = 1 \text{ g} / 12,0108 \text{ g/mol} = 0,0833 \text{ mol}$).

Entonces, como el compuesto tiene la fórmula ZC_4 , por lo tanto: $n_{\text{"Z"}} = n_C / 4 = 0,0208 \text{ mol}$.

La masa de "Z" necesaria sale de multiplicar dicho número de moles por el A_r de "Z":

$$m_{\text{"Z"}} = n_{\text{"Z"}} \times A_r \text{ "Z"} = 0,0208 \text{ mol} \times 144,1296 \text{ g/mol} = 3 \text{ g}$$

Masa de Z = 3 g



11. Una aleación contiene un total de $8,4 \times 10^{21}$ átomos, 57% de los cuales son átomos de hierro, 14% átomos de cromo y 29% átomos de carbono. ¿Qué masa (en gramos) de carbono contiene dicha aleación? **3 marcas**

- (a) 0,049 (b) 0,14 g (c) 0,17 g (d) 2,1 g (e) 0,024

12. ¿Cuál es la masa (en gramos) de un cubo de oro de 0,5 cm de lado, si la densidad del oro es 19,3 g/mL? **5 marcas**

Primero calculamos el volumen de un cubo de 0,5 cm de lado: $V_{\text{cubo}} = (\text{lado})^3 = 0,125 \text{ cm}^3$.

Luego:

$$d = 19,3 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 19,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{m}{V} = \frac{m}{0,125 \text{ cm}^3} \Rightarrow m = 19,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 0,125 \text{ cm}^3 = 2,41 \text{ g}$$

Masa de 1 cubo de oro = 2,41 g

13. El ácido adípico es usado en la fabricación del nylon. La composición del ácido es: 49,3 % de C, 6,9 % de H y 43,8 % de O. También se sabe que el peso molecular del ácido adípico es de 146 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido? **5 marcas**



Es necesario recurrir a la tabla periódica y obtener los A_r de los elementos involucrados:

$A_r C = 12,0108$; $A_r H = 1,00795$; $A_r O = 15,9994$

Luego, a partir de los datos de los porcentajes de cada elemento se sabe que en 100 g de compuesto hay 49,3 g de C, 6,9 g de H y 43,8 g de O.

Entonces, en 100 g de compuesto:

Moles de C = $49,3 / 12,0108 = 4,105$ moles

Moles de H = $6,9 / 1,00795 = 6,846$ moles

Moles de O = $43,8 / 15,9994 = 2,738$ moles

Como el menor número de moles corresponde a los de O, entonces dividimos a los números de moles arriba obtenidos por 2,738, obteniendo: O = 1; H = 2,5; C = 1,5. La fórmula mínima es, entonces, $C_3H_5O_2$. Para esta fórmula mínima, la masa molar es 73,07 g/mol.

A partir del enunciado, se sabe que el M_r del compuesto es 146 g/mol, que resulta aproximadamente el doble de 73,07 g/mol. Entonces, la fórmula molecular se obtiene al multiplicar por dos a la fórmula mínima.

Fórmula molecular: $C_6H_{10}O_4$

14. Se hace reaccionar completamente 4,8 gramos de oxígeno molecular y 2,8 gramos de nitrógeno molecular. El óxido que se obtiene es: **3 marcas**

(a) N_2O (b) NO (c) N_2O_3 (d) N_2O_5

15. Iguala (balancea) las siguientes reacciones químicas, colocando los coeficientes estequiométricos en los renglones correspondientes: **6,5 marcas (0,5 marca por cada coeficiente correcto)**

(a) $_1_ C_3H_8 + _5_ O_2 \rightarrow _3_ CO_2 + _4_ H_2O$

(b) $_1_ Fe_2O_3 + _3_ CO \rightarrow _3_ CO_2 + _2_ Fe$

(c) $_1_ Sn + _4_ HNO_3 \rightarrow _1_ SnO_2 + _4_ NO_2 + _2_ H_2O$

16. Un cierto gas tiene una densidad de 1,96 g/L en CNPT (condiciones normales de presión y temperatura). ¿Cuál podría ser la identidad del gas en cuestión? **3 marcas**

