



EL NÚMERO DE AVOGADRO.



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Por número de Avogadro se entiende al número de entidades elementales (es decir, de átomos, electrones, iones, moléculas) que existen en un mol de cualquier sustancia. Un mol corresponde a la unidad observada por el Sistema Internacional de Unidades para medir y expresar a una determinada cantidad de sustancia. Identificado así en honor al científico de nacionalidad italiana Amadeo Avogadro (1776-1856).

Es la unidad que emplean los químicos para dar a conocer el peso de cada átomo, es una cifra que equivale a un número muy grande de partículas. Es decir, un mol, de acuerdo a los expertos, equivale al número de átomos que hay en doce gramos de carbono-12 puro. La ecuación sería la siguiente:

$$1 \text{ mol} = 6,022045 \times 10^{\text{elevado a } 23} \text{ partículas}$$

Constante o número de Avogadro

Amadeo Avogadro, también formuló la ley que afirma que, en condiciones iguales de temperatura y presión, volúmenes idénticos de gases diferentes poseen igual cantidad de partículas. El número de Avogadro, por otra parte, permite establecer conversiones entre el gramo y la unidad de masa atómica. La unidad de mol se refiere a un número fijo de «entidades» cuya identidad se debe especificar, indicando si se refiere a un mol de átomos, de moléculas o de otras partículas. Así:

El helio es monoatómico (He): 1 mol de He = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de He.

El hidrógeno es diatómico (H²): 1 mol de H² = 1 mol = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H².

$$1 \text{ mol de H}^2 = 2 \times 6,022 \times 10^{23} = 12,044 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H.}$$

| Elemento | Masa atómica | Masa muestra | Contiene |
|---------------|--------------|--------------|---|
| Aluminio (Al) | 26,98 | 26,98 | $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio o un mol de átomos de aluminio |
| Hierro (Fe) | 55,85 | 55,85 | $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro o un mol de átomos de hierro |
| Oro (Au) | 196,97 | 196,97 | $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de oro o un mol de átomos de oro |

La masa molecular de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los elementos que intervienen en la fórmula, multiplicados cada uno por el número de veces en que se encuentra. La masa en gramos de un mol de moléculas es numéricamente igual a esa masa fórmula. En la tabla adjunta se exponen algunos ejemplos:

| Compuesto | Masa molar | Contiene |
|---|------------|---|
| Agua (H ₂ O) | 18,0 g | $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno $12,044 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno |
| Trióxido de azufre (SO ₃) | 80,06 g | $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de trióxido de azufre $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre $18,066 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno |
| Tricloruro de hierro (FeCl ₃) | 162,35 g | $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de tricloruro de hierro $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro $18,066 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro |



Volumen molar: Es el volumen ocupado por un mol de cualquier sustancia, ya se encuentre en estado sólido, líquido o gaseoso y bajo cualesquiera condiciones de presión y temperatura.

Según ya se ha estudiado, un mol de cualquier sustancia contiene igual número de partículas. Por otra parte, si atendemos al caso particular de sustancias gaseosas, del principio de Avogadro se deduce que un mol de cualquier sustancia gaseosa -igual número de moléculas- ocupará idéntico volumen, siempre que las condiciones de presión y temperatura sean las mismas. Este volumen resulta ser de 22,4 l cuando el gas se encuentra en condiciones normales (o C.N.) de presión y temperatura (1 atmósfera y 0 °C). Este valor es lo que se conoce como volumen molar normal de un gas (muchas veces se le denomina simplemente volumen molar, aunque esto no es correcto, ya que se trata de un caso particular de volumen molar). En condiciones estándar (1 atmósfera y 25 °C) el volumen molar es un poco mayor, 24,4 l

Volumen molar normal de un gas = 22,4 l o Volumen molar estándar de un gas = 24,4 l

Este valor de 22,4 l, calculado experimentalmente, no es completamente exacto, aunque los valores verdaderos están muy próximos a él (así, el del dióxido de azufre es 21,9 l y el del amoníaco, 22,1 l). La razón de estas fluctuaciones es debida a las correcciones que hay que realizar al estudiar los gases como gases reales y no ideales. El concepto de volumen molar es muy útil, Pues Permite calcular el Peso molecular, de un gas por un sencillo razonamiento en sentido inverso, hallando cuánto pesan 22,4 l de dicho gas en condiciones normales.

