

INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN					
	NOMBRE ALUMNA:				
	ÁREA / ASIGNATURA: Ciencias naturales /Química				
	DOCENTE: Fabio Alejandro Paredes Oviedo				
	PERIODO	TIPO GUÍA	GRADO	Nº	FECHA
II	Aprendizaje	10	1		16 de mayo

Desempeños

- Conocer los conceptos básicos relacionados con mol, masa atómica, peso molecular, composición molecular y numero de Avogadro.
- Realizar operaciones que impliquen las conversiones de mol, masa, masa atómica, peso molecular, composición molecular y numero de Avogadro

¿Qué es el mol?

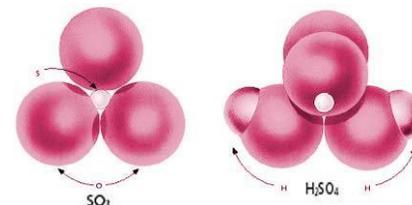
El mol es **una de las magnitudes estipuladas por el Sistema Internacional de Unidades (SI)**. Su símbolo es “mol”¹. Se representa con la letra “*n*”

Video



El mol es definido como la cantidad de materia que contiene determinado número de entidades elementales (átomos, moléculas, etc) equivalente a la cantidad de átomos que hay en 12 gramos del isótopo carbono-12 (¹²C). Numerosos experimentos han llevado a los químicos a deducir que:

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



Esa cantidad, que suele redondearse a $6,022 \cdot 10^{23}$, se denomina constante o número de Avogadro², 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:

$$1 \text{ mol de He} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de He.}$$

- El hidrógeno es diatómico:

$$1 \text{ mol de H}_2 = 1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2. 1 \text{ mol de H}_2 = 2 \times 6,022 \times 10^{23} = 12,044 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H.}$$

Video



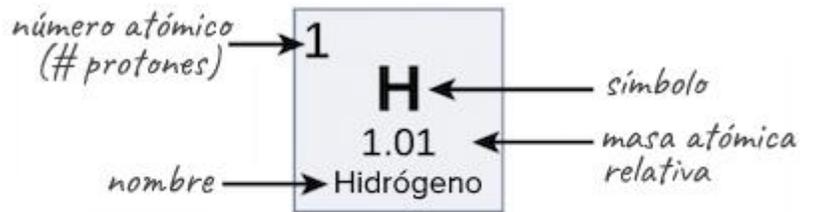
Número atómico, masa atómica y masa atómica relativa³

¹ Fuente: <https://concepto.de/mol/#ixzz6ssZv25Mx>

² <https://www.hiru.eus/es/quimica/concepto-de-mol-numero-de-avogadro>

³ <https://es.khanacademy.org/science/biology/chemistry--of-life/elements-and-atoms/a/atomic-number-atomic-mass-and-isotopes-article>

Los átomos de cada elemento tienen un número característico de protones. De hecho, este determina qué átomo estamos viendo (por ejemplo, todos los átomos con 6 protones son átomos de carbono); el número de protones de un átomo se denomina **número atómico**. En cambio, el número de neutrones de un elemento dado puede variar. Las formas del mismo átomo que difieren solo en el número de neutrones se llaman **isótopos**. En conjunto, el número de protones y de neutrones determinan el **número de masa** de un elemento (número de masa = protones + neutrones). Si quieres calcular cuántos neutrones tiene un átomo, solo tienes que restar el número de protones, o número atómico, del número de masa.



Una propiedad estrechamente relacionada con el número de masa de un átomo es su **masa atómica**. La masa atómica de un átomo individual es simplemente su masa total y generalmente se expresa en unidades de masa atómica (uma). Por definición, un átomo de carbono con seis neutrones (carbono-12) tiene una masa atómica de 12 uma. Por razones que van más allá de lo que abarca este artículo, otros tipos de átomos generalmente no tienen masas atómicas en números enteros. Sin embargo, la masa atómica de un átomo en general será muy cercana a su número de masa, aunque tendrá algunas diferencias en los decimales.

Debido a que los isótopos de un elemento tienen diferentes masas atómicas, los científicos también pueden determinar la **masa atómica relativa** (denominada algunas veces **peso atómico**) de un elemento. La masa atómica relativa es un promedio de las masas atómicas de los diferentes isótopos en una muestra y la contribución de cada isótopo al promedio se determina por medio de la cantidad que representa dentro de la muestra. Las masas atómicas relativas que aparecen en la tabla periódica (como la del hidrógeno, que se muestra a continuación) se calculan en todos los isótopos naturales de cada elemento, los cuales se ponderan con base en su abundancia en la Tierra. Los objetos extraterrestres, como los asteroides o meteoritos, pueden tener abundancias de isótopos muy distintas.

Masa molecular⁴

La masa molecular (masa molecular relativa o peso fórmula), cuyo símbolo es M_x , es una magnitud que indica cuántas veces la masa de una molécula de una sustancia es mayor que la unidad de masa atómica. Su valor numérico coincide con el de la masa molar, pero habitualmente expresado en unidades de masa atómica (su unidad en el SI es el kilogramo), en lugar de gramos/mol.



