

Capítulo 2 Conceptos fundamentales

En este tema se revisan conceptos fundamentales en Química como son: isótopos, número atómico, número másico, masa atómica, masa molecular, mol y número de Avogadro. Se repasa a su vez el cálculo de la composición centesimal de un compuesto y de la fórmula empírica y molecular de una molécula.

2.1 Número atómico. Número másico. Isótopos.

Ejercicio 2.1. Indica si la definición siguiente es cierta o falsa: El número atómico se define como el número total de electrones que contiene un átomo.

Ejercicio 2.2. Relaciona cada uno de los siguientes átomos con el número de neutrones que contiene en su núcleo:

- | | |
|-----------------------------|--------|
| 1. ${}^1_1\text{H}$ | a. 2 |
| 2. ${}^4_2\text{He}$ | b. 10 |
| 3. ${}^{19}_9\text{F}$ | c. 0 |
| 4. ${}^{118}_{50}\text{Sn}$ | d. 146 |
| 5. ${}^{238}_{92}\text{U}$ | e. 68 |

2.2 Masa atómica. Unidad de masa atómica. Masa molecular.

Un elemento está formado por átomos de distinta masa denominados isótopos, que poseen el mismo número atómico, pero distinto número másico. Para expresar la masa de un átomo, *masa atómica*, se utiliza la *unidad de masa atómica (uma o u)*, que se define como la doceava parte de la masa del isótopo ${}^{12}_6\text{C}$ del átomo de carbono. Puesto que un elemento es una mezcla de isótopos, la masa atómica que aparece tabulada en la TABLA PERIODICA es la media ponderada de las masas de los distintos isótopos. En este caso se solía denominar también peso atómico.

Ejercicio 2.3. El cloro tiene 2 isótopos, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ y ${}^{37}_{17}\text{Cl}$, cuyas masas atómicas son 34,969 y 36,966 umas, respectivamente. Su masa atómica media es 35,453 ¿Cuáles son los

porcentajes de abundancia de los 2 isótopos?

La masa de una molécula es la suma de las masas atómicas de los átomos que la constituyen. La *masa molecular (M)* se solía denominar también *peso molecular* y para calcularla debemos conocer la fórmula de la molécula. Para aquellos compuestos que no existen como moléculas en estado natural, la masa molecular es en realidad la masa de la fórmula del compuesto (se solía denominar *peso fórmula*).

Ejercicio 2.4. Si los pesos atómicos del hidrógeno, carbono, nitrógeno y oxígeno son H:1, C:12, N:14, y O: 16, relacionar las siguientes fórmulas con su masa molecular.

- | | |
|---|-------|
| 1. CH ₄ | a. 32 |
| 2. C ₂ H ₆ | b. 16 |
| 3. N ₂ H ₄ | c. 60 |
| 4. HCN | d. 30 |
| 5. C ₂ H ₄ O ₂ | e. 27 |

2.3 Átomo-gramo, molécula-gramo, número de Avogadro y mol.

Antes de continuar es conveniente que leas atentamente las siguientes definiciones: Un átomo-gramo y una molécula-gramo son, respectivamente, la masa atómica de un elemento y la masa molecular de una molécula expresada en gramos. Para formar 1 átomo-gramo o 1 molécula-gramo hemos de juntar $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas de un compuesto. Este número se define como número de Avogadro ($N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$). Así llegamos al concepto de mol: 1 mol de cualquier sustancia es aquella cantidad de materia que contiene el Número de Avogadro de partículas de esa sustancia. Para sustancias que no existen como moléculas en estado natural, la cantidad de sustancia contenida en 1 mol se denomina *masa molar* y se representa por *M* al igual que la masa molecular.

Ejercicio 2.5. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- 1 mol de Fe son $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe.
- 1 mol de H₂O son $6.023 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.
- 1 átomo-gramo de Fe son $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe.
- 1 mol de O₂ son $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.

Ejercicio 2.6. Indica si la siguiente afirmación es cierta o falsa: Si la masa atómica del nitrógeno es 14, un mol de nitrógeno son 14 g.

Ejercicio 2.7. La masa de 1 átomo-gramo de helio es de 4 g. ¿Cuál es la masa (en g) de

un átomo de He?

