# 

# Concepto de mol. Número de Avogadro

*La masa de los átomos es muy pequeña. Si se toma como ejemplo el átomo de calcio, cuyo radio es de 2 por 10-8 cm, para completar una distancia de un centímetro habría que colocar en fila unos 50.000.000 de átomos. Esto hace que sea imposible pesar los átomos de forma individual, pues la porción más pequeña que puede obtenerse en un laboratorio contiene un número muy grande de átomos. Por esto, en cualquier situación real hay que manejar cantidades enormes de átomos, lo que hace necesario disponer de una unidad para describirlas de forma adecuada.*

Concepto de mol

La unidad empleada por los químicos para expresar el peso de los átomos es el equivalente a un número muy grande de partículas y recibe el nombre de **mol**. De acuerdo con el **Sistema Internacional**, el mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades (átomos, moléculas, iones?) como el número de átomos existentes en 0,012 kg de carbono-12 puro.

Numerosos experimentos han llevado a los químicos a deducir que:

**1 mol = 6,022045  1023 partículas**

Esa cantidad, que suele redondearse a 6,022 · 1023, se denomina **constante** o **número de Avogadro**, en honor al científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856).

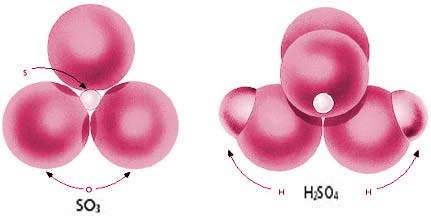
La unidad de mol se refiere a un número fijo de «entidades» cuya identidad se debe especificar, indicando si se refiere a un mol de átomos, de moléculas o de otras partículas. Así:

* El helio es monoatómico:

1 mol de He = 6,022 · 1023 átomos de He.

* El hidrógeno es diatómico:

1 mol de H2 = 1 mol = 6,022  1023 moléculas de H2.1 mol de H2 = 2  6,022  1023 = 12,044 · 1023 átomos de H.



Compuestos de azufre: trióxido de azufre (SO) y ácido sulfúrico (HSO).

El mol y las masas atómicas

Cualquier tipo de átomo o molécula tiene una masa característica y definida. Como el mol se define como el número de átomos que hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12, se entiende que la masa en gramos de un mol de átomos de un elemento es numéricamente igual al peso atómico, en unidades de masa atómica de dicho elemento. En la tabla siguiente se ilustra esta teoría con ejemplos:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Elemento | Masa atómica | Masa muestra | Contiene |
| Aluminio (Al) | 26,98 | 26,98 | 6,022  1023 átomos de aluminio o un mol de átomos de aluminio |
| Hierro (Fe) | 55,85 | 55,85 > | 6,022  1023 átomos de hierro o un mol de átomos de hierro |
| Oro (Au) | 196,97 | 196,97 | 6,022  1023 átomos de oro o un mol de átomos de oro |

El mol y las masas moleculares

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 (H2O) | 18,0 g | 6,022  1023 moléculas de agua 6,022  1023 átomos de oxígeno 12,044 1023 átomos de hidrógeno |
| Trióxido de azufre (SO3) | 80,06 g | 6,022  1023 moléculas de trióxido de  azufre 6,022  1023 átomos de azufre 18,066  1023 átomos de oxígeno |
| Tricloruro de hierro (FeCl3) | 162,35 g | 6,022  1023 moléculas de tricloruro  de hierro 6,022  1023 átomos de hierro 18,066  1023 átomos de cloro |

**««** [Leyes de las combinaciones químicas](http://www.hiru.com/kimika/kimika_00900.html)

[Espectroscopia](http://www.hiru.com/kimika/kimika_01050.html) **»»**

El número de Avogadro



Moles de algunos elementos.

Para comprender su magnitud puede mencionarse:

* El número de bolas de 15 cm de diámetro que podrían obtenerse a partir del globo terrestre sería aproximadamente igual al número de Avogadro.
* Un número de libros igual al número de Avogadro, repartido entre 40 millones de españoles, haría corresponder a cada español 1,5 × 10 16 libros. Repartido entre todos los habitantes de la Tierra (unos 5.000 millones), tocaríamos a 1,2 × 10 14 libros.

Notación exponencial

Cuando hay que manejar cifras muy grandes o muy pequeñas, con gran cantidad de ceros, es habitual emplear la notación exponencial o, lo que es lo mismo, en vez de escribir todos los ceros se expresa el número como una base elevada a un exponente. Pueden existir dos situaciones:

· Cuando el exponente es positivo (10n), la cifra equivale a escribir un 1 seguido de n ceros. Por ejemplo, 102 es lo mismo que 100.

· Cuando el exponente es negativo (10-n), n indica el número de ceros que anteceden al 1, considerándose como entero el primer cero y poniéndose la coma a continuación de éste. Por ejemplo, 10-2 es lo mismo que 0,01.

[**Dona ahora »**](http://wikimediafoundation.org/wiki/Donate/Now/es?utm_source=2008_meter_1&utm_medium=sitenotice&utm_campaign=fundraiser2008)

[[Expandir](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Avogadro)]

Mantén Wikipedia: un proyecto sin ánimo de lucro.