(a) O_2 (b) SO_2 (c) CO_2 (d) AsH_3 (e) N_2

17. Si un determinado gas ocupa un volumen de 5 L a $8,31 \times 10^3$ Pa y a una temperatura de $27^\circ C$, ¿qué volumen (en litros) ocuparía la misma masa de gas a $4,98 \times 10^4$ Pa y $177^\circ C$? **4 marcas**



Dado que el número de moles gaseosos se mantiene constante durante el proceso, entonces se cumple que:

$$\frac{P_i \times V_i}{T_i} = \frac{P_f \times V_f}{T_f}$$

Con $P_i = 8,31 \times 10^3 \text{ Pa}$; $V_i = 5 \text{ L}$; $T_i = 27^\circ \text{ C} = 300,15 \text{ K}$; $P_f = 4,98 \times 10^4 \text{ Pa}$; $T_f = 177^\circ \text{ C} = 450,15 \text{ K}$.
Luego, V_f se puede calcular a partir de la siguiente expresión:

$$V_f = \frac{P_i \times V_i \times T_f}{T_i \times P_f} = \frac{8,31 \times 10^3 \text{ Pa} \times 5 \text{ L} \times 450,15 \text{ K}}{300,15 \text{ K} \times 4,98 \times 10^4 \text{ Pa}} = 1,25 \text{ L}$$

$$V = \underline{\quad 1,25 \quad} \text{ L}$$

18. Una mezcla de N_2 y de O_2 ejerce una presión total ($p_{\text{N}_2} + p_{\text{O}_2}$) de 720 mmHg en un recipiente de 200 mL y a una temperatura de 35° C . Si hay 0,0020 moles del gas N_2 :

(a) ¿Cuál es la presión (en atmósferas) ejercida por los 0,0020 moles de N_2 ? **3 marcas**

Como se conoce el volumen del recipiente y el número de moles de N_2 , entonces directamente con la ecuación de gases ideales se obtiene la presión en atmósferas ejercida por el N_2 :

$$P_{\text{N}_2} \times V = n_{\text{N}_2} \times R \times T \Rightarrow P_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} \times R \times T}{V} = \frac{0,0020 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm L} \times 308,15 \text{ K}}{0,2 \text{ L}} = 0,253 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = \underline{\quad 0,253 \quad} \text{ atm}$$

(b) Determina la presión (en atmósferas) ejercida por el O_2 y el número de moles de O_2 en la mezcla gaseosa. Si necesitas conocer la presión ejercida por el N_2 y no pudiste determinarla en el ítem anterior, puedes suponer que la misma vale 0,3 atm. **4 marcas totales (1 marcas por la presión de O_2 y 3 marcas por el número de moles de O_2)**



La presión total, $p_T = p_{N_2} + p_{O_2} = 720 \text{ mmHg} = 0,947 \text{ atm}$. Luego, como $p_{N_2} = 0,253 \text{ atm}$, por lo tanto se tiene que $p_{O_2} = 0,947 \text{ atm} - 0,253 \text{ atm} = 0,694 \text{ atm}$.

Con la p_{O_2} , y utilizando la ecuación de gases ideales, se obtiene el número de moles de O_2 :

$$P_{O_2} \times V = n_{O_2} \times R \times T \Rightarrow n_{O_2} = \frac{P_{O_2} \times V}{R \times T} = \frac{0,694 \text{ atm} \times K \text{ mol} \times 0,2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L} \times 308,15 \text{ K}} = 0,0055 \text{ mol}$$

$$p_{O_2} = \underline{\quad 0,694 \quad} \text{ atm}$$

$$n_{O_2} = \underline{\quad 0,0055 \quad} \text{ mol}$$

- (c) Calcula la fracción molar del N_2 (X_{N_2}) en la mezcla gaseosa. Si necesitas el número de moles de O_2 en la mezcla y no pudiste calcularla en el ítem anterior, puedes suponer que el mismo vale 0,007 moles. **4 marcas**

La fracción molar de N_2 (X_{N_2}) se obtiene al aplicar la siguiente ecuación:

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{total}} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}} = \frac{0,0020 \text{ mol}}{0,0020 \text{ mol} + 0,0055 \text{ mol}} = 0,267$$

$$X_{N_2} = \underline{\quad 0,267 \quad}$$

19. Dadas las siguientes soluciones: 1 L de HCl de concentración 6 M; 2 L de HCl de concentración 3 M y 3 L de HCl 2 M. ¿Cuántos moles de HCl hay en total, sumando las tres soluciones? **2 marcas**

