

BLOQUE 1: PREGUNTAS TIPO TEST

1. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 3 moléculas del compuesto $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?:
a) 12; b) 2; c) 4; **d) 36**

En una molécula de dicho compuesto hay:

- 2 átomos de aluminio Al
- $1 \times 3 = 3$ átomos de azufre S
- $4 \times 3 = 12$ átomos de oxígeno O

Por tanto, en 3 moléculas de dicho compuesto habrá el triple de átomos de oxígeno que en una molécula, es decir, $3 \times 12 = 36$

2. En 1 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hay:

a) 2 átomos de hidrógeno; **b) 4 mol de oxígeno**; c) 4 átomos de oxígeno; d) $6,023 \times 10^{23}$ átomos de H

En un mol de cualquier compuesto siempre hay $6'023 \times 10^{23}$ moléculas. Además, en una molécula de ácido sulfúrico hay 2 átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O. Por tanto:

- La opción a) se descarta, porque 2 átomos de hidrógeno son los que hay en una molécula, no en un mol
- La opción c) se descarta, porque 4 átomos de oxígeno son los que hay en una molécula, no en un mol
- La opción d) se descarta, porque en un mol del compuesto hay $6'023 \times 10^{23}$ moléculas, pero en cada molécula hay 2 átomos de hidrógeno, por lo que habrá en total $2 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno

Además, en un mol del compuesto, dado que hay 4 átomos de oxígeno por molécula, habrá exactamente $4 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno. Un mol de átomos de oxígeno son $6'023 \times 10^{23}$ átomos de este elemento, por lo que 4 moles de oxígeno son $4 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno, que coincide con el número de átomos de este elemento que hay en un mol de ácido sulfúrico. Por tanto, la opción correcta es la b).

3. ¿En cuál de los siguientes procesos ocurre alguna reacción química?: a) el agua hierve; b) la sal se disuelve en agua; **c) la fruta se pudre**; d) el vapor de agua se dispersa por la cocina.

Cuando el agua hierve, se produce un cambio de estado de agregación, pero no una reacción química. La mezcla de agua con sal es un proceso físico, pero no químico. Y que las moléculas de vapor de agua se esparzan es un movimiento de moléculas en estado gaseoso debido a la casi nula fuerza de unión entre ellas, pero tampoco hay reacción. Si se produce una reacción cuando un alimento se pudre, sí que se producen reacciones químicas, por ejemplo, de oxidación.

4. Sea la reacción química $\text{H}_2 + 3 \text{O}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{HNO}_3$, indica cuál de las siguientes afirmaciones es falsa: a) se obtienen 2 moles de HNO_3 ; b) reacciona 1 mol de H_2 con 3 moles de O_2 ; **c) reaccionan el triple de gramos de oxígeno que de nitrógeno**; d) la masa total de todos los elementos que intervienen en la reacción permanece constante

La opción a) es cierta, pues el coeficiente estequiométrico en la reacción ajustada para el HNO_3 es 2, lo que indica que se obtienen dos moles en la reacción. Análogamente, la opción b) también es cierta porque los coeficientes de los compuestos mencionados son también 1 y 3 respectivamente según la reacción ajustada. Y, además, la opción d) es verdadera, pues es la Ley de Lavoissier o principio de conservación de la masa. Sin embargo, la opción c) es la falsa, porque según los coeficientes estequiométricos, reaccionan el triple de moles o el triple de moléculas de oxígeno que de nitrógeno, pero estos coeficientes no indican la proporción de gramos, puesto que los gramos de un átomo de oxígeno y de nitrógeno son distintos.

5. Conociendo las masas atómicas siguientes He:2; N:14; O:16, indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta: a) la masa de un mol de átomos de nitrógeno es 7 g; b) 1 átomo de nitrógeno pesa 14 g; c) 1 mol de átomos de oxígeno tienen una masa de 16 unidades de masa atómica; **d) 1 mol de átomos de helio tienen una masa de 2 g**

Conociendo las masas atómicas (en u.m.a.), conocemos la masa de un mol de átomos de esos elementos, pues es el mismo número pero en gramos. Por tanto, la opción a) es falsa porque un mol de átomos de nitrógeno son 14 gramos. La opción b) es falsa porque 14 gramos son un mol de átomos de nitrógeno, y no un solo átomo. La c) es falsa porque un mol de átomos de oxígeno tienen una masa de 16 gramos (no unidades de masa atómica). Y por tanto, la opción cierta es la d), puesto que efectivamente 1 mol de átomos de helio son 2 gramos al ser su masa atómica 2 u.m.a.

6. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr: a) la masa se conserva en las reacciones químicas; b) no pueden existir dos electrones con los 4 números cuánticos iguales; **c) los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía**; d) cuando sea posible los electrones deben estar desapareados

Según el postulado de Bohr, los electrones giran en órbitas circulares sin absorber ni emitir energía, por lo que la opción correcta es la c).

7. Un átomo de Hg-202 contiene: a) 80 protones, 80 neutrones y 202 electrones; **b) 80 protones, 122 neutrones y 80 electrones**; c) 80 protones, 202 neutrones y 80 electrones; d) 202 protones, 80 neutrones y 202 electrones

Un átomo de Hg-202 tiene un número másico de 202, por lo que la suma de protones y neutrones debe ser exactamente 202. La única respuesta en la que suman 202 protones y neutrones es la b).

8. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa? a) un orbital s puede contener 1 electrón; b) un orbital p tiene 3 subniveles; **c) el primer subnivel tipo d es el 4d**; d) un orbital d puede contener un máximo de 10 electrones

La opción a) es cierta, puesto que un orbital s puede contener hasta dos electrones, pero puede contener menos. La opción b) también es cierta (hay tres tipos de orbitales p). Y la opción d) es verdadera. Sin embargo, la opción c) es falsa, porque en el nivel 3 ya hay orbitales de tipo d (3d).

9. Una combinación posible de números cuánticos para un electrón de un orbital 3p es: a) (3,3,1,1/2); b) (2,3,0,-1/2); **c) (3,1,1,1/2)**; d) (3,1,2,-1/2)

Si el orbital es 3p, el primer número cuántico corresponde al nivel de energía y es un 3, y el segundo es un 1 al ser de tipo p. Esto nos descarta las opciones a) y b). Ahora bien, para los orbitales tipo p, el tercer número cuántico solo puede ser -1, 0 o 1, por lo que se descarta la opción d).

10. Señala cuál de las siguientes configuraciones electrónicas no pertenece a un átomo en estado fundamental: a) $1s^2 2s^2 2p^5$; **b) $1s^2 2s^1 2p^3$** ; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; d) $1s^2$

La opción correcta es la b, porque se detecta que en los orbitales 2s no hay el máximo, 2 electrones, sino 1, y esto se debe a que está en un estado excitado, pasando un electrón del orbital 2s a un orbital 2p.

11. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponder al átomo de N? a) $1s^2 2s^2 2p^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^6$; **c) $1s^2 2s^2 2p^3$** ; d) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2$

El nitrógeno tiene un número atómico de 7, por lo que en estado fundamental tendrá 7 electrones. Si sumamos los electrones de cada respuesta, vemos que en la a) habría 5 electrones (se descarta), en la b) habría 10 electrones (se descarta), en la c) habría 7 electrones y en la d) habría 8 electrones (se descarta también). Por tanto, la única opción posible es la c).

12. Señala la especie que no es isoelectrónica con un gas noble: a) Al^{3+} ; b) Ca^{+} ; c) F^{-} ; d) K^{+}

El aluminio está en la columna IIIA, por lo que perdiendo tres electrones tendría configuración de gas noble al perder la última capa. Por tanto, el catión Al^{3+} es isoelectrónico con un gas noble (el neón).

El calcio está en la columna IIA, por lo que perdiendo dos electrones tendría configuración de gas noble al perder la última capa. Por tanto, el catión Ca^{+} NO es isoelectrónico con un gas noble (el argón).

El flúor está en la columna VIIA, por lo que ganando un electrón tendría configuración de gas noble (8 electrones en la última capa). Por tanto, el anión F^{-} es isoelectrónico con un gas noble (el neón).

El potasio está en la columna IA, por lo que perdiendo un electrón tendría configuración de gas noble al perder su última capa. Por tanto, el catión K^{+} es isoelectrónico con un gas noble (el argón).