- a. $6.023 \cdot 10^{23}$ b. $6.64 \cdot 10^{-24}$ c. 4 d. $6.64 \cdot 10^{-23}$

Ejercicio 2.8. Indica cuántos moles de átomos de oxígeno contiene 1 mol de cada uno de los siguientes compuestos:

- a. CO_2 b. O_2 c. H_2O d. H_2SO_4

Ejercicio 2.9. ¿Cuánto pesan $6.02 \cdot 10^{10}$ átomos de Cu? Dato: masa atómica Cu=63.5.

- a. 6.02 g b. $6.35 \cdot 10^{-12}$ g c. $63.5 \cdot 10^{-10}$ g

Ejercicio 2.10. ¿Cuántos átomos hay en un mol de las siguientes sustancias? Dato: N_A = número de Avogadro.

- | | |
|---------------------------|------------|
| 1. Helio | a. $4 N_A$ |
| 2. Oxígeno | b. $2 N_A$ |
| 3. Cloruro de hierro(III) | c. $3 N_A$ |
| 4. Plata | d. $7 N_A$ |
| 5. Sulfato de sodio | e. N_A |

Ejercicio 2.11. Indica cuántos átomos-gramo de carbono hay en 200 moles de dióxido de carbono. Datos: masas atómicas C=12, O=16.

- a. 200 b. 400 c. 2400 d. $200 N_A$

Ejercicio 2.12. Relaciona las siguientes masas de varios compuestos con su correspondiente número de moles:

- | | |
|--------------------------|---------|
| 1. 20 g NaOH | a. 0.25 |
| 2. 44 g CO_2 | b. 0.5 |
| 3. 15 g NO | c. 0.75 |
| 4. 64 g de O_2 | d. 2 |
| 5. 0.5 g de H_2 | e. 1 |

Datos: Masas atómicas H=1, O=16, Na=23, C=12, N=14

2.4 Fórmula molecular, fórmula empírica y composición centesimal.

La fórmula molecular nos indica la composición atómica exacta de una molécula, mientras que la fórmula empírica sólo nos indica la proporción en la que se combinan los átomos que forman la molécula. Tanto a través de la fórmula molecular como de la empírica, podemos calcular la composición centesimal (o porcentual) de un compuesto, que nos da el porcentaje en masa de cada elemento respecto a la masa total del compuesto. Conocida la composición centesimal podemos a su vez calcular

la fórmula empírica de un compuesto, pero la fórmula molecular sólo podremos calcularla si conocemos además su masa molecular.

Ejercicio 2.13. Relaciona cada fórmula molecular con su correspondiente fórmula empírica.

- | | |
|----------------|----------------|
| 1. C_4H_{10} | a. C_4H_{10} |
| 2. C_4H_8 | b. C_2H_5 |
| 3. C_3H_6 | c. N_2O_4 |
| 4. N_2O_4 | d. CH_2 |
| 5. NO_2 | e. NO_2 |

Ejercicio 2.14. Indica si es cierto o falso: El % en peso que corresponde al peso de los átomos de hidrógeno en la molécula de agua es 11%.

Datos: Masas atómicas H=1, O=16.

Ejercicio 2.15. Si la masa atómica del azufre es 32 y la del oxígeno 16, cuál será la fórmula empírica del compuesto en que el azufre y el oxígeno se combinan en partes iguales en masa?

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| a. Trióxido de azufre | b. Dióxido de azufre |
| c. Tetraóxido de diazufre | d. Trióxido de diazufre |

Ejercicio 2.16. ¿Cuál es la composición centesimal de hierro y oxígeno en el óxido de hierro(II), Fe_2O_3 ? Datos: masas atómicas Fe= 55.85, O=16.00.

Ejercicio 2.17. El cromo puede formar diferentes óxidos, el monóxido de cromo, el trióxido de cromo y el trióxido de dicromo. ¿En cuál de estos óxidos es mayor el porcentaje de Cr?

Ejercicio 2.18. La adrenalina es una hormona presente en el cuerpo humano, cuya composición centesimal es: 56.8% de C, 6.5% de H, 28.4% de O y 8,28% de N. ¿Cuál es su fórmula empírica? Datos: masas atómicas C=12.01, H=1.008, O=16.00, N=14.01.