- (a) 11 (b) 8,2 (c) 18 (d) 7,3

20. ¿Cuál es la molaridad de una solución de H_2SO_4 que contiene 0,12 moles de ácido por cada 75 mL de solución? **2 marcas**

- (a) 1,60 (b) $1,6 \times 10^{-3}$ (c) 0,16 (d) 3,20



21. ¿Cuál de las siguientes soluciones de KMnO_4 ($M_r = 158 \text{ g/mol}$) es la más concentrada? **3 marcas**

(a) 0,100 M de KMnO_4

(b) 1 g de KMnO_4 / L de solución

(c) 100,0 mg de KMnO_4 / mL de solución

(d) todas tienen la misma concentración

22. Para preparar 500 cm^3 de una solución de AgNO_3 0,1 M se parte de una solución de AgNO_3 cuya concentración es de 50 g/L. ¿Qué volumen (en cm^3) de esta última solución se requiere para preparar los 500 cm^3 de la solución de AgNO_3 0,1 M? **6 marcas**

Primero calculamos la concentración molar de la solución de AgNO_3 de concentración 50 g/L:

$$[\text{AgNO}_3]_{\text{conc}} = \frac{50 \text{ g}}{\text{L}} \times \frac{1}{M_{r \text{ AgNO}_3}} = \frac{50 \text{ g}}{\text{L}} \times \frac{\text{mol}}{169,87 \text{ g}} = \frac{0,294 \text{ mol}}{\text{L}} = 0,294 \text{ M}$$

Luego, esta solución es más concentrada de la que se desea preparar, por lo tanto habrá que tomar un determinado volumen de la misma y completar con agua hasta los 500 cm^3 . Dado que durante este proceso se conserva el número de moles de AgNO_3 , entonces se cumple que:

$$[\text{AgNO}_3]_{\text{conc}} \times V_{\text{AgNO}_3, \text{conc}} = [\text{AgNO}_3]_{\text{dil}} \times V_{\text{AgNO}_3, \text{dil}}$$

$$V_{\text{AgNO}_3, \text{conc}} = \frac{[\text{AgNO}_3]_{\text{dil}} \times V_{\text{AgNO}_3, \text{dil}}}{[\text{AgNO}_3]_{\text{conc}}} = \frac{0,1 \text{ M} \times 500 \text{ cm}^3}{0,294 \text{ M}} = 170 \text{ mL}$$

$$V \text{ de } \text{AgNO}_3 \text{ 50 g/L} = \underline{\quad 170 \quad} \text{ mL}$$

23. Para combatir un hongo conocido como “roya” de los lugares donde se planta café en varios países latinoamericanos, se utiliza solución de oxocloruro de cobre, $\text{Cu}(\text{OCl})_2$, de concentración 30 % p/p. ¿Cuál es el % p/p de cobre en dicha solución? **6 marcas**



Si la solución es 30% p/p en $\text{Cu}(\text{OCl})_2$, entonces contiene 30 g de dicho compuesto en 100 g de solución. Para conocer el % p/p de Cu en dicha solución, basta con conocer la masa de cobre contenida en 30 g de $\text{Cu}(\text{OCl})_2$.

Para ello, conviene calcular el M_r del $\text{Cu}(\text{OCl})_2$:

$$M_r \text{Cu}(\text{OCl})_2 = \text{Ar Cu} + 2 \times \text{Ar O} + 2 \times \text{Ar Cl} = 63,5 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol} + 2 \times 35,5 \text{ g/mol} = 166,5 \text{ g/mol}.$$

Luego, en 166,5 g de $\text{Cu}(\text{OCl})_2$ hay 63,5 g de Cu. Entonces, por regla de tres simple, se obtiene que en 30 g de $\text{Cu}(\text{OCl})_2$ habrá 11,44 g de Cu.