13. Señala la ordenación correcta por radios atómicos crecientes:

a) $\text{Br} < \text{Br} < \text{Cl}$; **b) $\text{Cl} < \text{Br} < \text{Br}$** ; c) $\text{Cl} < \text{Br} < \text{Br}$; d) $\text{Br} < \text{Cl} < \text{Br}$

El bromo y el cloro están en una misma columna, y el radio atómico aumenta a medida que bajamos en una misma columna. Como el Bromo está una fila más abajo, tendrá mayor radio atómico que el cloro. Además, los iones negativos (aniones), por el mero hecho de ganar electrones, aumentan su radio atómico, por lo que el anión de bromo tendrá mayor radio que el bromo en estado fundamental. Por tanto, el mayor radio corresponde al anión de bromo, seguido del átomo de bromo, y por último el cloro.

14. ¿Qué elemento tiene mayor afinidad electrónica?: **a) Cl**; b) Mg; c) Al; d) S

Todos los elementos están en una misma fila, y la afinidad electrónica en una misma fila aumenta hacia la derecha. Como el elemento de los cuatro que está más a la derecha es el cloro, será este el que tenga mayor afinidad electrónica.

15. Los elementos que tienen tendencia a captar electrones se denominan: a) metales; b) metales de transición; **c) no metales**; d) gases nobles

Son los no metales, por tener 5, 6 o 7 electrones en su última capa.

16. Señala la afirmación correcta: a) el Al es un no metal; b) el K tiene tendencia a captar electrones; **c) el Br tiene mayor radio atómico que el Cl**; d) el Hg es un halógeno

El aluminio es un metal, porque está a la izquierda de la escalera en la tabla periódica. El potasio, que es un metal del grupo IA, tiene solo un electrón en la última capa, por lo que tiende a perderlo. Y el mercurio no es un halógeno (grupo VIIA), puesto que está en la zona de los metales de transición. La respuesta cierta es la c), el Bromo tiene mayor radio atómico que el cloro, por lo que se explicó en la pregunta 13.

17. Sea la reacción $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Si 8 g de CH_4 reaccionan con 32 g de O_2 , se obtendrá una cantidad de agua igual a: a) 44 g; b) 2 g; c) 18 g; **d) 36 g**.

Un mol de agua son 18 gramos (pues la masa atómica del H es 1, y la del O es 16). Por tanto, como la reacción ajustada indica que se obtienen dos moles de agua, la masa obtenida será $2 \times 18 = 36\text{g}$

18. Una muestra de 3 g de un elemento puro contiene $4,633 \cdot 10^{22}$ átomos de dicho elemento. ¿Cuál será su peso atómico? **a) 39**; b) 13; c) 45; d) ninguno de los anteriores

Como 1 mol son $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, tenemos $4,633 \cdot 10^{22}$: $6,023 \cdot 10^{23} = 0,077$ moles. Si 0,077 moles equivalen a 3 gramos, calculamos los gramos de un mol:

0'077 moles ---- 3 g
1 mol ---- x g

$x = 3 \times 1 / 0'077 = 38'75$ gramos, que es aproximadamente 39 gramos. Como la masa de un mol en gramos equivale a la masa atómica en u.m.a., la respuesta correcta es la a).

19. Dos elementos A y B se combinan químicamente para formar la sustancia C. Dicha sustancia debe ser:
a) una mezcla; b) una disolución; c) un elemento; **d) un compuesto**

Al haber reacciones químicas, se producen compuestos.

20. Para preparar 250 ml de una disolución 0,5M de NaCl se necesita una masa de NaCl igual a:
a) 0,5 g; **b) 7,31 g**; c) 250 g; d) 0,125 g

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Pasamos el volumen a litros: 250 ml : 1000 = 0'25 litros

Sustituimos en la fórmula:

$$0'5 = \frac{\text{moles de soluto}}{0'25}$$

$$0'5 \cdot 0'25 = \text{moles de soluto}$$

$$\text{moles de soluto} = 0'125$$

La masa atómica del Na es 22'99 y la del Cl es 35'545, por lo que la masa molar del NaCl es = 22'99+35'543 = 58'533 gramos por mol. Por tanto, aplicando una regla de 3:

1 mol de NaCl ---- 58'533 gramos
0'125 moles ---- x gramos

$$x = \frac{0'125 \cdot 58'533}{1} = 7'31 \text{ gramos}$$

21. Señala el único compuesto iónico: **a) CsBr**; b) CO; c) NH₃; d) SO₂

Para que el compuesto sea iónico, debe haber un metal y un no metal. El único caso es el CsBr, donde Cs es metal y Br es no metal.

