



**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. ¿Cuál de las siguientes partículas no tiene carga eléctrica? **1 marca**

(a) un electrón  (b) un protón  (c) un átomo  (d) un núcleo

2. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el mayor peso atómico? **1 marca**

(a) manganeso  (b) estaño  (c) fósforo  (d) bromo  (e) potasio

3. ¿Cuál de los siguientes elementos representa un miembro de la familia de los gases nobles? **1 marca**

(a) N  (b) Ce  (c) H  (d) Ne  (e) Cl

4. El isótopo de sodio  $^{24}\text{Na}$  se usa como trazador en la detección de coágulos de sangre en el cuerpo humano. ¿Cuántos protones tiene el núcleo? **1 marca**

(a) 11  (b) 24  (c) 12  (d) 23  (e) 13

5. El elemento Z se presenta en la naturaleza del siguiente modo: 78,99 %  $^{24}\text{Z}$ , 10,00 %  $^{25}\text{Z}$  y 11,01 %  $^{26}\text{Z}$ . ¿Cuál es el peso atómico de Z? **2 marcas**

El peso atómico de Z se calcula a partir de la siguiente ecuación:

$$A_r Z = 0,7899 \times 24 + 0,1000 \times 25 + 0,1101 \times 26$$

**Peso atómico de Z = 24,32**

6. ¿Cuál de los siguientes iones tiene 16 protones y 18 electrones? **2 marcas**

(a)  $\text{S}^{2+}$   (b)  $\text{Ar}^{2-}$   (c)  $\text{Cl}^-$   (d)  $\text{K}^+$   (e) ninguna opción es correcta

7. ¿Cuál de las siguientes sustancias corresponde a un anhídrido ácido? **1 marca**

(a)  $\text{Li}_2\text{O}$   (b)  $\text{BaO}_2$   (c)  $\text{CO}_2$   (d)  $\text{K}_2\text{O}_2$

8. La fórmula química del sulfito de cromo(III) es: **2 marcas**

(a)  $\text{CrSO}_4$   (b)  $\text{CrSO}_3$   (c)  $\text{Cr}_2\text{S}_3$   (d)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$   (e)  $\text{Cr}_3(\text{SO}_3)_2$

9. En la reacción entre los iones sulfito e hipoclorito se transfiere un átomo de oxígeno del hipoclorito al sulfito. ¿Cuáles son los productos? **2 marcas**

(a) cloruro y sulfato  (b) clorito y sulfuro  (c) clorato y sulfato   
(d) cloruro y dióxido de azufre



10. Al mezclar soluciones de  $K_2CrO_4$  y  $AgNO_3$  se obtiene un precipitado que no contiene iones potasio ni nitrato. Es probable que el precipitado sea: **2 marcas**

- (a)  $AgCrO_4$        (b)  $Ag_2CrO_4$        (c)  $Ag(CrO_4)_2$        (d)  $Ag_3(CrO_4)_2$

11. Se preparó una solución disolviendo 26,0 g de una sustancia en 101 mL de agua (densidad del agua = 1 g/mL). La solución tiene una densidad de 1,14 g/mL. ¿Cuál es el volumen (en mL) de la solución? **4 marcas**

Primero hay que calcular la masa de la solución, que será la masa de la sustancia + la masa de agua. La masa de la sustancia es 26,0 g y la del agua es 101 g, ya que su densidad es de 1 g/mL. Entonces, la masa de la solución es 127 g.

Dado que la densidad de la solución es 1,14 g/mL y como:

$$\text{Densidad solución (g/mL)} = m \text{ solución (g)} / V \text{ solución (mL)}$$

$$\text{Entonces: } V \text{ solución (mL)} = \text{masa solución (g)} / \text{densidad solución (g/ml)} = 127 \text{ g} / 1,14 \text{ g/mL}$$

$$\text{Volumen de la solución (mL)} = \underline{\underline{111,4}} \text{ mL}$$

12. ¿Cuál es la masa (en gramos) de 5,0 moles de moléculas de  $SO_3$ ? **2 marcas**

- (a) 400,3       (b) 80,1       (c) 16,0       (d) 1200,9       (e) 5,0

13. ¿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

14. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en una muestra de 42 g de dicromato de amonio,  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  ( $M_r = 252$  g/mol)? **4 marcas**

Dado que el  $M_r$  del dicromato de amonio es 252 g/mol, la masa de 1 mol de dicha sal es 252 g. Luego, 42 g corresponden a 0,167 moles de  $(NH_4)_2Cr_2O_7$ .