Entonces, la solución contiene 11,44 g de Cu por cada 100 g de solución.

$$\% \text{ p/p de Cu} = \underline{\quad 11,44 \quad}$$

24. El nitrógeno molecular (N_2) reacciona con el H_2 para formar amoníaco (NH_3). Teniendo en cuenta la reacción química balanceada, ¿cuántos moles de H_2 requerirán 0,150 moles de N_2 ? **2,5 marcas**

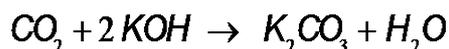
(a) 0,450

(b) 0,150

(c) 0,300

(d) 3,00

25. El CO_2 que los astronautas exhalan se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH:



¿Cuántos kilogramos de CO_2 ($M_r = 44 \text{ g/mol}$) se pueden extraer con 1 kilogramo de KOH ($M_r = 56 \text{ g/mol}$)?

4 marcas

Primero calculamos los moles de KOH: $n_{\text{KOH}} = m_{\text{KOH}} / M_r \text{KOH} = 1000 \text{ g} / 56 \text{ g/mol} = 17,86$ moles de KOH. Luego, como 2 moles de KOH reaccionan con 1 mol de CO_2 , por lo tanto con 17,86 moles de KOH reaccionarán 8,93 moles de CO_2 .

Para saber la masa de CO_2 , basta con multiplicar ese número de moles por el M_r del CO_2 :

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_r \text{CO}_2 = 8,93 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = 392,92 \text{ g}. \text{ Es decir, } 0,393 \text{ Kg}.$$

$$\text{Masa de CO}_2 = \underline{\quad 0,393 \quad} \text{ Kg}$$



26. Al hacer reaccionar ácido clorhídrico con carbonato de sodio, ocurre la siguiente reacción de neutralización:



¿Qué volumen (en mL) de una solución de HCl 0,110 M reaccionará completamente con 0,237 g de carbonato de sodio ($M_r = 106 \text{ g/mol}$)? **6 marcas**

Primero es necesario conocer el número de moles de Na_2CO_3 que reacciona:

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{r\text{Na}_2\text{CO}_3}} = \frac{0,237 \text{ g}}{106 \text{ g/mol}} = 2,236 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Luego, por estequiometría de la reacción, por cada mol de Na_2CO_3 son necesarios 2 moles de HCl. Por lo tanto, se necesitarán $4,47 \times 10^{-3}$ mol de HCl.

Como se tiene una solución de HCl 0,110 M, la misma contiene 0,110 moles de HCl por cada litro (o bien, 1000 mL de solución). Por regla de tres, se obtiene que los $4,47 \times 10^{-3}$ moles de HCl estarán en 40,64 mL de solución de HCl de concentración 0,110 M.

$$\text{Volumen de solución de HCl } 0,110 \text{ M} = \underline{\quad 40,64 \quad} \text{ mL}$$

27. Se desea preparar cloro molecular de acuerdo a la siguiente reacción: **8 marcas**



Determina el volumen (en mL) de HCl concentrado (densidad = 1,18 g/mL, 36% p/p) que se necesitará para preparar 100 g de Cl_2 .

Se desean preparar 100 g de Cl_2 , es decir: $n_{\text{Cl}_2} = m / M_{r\text{Cl}_2} = 100 \text{ g} / 71 \text{ g/mol} = 1,408$ moles de Cl_2 .

Mirando la estequiometría de la reacción, entonces se necesitarán $4 \times 1,408$ moles = 5,632 moles de HCl.

Estos moles de HCl provienen del HCl concentrado, de concentración 36% p/p y densidad 1,18 g/mL.

Conviene expresar a la concentración en unidades de, por ejemplo, molaridad:

$$[\text{HCl}]_{\text{conc}} = \frac{\% \text{ p/p HCl}_{\text{conc}} \times d_{\text{HCl}_{\text{conc}}} \times 1000 \text{ mL/L}}{100 \times M_{r\text{HCl}}} = \frac{36 \text{ g HCl} \times 1,18 \text{ g} \times 1000 \text{ mL} \times \text{mol}}{100 \text{ mL} \times 36,5 \text{ g} \times \text{L}} = 11,64 \text{ M}$$

Luego, la solución de HCl concentrado contiene 11,64 moles de HCl en 1 L (o 1000 mL) de solución.

Como se necesitan 5,632 moles de HCl, entonces por regla de tres simple se obtiene que se necesitarán 483,8 mL de HCl concentrado.

$$\text{V de HCl} = \underline{\quad 483,8 \quad} \text{ mL}$$