22. Si tenemos 32 g de metano (CH₄) a 25°C y 885 mm de Hg ocuparán un volumen de: **a) 41,97 litros**; b) 44,8 litros; c) 22,4 litros; d) ninguno de los anteriores

La masa atómica del Carbono es 12'011, y la del hidrógeno es 1'0079. Por tanto, la masa molar del metano es 12'011 + 4 x 1'0079 = 16'0426 gramos/mol. Es decir, en 32 gramos de metano, si lo dividimos por 16'04 nos da que hay dos moles de dicho compuesto. Convertimos unidades, aplicamos la fórmula y calculamos:

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P = 885 : 760 = 1'164 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} P \cdot V &= n \cdot 0'082 \cdot T \\ 1'164 \cdot V &= 2 \cdot 0'082 \cdot 298 \\ \mathbf{V} &= \mathbf{41'97 \text{ litros}} \end{aligned}$$

23. Señale el compuesto con el menor punto de fusión: a) SO₂; b) Na; c) KCl; d) Au

El SO₂ es un compuesto con enlaces covalentes, pues azufre y oxígeno son no metales.

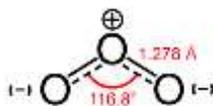
El Na (sodio) el Au (oro) son metales.

El KCl es un compuesto iónico, porque el potasio es un metal y el cloro es un no metal.

En los compuestos covalentes, los puntos de fusión y ebullición son bajos, mientras que los puntos de fusión y ebullición de los metales y compuestos iónicos son elevados. Por tanto, el menor punto de fusión corresponde al dióxido de azufre.

24. Señala la molécula que presenta 2 enlaces covalentes polares: a) MgCl₂; b) CO₂; c) NO; d) O₃

En primer lugar, descartamos la opción c) porque sólo hay un enlace, entre un átomo de nitrógeno y un átomo de oxígeno. Las demás sustancias, presentan dos enlaces (porque hay tres átomos), pero descartamos la opción a) porque el Magnesio es metal y el cloro es no metal, por lo que los enlaces son iónicos y no covalentes. En el caso del dióxido de carbono, hay dos enlaces covalentes, pero la molécula es apolar porque presenta simetría. La molécula con dos enlaces covalentes polares es el ozono, porque no presenta simetría, como se ve en la siguiente imagen.



25. De entre las siguientes afirmaciones señala la incorrecta: a) el hielo ocupa menor volumen que el agua líquida; b) el agua forma puentes de hidrógeno; c) el vapor de agua ocupa más volumen que el agua líquida a presión atmosférica; d) el agua se evapora a temperatura ambiente

El agua en estado sólido (hielo) ocupa más volumen que en estado líquido, al dejar más espacio entre sus moléculas (es por esto por lo que un bote de refresco en un congelador acaba 'explotando'). Por tanto la opción falsa es la a).

BLOQUE 2: PROBLEMAS

1. A 27°C y 800 mm de Hg, 5,2 g de una sustancia orgánica ocupan un volumen de 2 litros. La composición porcentual de dicha sustancia es 60,00% de C, 26,67% de O y 13,33% de H. Todos los porcentajes son en masa. Determina las fórmulas empírica y molecular de la sustancia.

Anotamos las masas atómicas de estos elementos:

Masa atómica del Carbono = 12 u

Masa atómica del oxígeno = 16 u

Masa atómica del hidrógeno = 1u

Dividimos en cada caso su % por su masa.

$$\text{Carbono} \rightarrow \frac{60}{12} = 5$$

$$\text{Oxígeno} \rightarrow \frac{26,67}{16} = 1,66$$

$$\text{Hidrógeno} \rightarrow \frac{13,33}{1} = 13,33$$

Ahora dividimos esos números entre el menor de los tres que nos ha dado (1,66), para obtener el número de átomos de cada elemento en la fórmula empírica.

$$\text{Carbono} \rightarrow \frac{5}{1,66} = 3$$

$$\text{Oxígeno} \rightarrow \frac{1,66}{1,66} = 1$$

$$\text{Hidrógeno} \rightarrow \frac{13,33}{1,66} = 8$$

Por tanto, la fórmula empírica es $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

Para calcular la fórmula molecular, nos hace falta la masa molecular del compuesto (o la masa molar que es el mismo número pero en distinta unidad). Con los datos que tenemos, calculamos los moles a los que equivalen 5,2 gramos.