- | | | |
|---------------|--------------------|-----------------|
| a. C_2H_5ON | b. $C_8H_{11}O_3N$ | c. $C_3H_7O_2N$ |
|---------------|--------------------|-----------------|

Ejercicio 2.19. ¿Cuál es la fórmula química de un óxido de cobre, que se forma cuando se queman 0.160 g de Cu en un exceso de O_2 , para dar 0.200 g del óxido? Datos: masas atómicas Cu=63.5, O=16.0

Ejercicio 2.20. Un compuesto contiene 74.87% de carbono y 25.13% de hidrógeno. La sustancia es un compuesto gaseoso cuyo peso molecular aproximado es 16. Hallar la fórmula molecular del compuesto. Datos: Masas atómicas H=1, C=12.

2.5 Respuestas a los ejercicios.

2.1. Falso.

El número atómico (Z) se define como el número de protones (no de electrones) que tiene un átomo.

2.2. <u>Átomo</u>	<u>Nº de neutrones</u>
1. ${}^1_1\text{H}$	c. 0
2. ${}^4_2\text{He}$	a. 2
3. ${}^{19}_9\text{F}$	b. 10
4. ${}^{118}_{50}\text{Sn}$	e. 68
5. ${}^{238}_{92}\text{U}$	d. 146

Por convenio, el número másico se escribe en la parte superior izquierda del símbolo del átomo y el número atómico se escribe en la parte inferior izquierda. Conociendo Z, sabemos el número de protones que tiene un átomo. Restando éstos del número másico obtenemos el número de neutrones.

2.3. 24.24% del isótopo ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ y 75.76 del isótopo ${}^{37}_{17}\text{Cl}$.

Si x representa el porcentaje de abundancia del isótopo ${}^{37}_{17}\text{Cl}$, (100-x) será el porcentaje de abundancia del isótopo ${}^{35}_{17}\text{Cl}$. Por tanto la masa atómica media será:

$$35.453 = \frac{36.966 x + 34.969 (100 - x)}{100}$$

de donde se obtiene el valor de x= 75.76%.

2.4. 1→b; 2→d; 3→a; 4→e; 5→c.

Ejemplo: masa molecular de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 = 2 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 16 = 60$.

2.5. Es falsa la afirmación 4.

El oxígeno es un gas diatómico formado por *moléculas* de O_2 , no por átomos de oxígeno. Así, un mol de O_2 son $6.023 \cdot 10^{23}$ *moléculas* de oxígeno, siendo doble el número de átomos de oxígeno.

2.6. Falsa.

El nitrógeno es un gas diatómico. Su fórmula molecular es N_2 . Por tanto, 1 mol de

nitrógeno son 28 g.

2.7. b. $6.64 \cdot 10^{-24}$

$$\frac{4 \text{ g}}{\text{tomo - gramo}} \cdot \frac{1 \text{ tomo - gramo}}{6.02310^{23} \text{ tomos}} = 6.6410^{-24} \text{ g/ tomo}$$

2.8. Compuesto Moles de O

a. CO₂ 2

b. O₂ 2

c. H₂O 1

d. H₂SO₄ 4

Recuerda que la fórmula molecular nos da la relación en moles y en átomos entre los elementos que forman la molécula. Así, por ejemplo: 1 mol de CO₂ tiene 2 moles de oxígeno atómico, así como 1 molécula de CO₂ tiene 2 átomos de oxígeno.

2.9. b. $6.35 \cdot 10^{-12}$

$$6.0210^{10} \text{ tomos de Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{6.02310^{23} \text{ tomos de Cu}} \cdot \frac{63.5 \text{ g}}{1 \text{ mol de Cu}}$$

2.10. 1->e; 2->b; 3->a; 4->e; 5->d.

Para responder correctamente debes pensar en la fórmula molecular que describe cada sustancia. Si es monoatómica entonces 1 mol = N_A de átomos, si es poliatómica con n átomos entonces 1 mol = nN_A átomos. En este caso, las fórmulas moleculares son: He, O₂, FeCl₃, Ag, Na₂SO₄.

2.11. a. 200.

Recuerda que 1 átomo-gramo de carbono = 1 mol de carbono. Por tanto:

$$200 \text{ moles de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 200 \text{ moles de C}$$

Observa que no has utilizado aquí las masas atómicas de los elementos, por lo tanto era un dato superfluo.

