



---

**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  $\text{g/cm}^3$ ? **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 ( $\text{O}_3$ ) es: **1 marca**

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

6. Los iones  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{ClO}^-$  y  $\text{PO}_4^{3-}$  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)  $2 \times 10^{-22}$  g

9. ¿Qué tienen en común 15 moles de  $\text{MgCl}_2$ , 30 moles de  $\text{NaCl}$  y 10 moles de  $\text{FeCl}_3$ ? **2 marcas**

- (a) El número de moles de  $\text{Cl}$   (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  $\text{ZC}_4$ . ¿Cuántos gramos de Z serán necesarios combinar con 1 g de carbono para formar  $\text{ZC}_4$ ? **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  $\text{ZC}_4$ , por lo tanto:  $n_{\text{"Z"}} = n_{\text{C}} / 4 = 0,0208 \text{ mol}$ .

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  $\text{N}_2$  y de  $\text{O}_2$  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  $35^\circ \text{ C}$ . Si hay 0,0020 moles del gas  $\text{N}_2$ :

(a) ¿Cuál es la presión (en atmósferas) ejercida por los 0,0020 moles de  $\text{N}_2$ ? **3 marcas**

Como se conoce el volumen del recipiente y el número de moles de  $\text{N}_2$ , entonces directamente con la ecuación de gases ideales se obtiene la presión en atmósferas ejercida por el  $\text{N}_2$ :

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

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

(b) Determina la presión (en atmósferas) ejercida por el  $\text{O}_2$  y el número de moles de  $\text{O}_2$  en la mezcla gaseosa. Si necesitas conocer la presión ejercida por el  $\text{N}_2$  y no pudiste determinarla en el ítem anterior, puedes suponer que la misma vale 0,3 atm. **4 marcas totales (1 marca por la presión de  $\text{O}_2$  y 3 marcas por el número de moles de  $\text{O}_2$ )**



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  $\text{KMnO}_4$  ( $M_r = 158 \text{ g/mol}$ ) es la más concentrada? **3 marcas**

(a) 0,100 M de  $\text{KMnO}_4$

(b) 1 g de  $\text{KMnO}_4$  / L de solución

(c) 100,0 mg de  $\text{KMnO}_4$  / mL de solución

(d) todas tienen la misma concentración

22. Para preparar  $500 \text{ cm}^3$  de una solución de  $\text{AgNO}_3$  0,1 M se parte de una solución de  $\text{AgNO}_3$  cuya concentración es de 50 g/L. ¿Qué volumen (en  $\text{cm}^3$ ) de esta última solución se requiere para preparar los  $500 \text{ cm}^3$  de la solución de  $\text{AgNO}_3$  0,1 M? **6 marcas**

Primero calculamos la concentración molar de la solución de  $\text{AgNO}_3$  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  $500 \text{ cm}^3$ . Dado que durante este proceso se conserva el número de moles de  $\text{AgNO}_3$ , 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 ( $\text{N}_2$ ) reacciona con el  $\text{H}_2$  para formar amoníaco ( $\text{NH}_3$ ). Teniendo en cuenta la reacción química balanceada, ¿cuántos moles de  $\text{H}_2$  requerirán 0,150 moles de  $\text{N}_2$ ? **2,5 marcas**

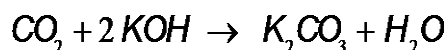
(a) 0,450

(b) 0,150

(c) 0,300

(d) 3,00

25. El  $\text{CO}_2$  que los astronautas exhalan se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH:



¿Cuántos kilogramos de  $\text{CO}_2$  ( $M_r = 44 \text{ g/mol}$ ) se pueden extraer con 1 kilogramo de KOH ( $M_r = 56 \text{ g/mol}$ )?

**4 marcas**

Primero calculamos los moles de KOH:  $n_{\text{KOH}} = m_{\text{KOH}} / M_r \text{KOH} = 1000 \text{ g} / 56 \text{ g/mol} = 17,86 \text{ moles de KOH}$ . Luego, como 2 moles de KOH reaccionan con 1 mol de  $\text{CO}_2$ , por lo tanto con 17,86 moles de KOH reaccionarán 8,93 moles de  $\text{CO}_2$ .

Para saber la masa de  $\text{CO}_2$ , basta con multiplicar ese número de moles por el  $M_r$  del  $\text{CO}_2$ :

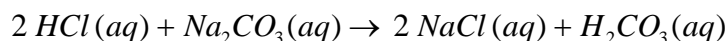
$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_r \text{CO}_2 = 8,93 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = 392,92 \text{ g. Es decir, 0,393 Kg.}$$

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





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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  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  $\text{Cl}_2$ .

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

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.

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