Como por cada mol de sal hay 7 moles de O, luego en los 42 g de  $(NH_4)_2Cr_2O_7$  habrá 1,169 moles de O.

El número de átomos de O se obtiene al multiplicar 1,169 por el número de Avogadro.

$$\text{Número de átomos de oxígeno} = \underline{\underline{7,04 \times 10^{23}}}$$



15. ¿Cuál de las siguientes muestras contiene el mayor número de átomos? **3 marcas**

- (a) 1 g de Au  (b) 1 g de H<sub>2</sub>O  (c) 1 g de He   
(d) 1 g de C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>  (e) todos los anteriores contienen el mismo número de átomos

16. La densidad de la plata metálica es 10,5 g/cm<sup>3</sup>. ¿Cuántos átomos de plata hay en un cubo de 2 cm de lado de dicho metal? **6 marcas**

Primero calculamos el volumen de un cubo de 2 cm de lado:  $V_{\text{cubo}} = (\text{lado})^3 = 8 \text{ cm}^3$ .

Luego, a partir del dato de densidad, si en 1 cm<sup>3</sup> hay 10,5 g de Ag, entonces en 8 cm<sup>3</sup> habrá 84 g de Ag.

Como el peso atómico de la Ag es 107,868, entonces esos 84 g de Ag corresponden a 0,779 moles de átomos de Ag.

Por último, a partir del número de Avogadro se sabe que 1 mol de átomos de Ag corresponden a  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de Ag. Entonces, por regla de tres se obtiene el número de átomos de Ag en 0,779 moles de dicho metal.

Número de átomos de plata = 4,7 x 10<sup>23</sup>

17. Un compuesto tiene la siguiente composición: 19,3 % de Na, 26,9% de S y 53,8 % de O. Su masa molar es 238 g/mol. Calcula la fórmula molecular. **5 marcas**



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

$A_r \text{Na} = 22,9898$ ;  $A_r \text{S} = 32,065$ ;  $A_r \text{O} = 15,9994$

Luego, a partir de los datos de los porcentajes de cada elemento se sabe que en 100 g de compuesto hay 19,3 g de Na, 26,9 g de S y 53,8 g de O.

Entonces, en 100 g de compuesto:

Moles de Na =  $19,3 / 22,9898 = 0,8395$  moles

Moles de S =  $26,9 / 32,065 = 0,8390$  moles

Moles de O =  $53,8 / 15,9994 = 3,3626$  moles

Como el menor número de moles corresponde a los de Na y S, entonces dividimos a los números de moles arriba obtenidos por 0,8395, obteniendo: Na = 1; S = 1; O = 4. La fórmula mínima es  $\text{NaSO}_4$ . Para esta fórmula mínima, la masa molar es 119,05 g/mol.

A partir del enunciado, se sabe que el  $M_r$  del compuesto es 238 g/mol, que resulta aproximadamente el doble de 119,05 g/mol. Entonces, la fórmula molecular se obtiene al multiplicar por dos a la fórmula mínima.

Fórmula molecular:            $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$           

18. La combustión completa de un hidrocarburo en presencia de oxígeno produjo 176 mg de  $\text{CO}_2$  y 108 mg de  $\text{H}_2\text{O}$ . Su fórmula mínima es: **3 marcas**

(a)  $\text{CH}$        (b)  $\text{CH}_2$        (c)  $\text{CH}_3$        (d)  $\text{C}_2\text{H}_3$        (e)  $\text{C}_3\text{H}_2$

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

(a)   4    $\text{FeS}$  +   7    $\text{O}_2 \rightarrow$    2    $\text{Fe}_2\text{O}_3$  +   4    $\text{SO}_2$

(b)   1    $\text{H}_3\text{PO}_4$  +   3    $\text{KOH} \rightarrow$    1    $\text{K}_3\text{PO}_4$  +   3    $\text{H}_2\text{O}$

(c)   3    $\text{SiO}_2$  +   1    $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow$    1    $\text{P}_2\text{O}_5$  +   3    $\text{CaSiO}_3$

20. En un litro de amoníaco gaseoso y en un litro de dióxido de carbono gaseoso, en las mismas condiciones de temperatura y presión, el número de moléculas: **2 marcas**