2.12. 1->b; 2->e; 3->b; 4->d; 5->a.

Para responder correctamente debes calcular primero la masa molecular de cada compuesto, así sabrás cuantos gramos hay en 1 mol de compuesto. Para convertir los gramos que se indican en moles bastará dividirlos por la masa molecular. Por ejemplo, la masa molecular del NaOH es 40 y

$$20 \text{ g NaOH} \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g}} = 0.5 \text{ moles}$$

2.13. 1->b; 2->d; 3->d; 4->e; 5->e.

La fórmula empírica contiene los números enteros más sencillos manteniendo la misma relación que en la fórmula molecular. Debes dividir los números que aparecen en la fórmula molecular por su máximo común divisor.

2.14. Cierto.

La fórmula molecular del agua es H₂O. Por tanto:

$$\% H = \frac{2 \times 1}{2 \times 1 + 16} = 11$$

2.15. b. SO₂.

Se debe buscar una fórmula empírica, S_xO_y, que cumpla:

$$32x/(32x+16y) = 16y/(32x+16y)$$

por tanto y/x = 2. El número de moles de oxígeno debe ser el doble del de azufre: SO₂.

2.16. 70% de Fe y 30% de O.

Ver la resolución del ejercicio 14.

2.17. a. CrO.

Se debe buscar en qué fórmula es mayor la relación (moles Cr)/(moles O): a. CrO, relación 1:1; b. CrO₃, relación 1:3; c. Cr₂O₃, relación 2:3. Será por tanto el CrO el que presente un mayor porcentaje de Cr.

2.18. b. C₈H₁₁O₃N.

Para obtener la fórmula empírica a partir de la composición centesimal se toma 100 g de muestra como base de cálculo y se buscan cuántos moles de cada elemento hay en estos 100 g:

$$\frac{56.8 \text{ g de C}}{12.01 \text{ g de C}} = 4.73 \text{ moles de C}$$

$$\frac{6.5 \text{ g de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 6.45 \text{ moles de H}$$

$$\frac{28.4 \text{ g de O}}{16.00 \text{ g de O}} = 1.78 \text{ moles de O}$$

$$\frac{8.28 \text{ g de N}}{14 \text{ g de N}} = 0.59 \text{ moles de N}$$

Se dividen los moles de cada elemento por los moles de aquel que está en menor cantidad, en este caso el N, para obtener la relación en la que se combinan los átomos en la molécula: 8.02 moles de C/mol de N \approx 8; 10.93 moles de H/mol de N \approx 11; 3.02 moles de O/mol de N \approx 3. La fórmula empírica resultante es por tanto: $\text{C}_8\text{H}_{11}\text{O}_3\text{N}$.

2.19. CuO.

Para obtener la fórmula del óxido deberemos buscar la relación en moles entre el Cu y el O. Si se forman 0.200 g de óxido y han reaccionado 0.160 g de Cu, por la ley de conservación de la masa en las reacciones químicas, habrán reaccionado 40 g de O. Bastará con que convirtamos los gramos de cada elemento en moles a través de sus respectivas masas atómicas. La relación en moles nos dará la fórmula del óxido:

$$\frac{0.160 \text{ g de Cu}}{63.5 \text{ g de Cu}} = 0.0025 \text{ moles de Cu}$$

$$\frac{0.040 \text{ g de O}}{16.0 \text{ g de O}} = 0.0025 \text{ moles de O}$$

La relación en moles es:

$$\frac{0.0025 \text{ moles de Cu}}{0.0025 \text{ moles de O}} \equiv \frac{1}{1}$$

2.20. CH₄.

Siguiendo los mismos pasos indicados en el ejercicio 18:

$$\frac{74.87 \text{ g de C}}{12.01 \text{ g de C}} = 6.23 \text{ moles de C}$$

$$\frac{25.13 \text{ g de H}}{1.008 \text{ g de H}} = 25.13 \text{ moles de H}$$

obtenemos primero la fórmula empírica del compuesto, que es CH_4 . La fórmula molecular será $(\text{CH}_4)_n$ siendo n:

$$n = \frac{M(\text{experimental del compuesto})}{M(\text{de la fórmula empírica})} = \frac{16}{16}$$

En este caso $n=1$.