[**Dona ahora »**](http://wikimediafoundation.org/wiki/Donate/Now/es?utm_source=2008_meter_1_collapsed&utm_medium=sitenotice&utm_campaign=fundraiser2008)

[[Expandir](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Avogadro)]

Mantén Wikipedia: un proyecto sin ánimo de lucro. — [Dona ahora](http://wikimediafoundation.org/wiki/Donate/Now/es?utm_source=2008_meter_1_collapsed_user&utm_medium=sitenotice&utm_campaign=fundraiser2008)

**Número de Avogadro**

|  |  |
| --- | --- |
|  | [[http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/images/Mol_y_13.jpg](http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/p42.htm#Número de Avogadro y concepto de mol.)](http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/p42.htm#Número de Avogadro y concepto de mol.)  [**Número de Avogadro y concepto de mol.**](http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/p42.htm#Número de Avogadro y concepto de mol.)  [**Volumen molar**](http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/p42.htm#Volumen molar)  [**Peso equivalente y equivalente gramo**](http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/p42.htm#Peso equivalente y equivalente gramo) |
| http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/_themes/copia-de-bordes-rectos/strrulee.gif Número de Avogadro y concepto de mol.  En las experiencias ordinarias de laboratorio el químico no utiliza cantidades de sustancia del orden del átomo o de la molécula, sino otras muy superiores, del orden de gramos normalmente. Es, pues, mucho más útil introducir un nuevo concepto: una unidad que, siendo múltiplo de la masa de un átomo o de una molécula, represente cantidades de materia que sean ya manejables en un laboratorio.   Así, de un elemento se puede tomar una cantidad de gramos que sea igual al número expresado por su peso atómico (**átomo-gramo**). Ejemplo: el peso atómico del hidrógeno es 1,0079; luego, 1,0079 g de hidrógeno equivalen a un átomo-gramo de hidrógeno.  De forma similar, se define la **molécula-gramo** de una sustancia como el número de gramos de esa sustancia igual a su peso molecular. Ejemplo: el peso molecular del hidrógeno (H2) es 2,0158; luego, 2,0158 g de hidrógeno equivalen a una molécula-gramo de hidrógeno.  Un átomo-gramo o una molécula-gramo serán múltiplos de la masa de un átomo o de la de una molécula, respectivamente. Este múltiplo resulta de multiplicar el valor del peso atómico o del peso molecular por un factor N, que no es otro que el número de veces que es mayor la unidad de masa «gramo» que la unidad de masa «uam».   De todo esto se deduce que un átomo-gramo de cualquier elemento o una molécula-gramo de cualquier sustancia contiene igual número de átomos o moléculas, respectivamente, siendo precisamente ese número el factor **N.** El valor de **N,** determinado experimentalmente, es de 6,023 x 1023 y es lo que se conoce como ***número de Avogadro:***  **N = 6,023 x 10 23**  Esto condujo al concepto con el que se han sustituido los términos ya antiguos de molécula-gramo y de átomo-gramo: **el *mol.***  **Mol es la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro, N, de partículas unitarias o entidades fundamentales (ya sean éstas moléculas, átomos, iones, electrones, etc.).**  También puede definirse como:  **Mol es la cantidad de materia que contiene un número de entidades igual al número de átomos contenidos en 12 g de carbono-12.**    Este concepto de rnol es mucho más amplio, y lo importante es que hace referencia a un número determinado de partículas o entidades. Es, pues, una cantidad de unidades, y lo mismo que nos referimos a un docena de huevos (12 huevos), un cartón de cigarrillos (200 cigarrillos), etc., podríamos referirnos a un mol de huevos o de cigarrillos (6,023 x 1023 huevos, 6,023 x 1023 cigarrillos, etc.).  **La masa de un mol de cualquier sustancia es el número de gramos de esa sustancia igual en valor a su masa molecular. A esta masa se la denomina Masa molar y se mide en g/mol.**  *Deben desecharse los conceptos de átomo-gramo y de molécula-gramo y sustituirlos por el de mol. Insistir en la necesidad de considerar el actual concepto de mol como número de entidades fundamentales.*   Hay que puntualizar que en los compuestos iónicos no existen verdaderas moléculas, sino multitud de iones individuales dispuestos en redes cristalinas. Así, la fórmula NaCl no representa una molécula individual, sino que expresa que en el compuesto hay igual número de iones Na+ que de iones Cl -. El término mol no sería apropiado en este caso, pero para soslayar este problema la partícula unitaria se entendería aquí en el sentido de «fragmento que contiene el número de átomos de cada tipo indicado por su fórmula». Por eso, el mol de NaCl contendrá N iones Na+ y N iones Cl -. En este caso, en lugar de peso molecular sería más correcto hablar de *peso fórmula.*  http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/_themes/copia-de-bordes-rectos/strrulee.gif 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 ºC). 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 estandar (1 atmosfera y 25 ºC) el volumen molar es un poco mayor, 24,4 l  **Volumen molar normal de un gas = 22,4 l**  **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 amoniaco, 22,1 l). La razón de estas fluctuaciones es debido 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 encondiciones normales.  http://encina.pntic.mec.es/~jsaf0002/_themes/copia-de-bordes-rectos/strrulee.gif Peso equivalente y equivalente gramo Otra unidad de cantidad de materia que el químico también utiliza es la de peso equivalente y su expresión en gramos, el equivalente-gramo. Estas unidades, aunque son mucho menos frecuentes que las anteriores, aparecen a veces en los cálculos químicos, sobre todo en la expresión de la concentración de disoluciones.   Se han dado diversas definiciones, pero todas resultan algo ambiguas. Como cuando más se emplea es en las reacciones ácido-base y en las redox, puede definirse como:  ***El equivalente-gramo* de una sustancia es la cantidad en gramos de la misma que cede o acepta un mol de protones (en las reacciones ácido-base) o que gana o pierde un mol de electrones (en las reacciones redox).**  El *peso equivalente* será el peso molecular (o atómico, según los casos) dividido por un número *n*que dependerá del tipo de reacción de que se trate: en reacciones ácido-base, *n* *es* el número de H+ o de OH - puestos en juego; en una reacción redox, *n* es el número de electrones que se ganan o se pierden. | |
|  |  |

