

CALCULAR LOS MOLES Y MOLÉCULAS QUE CONTIENE SUSTANCIAS QUÍMICAS MEDIDAS EN BALANZAS (g) y PIPETAS, BURETAS,..(ml)

Objetivo/s

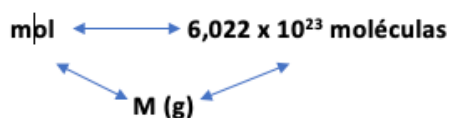
La unidad de masa más útil y amplia en Química es el **mol**. Pero no hay instrumentos de medida de moles. Tenemos balanzas que miden en **gramos** y material de vidrio en **ml** (cm³). Por lo tanto, pasar esas unidades a moles o viceversa, es una de las primeras "habilidades" que tenemos que aprender, tanto para los problemas de clase como en el laboratorio.

La importancia de medir en moles se aprecia sobre todo cuando hacemos balances de masas en las ecuaciones química (molaridades con disoluciones y volúmenes con gases).

Teóricamente, es también importante relacionarlo con el **número de moléculas**.

Hipótesis de Avogadro: gases diferentes, a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

Para la conversión de **mol-moléculas-gramos** M (g) = masa molar en gramos



Material

Vaso de 250 ml, vaso de 100 ml, pipeta aforada de 10 ml (OTROS), pera o similar,
Agua destilada, alcohol etílico C₂H₆O, sacarosa (azúcar) C₁₁H₂₂O₁₁

Procedimiento, preguntas y calculos

EJEMPLO A SEGUIR: PREGUNTA CON RESPUESTA

1) En un vaso de 250 ml limpio y seco, echar **agua destilada** hasta más o menos la mitad.

2) Ahora, coger una pipeta aforada de 10 ml, y con la ayuda de una pera o similar, se recoge el agua destilada hasta el enrase.

A) ¿Cuántos **moles** hemos cogido?

Datos: densidad $d_{\text{agua}} = 1,0 \text{ g/ml}$

Masa molar. $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$

1 ml = 1,0 g

1 mol = 18,02 g

Respuesta:

Como hemos medido volumen, primero convertimos en la masa g y después en mol

$$10 \text{ ml} \frac{1,0 \text{ g}}{1 \text{ ml}} \frac{1 \text{ mol}}{18,02 \text{ g}} = 0,56 \text{ mol}$$

B) ¿Cuántas **moléculas** hemos cogido?

Primera respuesta: como hemos medido volumen, primero convertimos en la masa g, después en moles (como antes) y finalmente en moléculas:

Datos: densidad $d_{\text{agua}} = 1,0 \text{ g/ml}$

Masa molar. $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$

Número Avogadro

1 ml = 1,0 g

1 mol = 18,02 g

1 mol = 6,22 x 10²³ moléculas

$$10 \text{ ml} \frac{1,0 \text{ g}}{1 \text{ ml}} \frac{1 \text{ mol}}{18,02 \text{ g}} \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3,34 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Segunda respuesta: como hemos medido volumen, primero convertimos en la masa g y después a moléculas:

Datos: densidad $d_{\text{agua}} = 1,0 \text{ g/ml}$
Número Avogadro

1 ml = 1,0 g)
18,02 g = 6,22 x 10²³ moléculas

$$10 \text{ ml} \frac{1,0 \text{ g}}{1 \text{ ml}} \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{18,02 \text{ g}} = 3,34 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

PRIMERA PREGUNTA SIN RESPUESTAS

- 1) En un vaso de 100 ml limpio y seco, echar **alcohol etílico** hasta más o menos la mitad.
- 2) Ahora, coger una pipeta aforada de 10 ml, y con la ayuda de una pera o similar, se recoge el **alcohol etílico C₂H₆O** hasta el enrase.

A) ¿Cuántos **moles** hemos cogido?

Datos: densidad $d_{\text{agua}} = 0,789 \text{ g/ml}$

B) ¿Cuántas **moléculas** hemos cogido?

SEGUNDA PREGUNTA SIN RESPUESTAS

1) Pesa 4,0 g de **sacarosa (azúcar) C₁₁H₂₂O₁₁**.

A) ¿Cuántos **moles** hemos cogido?

B) ¿Cuántas **moléculas** hemos cogido?

C) ¿Cuántos **átomos de carbono** contienen ese número de moléculas ?

1 molécula = 11 átomos C

D) ¿Cuántos **átomos de hidrógeno** contienen ese número de moléculas ?