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la masa, expresada en gramos de un átomo de sodio?

Datos: Masa atómica del carbono 12. Sodio 23, aluminio 27.

$$1 \text{ mol de Na} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ at Na} = 23 \text{ g Na entonces}$$
$$1 \text{ at Na} * 23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ at Na} = 3,81 \times 10^{-23} \text{ g Na.}$$

2. ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de este elemento?

$$0,5 \text{ g de Al} * 6,023 \cdot 10^{23} \text{ at Al} / 27 \text{ g de Al} = 1,11 \cdot 10^{23}$$

Ejercicios a manera de ejemplo.

En base al número de Avogadro realice las siguientes conversiones:

- 1) 50 gr de NaCl a iones de Na⁺.
- 2) 3.5 mol de KOH a fórmulas unitarias.
- 3) 145 gr de CaCO₃ a átomos.
- 4) 0.25 de CO₂ a moléculas.
- 5) 1.30 mol de KOH a molécula.

Solución ejercicios de Número de Avogadro:

Como sabemos que el número de Avogadro es un número fijo de átomos o moléculas que definimos como $6,022 \times 10^{23}$, pero depende de qué tipo de átomo o molécula estemos hablando para que ese número fijo pese una cantidad u otra, por eso vamos a ver que dice la tabla periódica del peso molecular de los átomos que nos aparecen en estos ejercicios.

Obtenemos el peso o masa molecular de la tabla periódica de los elementos.

| | | |
|---------------|-----------------|---------------|
| Na – 23 g/mol | Cl – 35,5 g/mol | C – 12 g/mol |
| K – 39 g/mol | O – 16 g/mol | Ca – 40 g/mol |



H – 1 g/mol (Por definición hacemos coincidir el peso de un MOL de hidrógeno con 1g)

Solución del problema:

Ejercicio 1; 50 gr de NaCl (cloruro de sodio) a iones de Na⁺(sodio)

Calcular el número de moles que hay en 50 gramos de NaCl (cloruro de sodio). Sabemos que un Mol de NaCl pesa 23 g + 35,5g = **58,5g**

Aplicamos la fórmula;

$$\begin{aligned} n^{\circ} \text{ de moles} &= \text{masa (g)} / M \text{ (masa molecular g/mol)} \\ n^{\circ} \text{ de moles NaCl} &= 50 \text{ g NaCl} / 58,5 \text{ g de NaCl} = 0,855 \text{ moles.} \end{aligned}$$

Como sabemos que cada molécula de NaCl contiene un átomo de Na, por tanto, el número de iones de Na⁺ será el mismo que el número de Na presentes en las moléculas de NaCl, por ende vamos a calcular ese número aplicando el número de Avogadro.

$$N^{\circ} \text{ de iones de Na}^+ = 0,855 \times N^{\circ} \text{ de Avogadro} = 0,855 \times 6,023 \times 10^{23} = \mathbf{5,15 \times 10^{23} \text{ iones.}}$$

Ejercicio 2; 3.5 mol de KOH (Hidróxido de potasio) a fórmulas unitarias.