(a) es mayor en el amoníaco

(b) es igual en ambos

(c) es mayor en el dióxido de carbono

(d) es siempre igual al número de Avogadro en ambos casos

21. ¿Cuál es la densidad del  $\text{F}_2$  (en g/L) en una muestra que ejerce una presión de 95 mmHg a  $0^\circ \text{C}$ ? **6 marcas**



Densidad (g/L) = masa (g) / volumen (L)

Según la ecuación de gases ideales:  $P V = n R T$

Luego,  $n$  (número de moles) = masa de  $F_2$  /  $M_r F_2$

Reemplazando en la ecuación de gases ideales:  $P V = m R T / M_r F_2$

Entonces, densidad (g/L) =  $P M_r / R T$

Reemplazando con  $P = (95 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg}) = 0,125 \text{ atm}$ ;  $M_r = 38 \text{ g/mol}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm L} / \text{K mol}$ ;  $T = 273 \text{ K}$  se obtiene la densidad del  $F_2$  (en g/L) en las condiciones dadas.

Densidad del  $F_2 = \underline{\quad 0,212 \quad} \text{ g / L}$

22. ¿Cuál de las siguientes soluciones contiene mayor cantidad (en gramos) de hidróxido de sodio (NaOH)?  
**2 marcas**

(a) 30 mL de solución 0,1 M

(b) 10 mL de solución 0,2 M

(c) 2 mL de solución 1,0 M

(d) 5 mL de solución 0,7 M

23. Se tiene una solución 0,5 M de una sal cuya masa molar es 250 g/mol. ¿En qué volumen de solución hay 50 g de sal disuelta? **3 marcas**

(a) 400 mL

(b) 1 L

(c) 5 mL

(d) 250 mL

24. Calcula la masa de NaCl (en gramos) que hay en 25 mL de solución acuosa de NaCl de concentración 10 % m/m y densidad 1,08 g/mL. **5 marcas**



Dado que se requiere calcular la masa de NaCl que hay en 25 mL de solución y la concentración está dada en % m/m (gramos de NaCl en 100 g de solución), conviene primero conocer la concentración de la solución en % m/V (gramos de NaCl en 100 mL de solución):

$$\% m/V = \frac{g \text{ NaCl}}{100 \text{ mL}_{\text{solución}}} = \% m/m \times \text{densidad}_{\text{solución}} = \frac{10 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g}_{\text{solución}}} \times \frac{1,08 \text{ g}_{\text{solución}}}{\text{mL}_{\text{solución}}} = 10,8\% m/V$$

Entonces, hay 10,8 g de NaCl en 100 mL de solución.

Luego, por regla de tres simple, se puede conocer la masa de NaCl en 25 mL de solución.

$$\text{Masa de NaCl en 25 mL de solución} = \underline{\quad 2,7 \quad} \text{ g}$$

25. Se tienen en un frasco 200 mL de una solución acuosa de KI 0,1 M y se derraman accidentalmente 50 mL de la solución. ¿Cuál es la concentración molar de la solución que queda en el frasco? **3 marcas**

- (a) 0,075 M       (b) 0,025 M       (c) 0,1 M       (d) 0,2 M

26. Si se dejan 100 mL de una solución de KNO<sub>3</sub> (molaridad 0,100 M) en un cilindro graduado hasta que la evaporación del solvente reduzca su volumen a 80 mL, ¿cuál es la molaridad del KNO<sub>3</sub> en la solución resultante? **3 marcas**

- (a) 0,125 M       (b) 0,100 M       (c) 0,080 M       (d) 0,020 M

27. La descomposición térmica del dicromato de amonio da lugar a la aparición de Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, N<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O según la siguiente reacción:



¿Cuántos litros de N<sub>2</sub> gaseoso se obtendrían a 600° C y 1,316 atm de presión por la descomposición completa de 50,0 g de (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (M<sub>r</sub> = 252 g/mol)? **6 marcas**



Primero es necesario conocer el número de moles de  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  que reaccionan. 50,0 g de  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  corresponden a 0,198 moles de  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ( $M_r(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 252 \text{ g/mol}$ ).

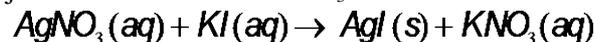
Por estequiometría de la reacción, entonces se podrán obtener 0,198 moles de  $\text{N}_2$ .

