

¿Sobre qué?

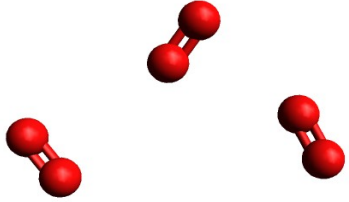
INTRODUCCIÓN A LOS CÁLCULOS QUÍMICOS

- ✓ El tamaño de los átomos y su masa, a estas alturas del curso no te sorprenderá que sean pequeños. Las unidades de sistema internacional son demasiado grandes para expresar estas cantidades, salvo que recurramos a la notación científica. Otra forma de facilitar la expresión de los datos en el mundo subatómico es utilizar unidades "a medida". Con el factor de conversión adecuado (que siempre podremos consultar), podremos expresar las cantidades en la unidad requerida, o bien podremos determinar una magnitud física a partir de otra que sea directamente proporcional a ella.

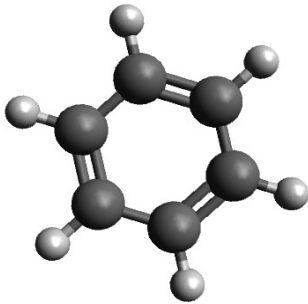
1. Ejemplo: Medida en nanometro (nm) el radio del átomo de Hidrógeno. $\text{radio del átomo de Hidrógeno en nanometros} = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 530 \text{ nm}$
2. Ejemplo: Sabiendo que 12 g de grafito (mina de lápiz, C(s)) está formado por exactamente $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono ¿Cuántos átomos de carbono hay en una pequeña mina de lápiz de 2 mg. $\text{n}^\circ \text{ de átomos de Carbono} = 2 \text{ mg} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} \cdot \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{12 \text{ g}} = 10^{21} \text{ átomos}$
3. Ejemplo: Qué cantidad de moléculas de agua hay en un vaso de 200 mL, sabiendo que en 18 g de agua hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas. $\text{n}^\circ \text{ de moléculas de agua} = 200 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{18 \text{ g}} = 6,7 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$
4. Ejemplo: En la muestra anterior, cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay formando el agua. $\text{n}^\circ \text{ de átomos de Hidrógeno} = 6,7 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula}} = 1,34 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$
 $\text{n}^\circ \text{ de átomos de oxígeno} = 6,7 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo de O}}{1 \text{ molécula}} = 6,7 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$
5. Ejemplo: Sabiendo que la masa atómica del hidrógeno es 1 u y la del oxígeno 16 u, ¿Cuál será la masa molecular del agua? (nota: masa molecular es la masa expresada en umas de una molécula)
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ u}$
5. Ejemplo: A partir del resultado del ejemplo anterior, ¿Qué masa tendrá, expresada en gramos, una molécula de agua? Dato: 1 u equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g $\text{masa (g) de una molécula de agua} = 18 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 2,988 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Aplica lo aprendido.

1. La masa atómica del Carbono es 12 y la del oxígeno 16. Determina la masa molecular del dióxido de carbono
2. Expresa en umas 12 g de carbono. (1 u equivale a $1,66 \cdot 10^{-27}$ Kg)
3. Determina el número de moléculas que hay en 10 g de dióxido de carbono, sabiendo que 12 g de este gas se corresponde con $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
4. Determina el número de átomos de C y de O que hay en la muestra de dióxido de carbono anterior.
5. Consulta las masas atómicas del oxígeno, del hidrógeno y del carbono en la tabla periódica y determina la masa en umas de las siguientes muestras:



Tres moléculas de oxígeno



Una molécula de benceno C_6H_6