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P = 800 : 760 = 1,05 \text{ atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot 0,082 \cdot T$$
$$1,05 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 300$$
$$n = 0,085 \text{ moles}$$

Como 5,2 gramos equivalen a 0,085 moles, calculamos la masa molar:

5,2 gramos --- 0,085 moles

x gramos --- 1 mol

$x = 5,2 \times 1 / 0,085 = 61,17$ gramos/mol es la masa molar, y por tanto, la masa molecular es 61,17 u.m.a. Ahora calculamos la masa molecular de la fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, que será:

$$\text{Masa molecular fórmula empírica} = 3 \times 12 + 8 \times 1 + 16 = 60$$

Dividimos ahora ambas masas moleculares:

$$\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{61,17}{60} = 1,01$$

Por tanto, cuando el resultado es aproximadamente 1, es porque ambas fórmulas coinciden, por lo que la fórmula molecular es también $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

2. La reacción de combustión del etileno gas se puede indicar como $C_2H_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$. Tras ajustar la reacción calcula:

- a) Los gramos de oxígeno que se necesitan para la combustión completa de 6 litros de etileno medidos en condiciones normales
b) Los gramos de dióxido de carbono que se obtendrían si se queman 25 g de etileno con 20 g de oxígeno (Datos: $R = 0,082 \text{ atm.l/ mol.K}$)

a) Ajustamos la reacción



$$C: 2a = c$$

$$H: 4a = 2d$$

$$O: 2b = 2c + d$$

Empezamos asignando $a = 1$ y vamos resolviendo ecuaciones:

$$\circ \quad 2a = c \rightarrow 2 \cdot 1 = c \rightarrow c = 2$$

$$\circ \quad 4a = 2d \rightarrow 4 \cdot 1 = 2d \rightarrow 4 = 2d \rightarrow d = 4:2 \rightarrow d = 2$$

$$\circ \quad 2b = 2c + d \rightarrow 2b = 2 \cdot 2 + 2 \rightarrow 2b = 4 + 2 \rightarrow 2b = 6 \rightarrow b = 6:2 \rightarrow b = 3$$

Por tanto, la reacción ajustada es:



Ahora tenemos que calcular los gramos de oxígeno que se necesitan para la combustión completa de 6 litros de etileno medidos en condiciones normales. Para ello, teniendo en cuenta que las condiciones normales son $0C = 273 \text{ K}$ de temperatura, y 1 atm de presión, calculamos el número de moles que son 6 litros de etileno:

$$P \cdot V = n \cdot 0'082 \cdot T$$
$$1 \cdot 6 = n \cdot 0'082 \cdot 273$$
$$n = 0'268 \text{ moles de etileno}$$

Es decir, tenemos que ver cuántos gramos de oxígeno se necesitan para la combustión de $0'268$ moles de etileno. La reacción ajustada me dice que 1 mol de etileno reacciona con 3 moles de oxígeno. Por tanto, necesito saber la masa de 1 mol de etileno en gramos, es decir, su masa molar. Como la masa atómica del Carbono es 12 y la del Hidrógeno es 1 , calculo:

$$\text{Masa molar etileno} = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 28 \text{ gramos/mol}$$

Por tanto, 28 gramos de etileno (1 mol) reaccionan con 3 moles de oxígeno. Calculamos ahora los gramos que reaccionarían con $0'268 \text{ moles}$:

$$28 \text{ gramos de etileno} \text{ ---- } 3 \text{ moles de oxígeno}$$
$$x \text{ gramos de etileno} \text{ ---- } 0'268 \text{ moles de oxígeno}$$

$$x = 28 \times 0'268 / 3 = \mathbf{2'50 \text{ gramos de etileno}}$$

b) Debemos calcular ahora los gramos de dióxido de carbono que se obtendrían si se queman 25 g de etileno con 20 g de oxígeno. Calculamos las masas molares de los tres compuestos:

$$\text{Masa molar etileno } C_2H_4 = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 28 \text{ gramos/mol}$$

$$\text{Masa molar dióxido de carbono } CO_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ gramos/mol}$$

$$\text{Masa molar oxígeno } O_2 = 2 \cdot 16 = 32 \text{ gramos/mol}$$

Según la reacción ajustada, reacciona un mol de etileno (28 gramos) con 3 moles de oxígeno (que serán $3 \times 32 = 96 \text{ gramos}$) y se obtienen 2 moles de dióxido de carbono (que son $2 \times 44 = 88 \text{ gramos}$).