El **Número de Avogadro** (símbolo NA) es la cantidad de entidades elementales –[átomos](http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo), [moléculas](http://es.wikipedia.org/wiki/Mol%C3%A9cula), [iones](http://es.wikipedia.org/wiki/Ion), [electrones](http://es.wikipedia.org/wiki/Electr%C3%B3n), u otras partículas o grupos específicos de éstas– existentes en un [mol](http://es.wikipedia.org/wiki/Mol) de cualquier sustancia. Es entonces, según la definición actual de mol, el número de átomos que hay en 12 [gramos](http://es.wikipedia.org/wiki/Gramo) de [carbono-12](http://es.wikipedia.org/wiki/Carbono-12).

La mejor estimación de este número[[1]](http://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Avogadro#cite_note-0) es:

N_A = (6,022 \, 141 \, 79 \pm 3 \cdot 10^{-7}) \cdot 10^{23} \; {mol}^{-1}

El número de Avogadro también es el factor de conversión entre el [gramo](http://es.wikipedia.org/wiki/Gramo) y la unidad de [masa atómica](http://es.wikipedia.org/wiki/Masa_at%C3%B3mica) ([uma](http://es.wikipedia.org/wiki/Uma)): 1 g = *NA* uma. La [teoría cinética](http://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_cin%C3%A9tica) de los gases recibió su confirmación definitiva cuando pudo calcularse el número de moléculas existentes en un volumen dado de gas.[*[cita requerida](http://es.wikipedia.org/wiki/Wikipedia:Verificabilidad" \o "Wikipedia:Verificabilidad)*]

El número de Avogadro es tan grande que difícilmente puede concebirse, aunque algunos ejemplos pueden darnos cuenta de la enormidad de su magnitud:

* Todo el volumen de la Luna dividido en bolas de 1 mm de radio daría, muy aproximadamente, el *NA*.
* *NA* neuronas habría al sumar 100 veces las de todos los humanos que había en la Tierra en el año 2000.
* Se tardaría aproximadamente 20.000.000.000 de años en contar *NA* partículas a razón de un millón por segundo.

**Ejemplo**

* ¿Cuántos átomos hay en 170 gramos de [hierro](http://es.wikipedia.org/wiki/Hierro)? Masa atómica del hierro= 55,845.

Por [regla de tres](http://es.wikipedia.org/wiki/Regla_de_tres) simple calculamos cuántos átomos de hierro hay en 170 gramos:

 \begin{matrix} 55,845 \; gramos \; de \; hierro & \longrightarrow & 1 \; mol = 6,022\cdot 10^{23} \; particulas \\ 170 \; gramos &\longrightarrow & x \end{matrix}

que despejando x, tenemos:

 x = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cdot 170 \; gramos}{55,845 \; gramos} 

que da como resultado:

 x = 1,83318 \cdot 10^{24} 

átomos de hierro en 170 gramos de este elemento.

* ¿Cuántos gramos pesa un [átomo](http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo) de [oxígeno](http://es.wikipedia.org/wiki/Ox%C3%ADgeno)? Masa atómica del oxígeno = 15,9994g/mol.

Por [regla de tres](http://es.wikipedia.org/wiki/Regla_de_tres) tenemos que:

 \begin{matrix} 1 \; mol = 6,022\cdot 10^{23} \; \acute{a} tomos & \longrightarrow & 15,9994 \; gramos \; de \; oxigeno \\ 1 \; \acute{a} tomo &\longrightarrow & x \; gramos \end{matrix}

despejando x:

 x = \frac{15,9994 \; gramos \; de \; oxigeno \cdot 1 \; \acute{a} tomo}{6,022\cdot 10^{23} \; \acute{a} tomos} 

realizadas las operaciones da como resultado:

 x = 2,65682 \cdot 10^{-23} \; gramos 

Que es el peso en gramos de un solo átomo de oxígeno.