



# EJERCICIOS – SOLUCIONES

## MASA ATÓMICA

## MASA MOLECULAR

1. El silicio que se encuentra en la naturaleza está constituido por una mezcla de los isótopos  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  y  $^{30}\text{Si}$ , con unas abundancias relativas del 92,18%, 4,71% y 3,11%, respectivamente. Sabiendo que las masas atómicas de dichos isótopos son 27,977, 28,977 y 29,974u, respectivamente, calcula la masa atómica del Si.

Calculamos la media aritmética con las ponderaciones:

$$A(\text{Si}) = \frac{92,18 \cdot 27,977 + 4,71 \cdot 28,977 + 3,11 \cdot 29,974}{100} = 28,086\text{u}$$

2. Calcula la masa fórmula del fosfato de calcio. ¿Por qué no hablamos de masa molecular?

El fosfato de calcio  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  es una sustancia iónica, por eso hablamos de masa fórmula y no de masa molecular.

La fórmula de este fosfato indica que la unidad estructural está formada por tres átomos de Ca ( $A(\text{Ca}) = 40,08\text{u}$ ), dos átomos de P ( $A(\text{P}) = 30,97\text{u}$ ) y ocho átomos de O ( $A(\text{O}) = 16,00\text{u}$ ).

Por tanto, la masa fórmula del compuesto:

$$3 \cdot 40,08 + 2 \cdot 30,97 + 8 \cdot 16,00 = 310,18\text{u}$$

3. Justifica el valor de la masa atómica del cloro que aparece en las tablas, 35,453u, sabiendo que está formado por dos isótopos.
- $^{35}\text{Cl}$ : masa 34,969u y abundancia relativa 75,78%
  - $^{37}\text{Cl}$ : masa 36,966u y abundancia relativa 24,22%

La masa atómica de un elemento no es más que la media de la masa de sus isótopos ponderada por su abundancia relativa:

$$A(\text{Cl}) = \frac{34,969 \cdot 75,78 + 36,966 \cdot 24,22}{100} = 35,453\text{u}$$

4. Indica en cuál o en cuáles de las siguientes sustancias no sería adecuado hablar de masa molecular:



La masa molecular solo debe utilizarse para sustancias moleculares. Por tanto, si la sustancia no forma moléculas, sino cristales covalentes o compuestos con enlace iónico, hablaremos de masa fórmula en vez de masa molecular.

a) Cloruro de potasio

KCl: compuesto iónico formado por los iones  $K^+$  y  $Cl^-$ ; hablaremos de masa fórmula y no masa molecular.

b) Nitrato de sodio

$NaNO_3$ : al ser una sustancia iónica ( $Na^+$  unida a  $NO_3^-$ ), hablamos de masa fórmula y no de masa molecular

c) Glucosa

$C_6H_{12}O_6$ : al ser un compuesto orgánico que forma moléculas independientes, sí hablamos de masa molecular.

d) Amoniaco

$NH_3$ : el nitrógeno y el hidrógeno se unen por enlace covalente formando una molécula; por tanto, hablamos de masa molecular.

e) Sulfato de cromo (III)

$Cr_2(SO_4)_3$ : es una sustancia iónica ( $Cr^{3+}$  unida a  $SO_4^{2-}$ ), luego hablamos de masa fórmula en vez de masa molecular.

5. Calcula la masa fórmula del sulfato de aluminio y del dicromato de potasio.

$$\begin{array}{l} A(Al) = 27u \\ A(S) = 32u \\ A(O) = 16u \end{array} \left\{ \begin{array}{l} M(Al_2(SO_4)_3) = \\ = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342u \end{array} \right.$$
$$\begin{array}{l} A(K) = 39,1u \\ A(Cr) = 52u \\ A(O) = 16u \end{array} \left\{ \begin{array}{l} M(K_2Cr_2O_7) = \\ = 2 \cdot 39,1 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16 = 294,2u \end{array} \right.$$

6. Un compuesto tiene masa molecular 60u. Sabiendo que su fórmula empírica es  $CH_2O$ , determina su fórmula molecular.

La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica.

Entonces:

$$\begin{array}{l} A(C) = 12u \\ A(H) = 1u \\ A(O) = 16u \end{array}$$

n

$CH_2O$

$$\Rightarrow 60 = n \cdot (12 + 2 \cdot 1 + 16)$$

$$60 = n \cdot 30$$

$$n = 2 \Rightarrow C_2H_4O_2 \quad \text{FÓRMULA MOLECULAR}$$