Planteamos cuántos gramos de dióxido de carbono se obtendrían por un lado con 25 gramos de etileno, y por otro lado, con 20 gramos de oxígeno:

28 gramos de etileno ---- 88 gramos de dióxido de carbono (según la reacción ajustada)
25 gramos de etileno ---- x gramos de dióxido de carbono

$$x = 25 \times 88 / 28 = 78'57 \text{ gramos}$$

96 gramos de oxígeno ---- 88 gramos de dióxido de carbono (según la reacción ajustada)
20 gramos de oxígeno ---- x gramos de dióxido de carbono

$$x = 20 \times 88 / 96 = 18'33 \text{ gramos}$$

Es decir, con los 25 gramos de etileno podrían obtenerse hasta 78'57 gramos de dióxido de carbono, pero con los 20 de oxígeno solo pueden obtenerse 18'33 gramos de dióxido de carbono. En este caso, el oxígeno es el reactivo limitante, y solo se podrán obtener **18'33 gramos de dióxido de carbono**, porque para poder obtener más haría falta más oxígeno.

3. El silicio natural es una mezcla de 3 isótopos, Si-28, Si-29 y Si-30, cuyas abundancias relativas son 92,2%, 4,7% y 3,1%, respectivamente. Calcula:

- La masa molecular del silicio
- Los átomos de Si-29 que habrá en 2 g de silicio

a) Para calcular la masa isotópica promedio, multiplicamos la masa atómica de cada isótopo por su abundancia, sumamos todo, y dividimos entre cien:

$$\text{Masa isotópica promedio} = \frac{28 \cdot 92'2 + 29 \cdot 4,7 + 30 \cdot 3'1}{100} = \mathbf{28'109 \text{ u. m. a.}}$$

b) El número másico del Si-29 es 29 u.m.a, por lo que un mol de Si-29 tendrá una masa de 29 gramos. Por tanto, calculamos los moles que habrá en dos gramos:

1 mol --- 29 gramos
x moles --- 2 gramos

$$x = 1 \times 2 / 29 = 0'068 \text{ moles}$$

Multiplicando el número de moles por el número de Avogadro, obtendremos el número de átomos que hay en 2 gramos de Si-29:

$$0'068 \times 6'023 \times 10^{23} = 0'4095 \times 10^{23} = \mathbf{4'095 \times 10^{22} \text{ átomos de Si-29}}$$

4. Una botella de ácido nítrico comercial contiene una disolución acuosa de HNO₃ al 70% en peso. Sabiendo que la densidad del producto es 1,42 g/cm³, calcula:

- Su molaridad
- Su concentración en gramos por litro
- La fracción molar del HNO₃

a) La densidad es 1'42 g/cm³, que es lo mismo que 1'42 g/ml. Si la multiplicamos por 1000, tendremos el resultado expresado en g/l. Es decir, tendremos 1420 g/l. Esto significa que tomando como referencia 1 litro de disolución, habrá 1420 gramos de masa.

Ahora bien, como la disolución es al 70% en peso, eso indica que si calculamos el 70% de esa masa tendremos los gramos de HNO_3 .

$$\text{Masa de } \text{HNO}_3 = 1420 \times 0,7 = 994 \text{ gramos}$$

La masa molar del HNO_3 es $= 1 + 14 + 3 \times 16 = 63$ gramos por mol. Por tanto, dividiendo los gramos que tenemos (994) por la masa molar, obtenemos el número de moles de soluto que tenemos:

$$994/63 = 15,77 \text{ moles de soluto.}$$

Ahora bien, estos moles de soluto son los que hay en un litro de disolución, que es lo que hemos tomado como referencia. Por tanto:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{15,77}{1} = 15,77 \text{ M}$$

b) La concentración son los gramos de soluto por litro de disolución. Como en el apartado anterior hemos obtenido que hay 994 gramos en un litro, la concentración es $C = 994 \text{ g/l}$.

$$\text{c) Fracción molar} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

Tenemos que calcular los moles de disolvente. Como en 1420 gramos de disolución había 994 gramos de soluto, los gramos de disolvente (agua) serán $1420 - 994 = 426$.

La masa molar del H_2O es $= 2 \times 1 + 16 = 18$ gramos por mol. Por tanto, dividiendo los gramos que tenemos (426) por la masa molar, obtenemos el número de moles de disolvente que tenemos:

$$426/18 = 23,66 \text{ moles de disolvente.}$$

Ahora ya aplicamos la fórmula y resolvemos:

$$\text{Fracción molar} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{15,77}{15,77 + 23,66} = 0,4$$