$$\text{Masa molecular de KOH} = 39 + 16 + 1 = \mathbf{56 \text{ g/mol}}$$

Aplicamos la misma fórmula pero despejando la masa en gramos, dado que lo que sabemos es el número de moles que tenemos:

$$\begin{aligned} \text{Masa de K} &= N^{\circ} \text{ Moles K} / M \text{ de K} \\ &= 3,5 \text{ mol de KOH} / 39 \text{ g/mol de K} = 136,5 \text{ g de K} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa de O} &= N^{\circ} \text{ Moles O} / M \text{ de O} \\ &= 3,5 \text{ mol de KOH} / 16 \text{ g/mol de O} = 56 \text{ g de O} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa de H} &= N^{\circ} \text{ Moles H} / M \text{ de H} \\ &= 3,5 \text{ mol de KOH} / 1 \text{ g/mol de H} = 3,5 \text{ g de H} \end{aligned}$$

Ejercicio 3; 145 gr de CaCO₃ a átomos.

Lo primero es saber cuánto pesa un mol de átomos o moléculas de CaCO₃, para ello sumamos el peso 1 átomo de calcio, 1 átomo de carbono y 3 átomos de oxígeno.

$$\text{Masa molecular de CaCO}_3 = 40 + 12 + 3(16) = 40 + 12 + 48 = 100\text{g/mol}$$

Si tenemos 145g de este compuesto, por una simple regla de 3 sabemos que tenemos 1,45 moles de este producto.

Para calcular el número de átomos simplemente multiplicamos por el número de Avogadro.

$$\text{No at. CaCO}_3 = 1,45 \text{ moles de CaCO}_3 / 6,023 \times 10^{23} \text{ g/mol} = 8,732 \times 10^{23}$$

Ejercicio 4; 0.25 de CO₂ a moléculas.

(0.25 g de CO₂ a moléculas, 0.25 moles de CO₂ a moléculas).

Existen 2 posibilidades, la primera que sea 0.25 gramos de producto y la segunda opción que fuesen 0.25 moles de CO₂. Vamos a verlas por separado.



Caso planteamiento 1.

En este caso necesitamos saber la masa molecular de la molécula CO_2 .

$$\begin{aligned} M \text{ de } \text{CO}_2 &= M \text{ de C} + 2 M \text{ de O} \\ &= 12 + 2 (16) = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Ahora aplicamos la fórmula:

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ de Moles} &= \text{masa (g)} / M \text{ de } \text{CO}_2 \\ &= 0,25 \text{ g de } \text{CO}_2 / 44 \text{ g/mol de } \text{CO}_2 \\ &= 0,00568 \text{ moles de } \text{CO}_2 \end{aligned}$$

Para saber el número de moléculas simplemente multiplicamos el número de moles que tenemos por el número de Avogadro:

$$\text{N}^\circ \text{ moléculas de } \text{CO}_2 = 0,00568 \times 6,022 \times 10^{23} = 3,42 \times 10^{21} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

Caso planteamiento 2.

En este caso simplemente multiplicamos el número de moles que tenemos por el número de Avogadro y automáticamente obtendremos el número de moléculas de CO_2 .

$$\text{N}^\circ \text{ moléculas de } \text{CO}_2 = 0,25 \times 6,022 \times 10^{23} = 1,5055 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

Ejercicio 5: 1.30 mol de KOH a molécula.

Este problema coincide con el planteamiento 2 del problema anterior, donde nos pide convertir a número de moléculas. Solo tenemos que multiplicar el número de moles por el número de Avogadro para saber el número total de moléculas de KOH que tenemos:

$$\text{N}^\circ \text{ moléculas} = 1,3 \text{ moles de KOH} / 6,022 \times 10^{23} = 7,8286 \times 10^{23} \text{ mol de moléculas.}$$

Consulta los siguientes videos, para facilitar el estudio.

https://www.youtube.com/watch?time_continue=559&v=nzpMgNcDljM

https://www.youtube.com/watch?time_continue=247&v=tNPcB5vC81M

<https://www.youtube.com/watch?v=VZZD3pcqWq8>

<https://www.youtube.com/watch?v=FrFRSiDGVjA>

<https://www.youtube.com/watch?v=Z29YdlyJ5K0>