Luego, con  $P = 1,316 \text{ atm}$  y  $T = 873 \text{ K}$ , se reemplaza en la ecuación de gases ideales y se obtiene el volumen de  $\text{N}_2$  en litros directamente:

$$V \text{ de } \text{N}_2 = n_{\text{N}_2} R T / P$$

$$\text{Volumen de } \text{N}_2 = \underline{\underline{10,77}} \text{ L}$$

28. Cuando una solución de  $\text{AgNO}_3$  se agrega a una solución de  $\text{KI}$ , el  $\text{AgI}$  se precipita cuantitativamente (esto es, prácticamente al 100%), dejando una solución de  $\text{KNO}_3$ :



¿Qué volumen (en mL) de una solución de  $\text{AgNO}_3$  0,50 M serán necesarios para precipitar todo el yoduro presente en 10 mL de una solución de  $\text{KI}$  0,40 M? **6 marcas**

Primero es necesario conocer el número de moles de  $\text{I}^-$  que precipita:

$$n_{\text{I}^-} = \frac{V_{\text{KI}} [\text{KI}]}{1000 \text{ mL} / \text{L}} = \frac{10 \text{ mL } 0,40 \text{ mol} / \text{L}}{1000 \text{ mL} / \text{L}} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

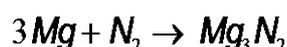
Luego, dado que la reacción es 1:1 entre  $\text{KI}$  y  $\text{AgNO}_3$ , se necesitarán entonces  $4 \times 10^{-3} \text{ mol}$  de  $\text{Ag}^+$ .  
Entonces:

$$n_{\text{Ag}^+} = \frac{V_{\text{AgNO}_3} [\text{AgNO}_3]}{1000 \text{ mL} / \text{L}} = \frac{V_{\text{AgNO}_3} 0,50 \text{ mol} / \text{L}}{1000 \text{ mL} / \text{L}}$$

Despejando, se obtiene  $V_{\text{AgNO}_3}$ .

$$\text{Volumen de solución de } \text{AgNO}_3 \text{ 0,50 M} = \underline{\underline{8}} \text{ mL}$$

29. Dada la siguiente reacción:



Si se hacen reaccionar 0,6 moles de  $\text{Mg}$ , ¿qué cantidad de  $\text{N}_2$  se requiere? **3 marcas**

(a) 0,2 moles de moléculas de  $\text{N}_2$

(b) 0,4 moles de moléculas de  $\text{N}_2$



(c) 0,2 moles de átomos de N       (d) 0,6 moles de átomos de N

30. Considera la siguiente reacción:



Donde M es un metal desconocido.

Si 5,00 g de  $\text{MCl}_2$  reaccionan con un exceso de  $\text{AgNO}_3$  y se forman 11,0 g de  $\text{AgCl}$ , ¿cuál es la mejor estimación de la masa molar de M? ( $M_r \text{AgCl} = 143 \text{ g/mol}$ ,  $M_r \text{AgNO}_3 = 170 \text{ g/mol}$ ,  $A_r \text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$ )

(a) 30  (b) 60  (c) 24  (d) 40  (e) 9  **3 marcas**

Muestra tus cálculos en el siguiente recuadro **8 marcas**

Si se forman 11,0 g de  $\text{AgCl}$ , esto corresponde a 0,077 moles de  $\text{AgCl}$ . Luego, por estequiometría de la reacción, reaccionaron entonces  $0,077/2 = 0,0385$  moles de  $\text{MCl}_2$ .

Dado que reaccionaron 5,00 g de  $\text{MCl}_2$ , entonces esos 5,00 g corresponden a 0,0385 moles de  $\text{MCl}_2$ . Por estequiometría de la sal, en esos 0,0385 moles de  $\text{MCl}_2$  hay 0,0385 moles de M y  $2 \times 0,0385 = 0,077$  moles de Cl.

Entonces, esos 5,00 g de  $\text{MCl}_2$  se pueden escribir como:

$$5,00 \text{ g} = \text{moles Cl} \times A_r \text{Cl} + \text{moles M} \times A_r \text{M} = 0,077 \times 35,5 \text{ g/mol} + A_r \text{M} \times 0,0385.$$

Haciendo la cuenta se obtiene que  $M_r \text{M} = 58,9 \text{ g/mol} \approx 60 \text{ g/mol}$ .