



Estos son unos apuntes, limitados a 2 caras de folio, asociados al concepto de mol para el nivel 3º ESO, donde es un contenido obligatorio y se introduce por primera vez; hay apuntes para otros cursos donde se repasa el concepto asociándolo a estequiometría.

Se asumen conocidos conceptos de átomo, masa atómica, elemento, compuesto y fórmula.

Concepto de mol

El **mol** es una de las 7 unidades fundamentales del Sistema Internacional, y su símbolo es **mol**.

Aunque se diga “8 moles”, se escribe en singular “8 mol”, como con otras unidades “8 m”

El mol mide la cantidad de sustancia, y su comprensión es esencial en química, se utiliza en reacciones químicas: interpretación, estequiometría (relaciones entre cantidades) y cálculos.

Se aportan definiciones formales y algunos comentarios que pretenden ayudar a comprenderlo:

>Definición (1971): “*cantidad de materia que hay en tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg del isótopo carbono 12. **Cuando se usa mol, es necesario especificar las unidades elementales: átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de tales partículas.***”

Es importante tener presente que es una unidad especial, siempre va acompañada de sustancia “8 mol de Fe”, “8 mol de H₂O”, pero no podemos decir simplemente porque no tiene sentido “8 mol” sin especificar de qué son.

>Definición (propuesta 2010) *la cantidad de sustancia que contiene 6,02214·10²³ entidades elementales especificadas.*

Esta nueva propuesta pone énfasis en la diferencia entre cantidad de sustancia y masa, y enlaza con la constante de Avogadro o **número de Avogadro (N_A)** que es el número de entidades elementales que hay en un mol.

>Históricamente el número de Avogadro era la cantidad de partículas en 22,4 L de gas ideal en condiciones normales.

>No confundir dos símbolos que no tienen nada que ver, Número de Avogadro y Sodio: N_A≠Na

Se puede resumir: **1 mol = N_A partículas elementales, N_A=6,02214·10²³ mol⁻¹**

Si hubiera que darle otro nombre al mol, sería “cuatrillón”

La cantidad de sustancia, expresada en mol, se suele representar con la letra **n**.

Masa molar y masa fórmula. Masas moleculares

La masa molar se obtiene dividiendo la masa (en química las unidades habituales de masa son g) entre su cantidad (mol), y sus unidades son g/mol

M=m/n donde M=masa molar, m=masa gramos, n=Nº moles

Si n=1: un mol, que tiene N_A partículas, la masa molar tiene un valor expresada en g numéricamente igual a la masa fórmula expresada en u (no se suele escribir el u, se asume que es relativo a 1 u).

Es importante distinguir masa molar, válido para cualquier sustancia (átomos, moléculas, compuestos iónicos), de masa molecular, válido solamente para moléculas.

La “**masa fórmula**” de una sustancia (puede ser atómica, molecular, fórmula de compuesto iónico...) se obtiene como suma de la masa atómica de cada uno de los elementos que lo forman (que se consultará o será un dato) multiplicada por el número de átomos de ese elemento en la fórmula del compuesto.

Ejemplos:

Masa atómica Fe=55,9; su masa fórmula es 55,9; y su masa molar 55,9 g/mol

Masa atómica Na=23, Cl=35,5; la masa fórmula NaCl=23+35,5=58,5; y masa molar 58,5 g/mol.

Masa atómica H=1 y O=16; la masa fórmula H₂O=2·1+16=18; y su masa molar 18 g/mol.

Cálculos con moles

El número de moles a partir de la masa se calcula con la expresión **n=m/M**

Ejemplos:

En 83,9 g de Fe hay n=83,9 g/(55,9 g/mol)=1,5 mol de Fe

En 87,75 g de NaCl tenemos n = 87,75 g/(58,5 g/mol)=1,5 mol de NaCl

En 27 g H₂O tenemos n=27 g/(18 g/mol)= 1,5 mol de H₂O



Amedeo Avogadro





>Existe una unidad de concentración muy habitual en química, que es la concentración molar

Concentración molar: $c=n/V$ (moles de soluto entre litros de disolución)

Las unidades mol/L se simbolizan con la letra M y se lee “molar”

Ejemplo: una disolución de 2 mol de HCl en 1 L de agua es una concentración 2 mol/L ó 2 M

>Se pueden realizar cálculos con moles asociados a composición centesimal.

Equivalencia numérica entre mol y masa fórmula expresado en gramos

La masa de un mol de sustancia, que es la masa molar, es **equivalente numéricamente** a expresar su masa fórmula en gramos.

Ejemplo: masa fórmula $H_2O=18$, 1 mol de $H_2O=18$ g.

La equivalencia es muy útil para cálculos, pero es importante no confundir la equivalencia con la definición: un mol de una sustancia no es su masa fórmula expresada en g, es N_A entidades de esa sustancia. El mol es una unidad de cantidad de sustancia, no es una unidad de masa.

Para intentar aclararlo hago analogías del mol y el N_A con algo cotidiano: la docena y el número 12, (sería similar para la centena y el número 100, el millar y el número 1000, ... volviendo a recordar que una manera alternativa aproximada de llamar mol sería “cuatrillón”)

Decir una docena sin más no aporta nada: hay que decir de qué, de huevos, de elefantes, ...	Decir un mol sin más no aporta nada: hay que decir de qué, de Fe, de NaCl,
Decir que una docena de huevos (todos idénticos de 50 g) son 600 g de huevos no es totalmente correcto: tienen esa masa, pero al usar docena indicamos número de unidades, que es 12.	Decir que un mol de ^{12}C son 12 g de ^{12}C no es totalmente correcto: tiene esa masa, pero al usar mol indicamos número de unidades, que es N_A .

Escala atómica y macroscópica, cantidades y unidades manejadas en química.

Escala atómica y macroscópica muy diferentes, pero podemos relacionarlas:

A escala atómica se manejan átomos o agrupaciones de ellos, y masa u.

La relación entre la escala atómica y macroscópica manejando gramos es el número de Avogadro.

Escala	Cantidades	Unidades masa	Relación
Atómica	átomos	$u=1,66 \cdot 10^{-27}$ kg	$\frac{g}{u} = N_A$; $g = N_A \cdot u$
Macroscópica	mol de átomos	$g=10^{-3}$ kg	

Algunas referencias

o Apuntes nivel 3º ESO, 2 caras, [Concepto de Mol, Fisquiweb, cc-by-nc-sa](#), Luis Ignacio García

o [Póster \(en inglés\) “The Mole: 6,022 x 10²³. What is a mole?” CompoundChem](#)

“Un mol es esencialmente 6022141790000000000000000 de algo, en química, átomos o moléculas



Un mol tiene diferente masa para diferentes elementos y compuestos.

Esto puede parecer confuso; sin embargo, es similar a comparar una docena de elefantes con una docena de ratones. Aunque sus masas sean muy diferentes, tienes una docena de cada.



Se suele hablar de mol como “la docena del químico”

Es simplemente una manera más sencilla de contar grandes cantidades de átomos y moléculas”

o Vídeos (en inglés) [Introduction to Moles](#); [Counting Atoms: Intro to Moles Part 2](#), Tyler DeWitt