Ejemplos de cómo se calcula el peso molecular:

Pasos para calcular el peso molecular (M_x)

1. Se identifican los elementos.
2. Se obtiene la masa atómica (Tabla periódica) de cada elemento. Las unidades son uma, pero se utiliza g/mol .
3. Se identifica el número de átomos de cada elemento
4. Se multiplica la masa molecular de cada elemento con su respectivo número de átomos y se suma el total

Calcular el peso o masa molecular H_2O			
Elementos	Masa Atomica	Atomos	
H	$1\ g/mol$	2	$2 * 1\ g/mol = 2\ g/mol$
O	$16\ g/mol$	1	$1 * 16\ g/mol = 16\ g/mol$

⁴ https://es.wikipedia.org/wiki/Masa_molecular

$M_{H_2O} = 2\text{ g/mol} + 16\text{ g/mol} = 18\text{ g/mol}$
$M_{H_2O} = 18\text{ g/mol}$

Calcular el peso o masa molecular H_2SO_4			
Elementos	Masa Atomica	Atomos	
H	1 g/mol	2	$2*1\text{ g/mol} = 2\text{ g/mol}$
S	32 g/mol	1	$1*32\text{ g/mol} = 32\text{ g/mol}$
O	16 g/mol	4	$4*16\text{ g/mol} = 64\text{ g/mol}$
$M_{H_2SO_4} = 2\text{ g/mol} + 32\text{ g/mol} + 64\text{ g/mol} = 98\text{ g/mol}$			
$M_{H_2SO_4} = 98\text{ g/mol}$			

Calcular el peso o masa molecular $Fe_2(SO_4)_3$			
Elementos	Masa Atomica	Atomos	
Fe	56 g/mol	2	$2*56\text{ g/mol} = 112\text{ g/mol}$
S	32 g/mol	$1*3=3$	$3*32\text{ g/mol} = 96\text{ g/mol}$
O	16 g/mol	$4*3=12$	$12*16\text{ g/mol} = 192\text{ g/mol}$
$M_{Fe_2(SO_4)_3} = 112\text{ g/mol} + 96\text{ g/mol} + 192\text{ g/mol} = 400\text{ g/mol}$			
$M_{Fe_2(SO_4)_3} = 400\text{ g/mol}$			

Ejemplos de cómo se calcula la composición molecular:

Pasos para calcular la composición molecular(%)

1. Se identifican los elementos.
2. Se obtiene la masa atómica (Tabla periódica) de cada elemento. Las unidades son una, pero se utiliza g/mol .
3. Se identifica el número de átomos de cada elemento
4. Se multiplica la masa molecular de cada elemento con su respectivo número de átomos así y se suma el total
5. Se dividen las masas atómicas con el peso molecular

Calcular la composición molecular $Fe_2(SO_4)_3$				
Elementos	Masa Atomica	Atomos		%
Fe	56 g/mol	2	$2*56\text{ g/mol} = 112\text{ g/mol}$	$\%_{Fe} = \frac{112}{400} * 100 = 28\%Fe$
S	32 g/mol	$1*3=3$	$3*32\text{ g/mol} = 96\text{ g/mol}$	$\%_S = \frac{96}{400} * 100 = 24\%S$

O	$16^g/mol$	$4*3=12$	$12*16^g/mol=192^g/mol$	$\%_O = \frac{192}{400} * 100 = 48\%O$
$M_{Fe_2(SO_4)_3} = 112^g/mol + 96^g/mol + 192^g/mol = 400^g/mol$				$\sum 28\% + 24\% + 48\% = 100\%$
$M_{Fe_2(SO_4)_3} = 400^g/mol$				

Calcular la composición molecular H_2SO_4				
Elementos	Masa Atomica	Atomos		%
H	$1^g/mol$	2	$2*1^g/mol=2^g/mol$	$\%_H = \frac{2}{98} * 100 = 2.04\%H$
S	$32^g/mol$	1	$1*32^g/mol = 32^g/mol$	$\%_S = \frac{32}{98} * 100 = 32.65\%S$
O	$16^g/mol$	4	$4*16^g/mol=64^g/mol$	$\%_O = \frac{64}{98} * 100 = 65.31\%O$
$M_{H_2SO_4} = 2^g/mol + 32^g/mol + 64^g/mol = 98^g/mol$				$\sum 2.04\% + 32.65\% + 65.31\% = 100\%$
$M_{H_2SO_4} = 98^g/mol$				

Ejemplos de cómo se calcula los moles y moléculas con el número de Avogadro de una sustancia:

1. Formula de las moles:

$\eta_i = \frac{m_i}{M_i}$	$\eta_i = \text{moles}$	
	$m_i = \text{masa en gramos}$	
	$M_i = \text{Peso molecular en g/mol}$	

2. Se supone una masa de sustancia en gramos
3. Se calcula el peso molecular
4. Se aplica la fórmula de moles

$m_{K_2SO_4} = 2000 \text{ gramos (supuestos)}$
$M_{K_2SO_4} = 2 * 39 + 1 * 32 + 16 * 4 = 139^g/mol$
$\eta_{K_2SO_4} = \frac{m_{K_2SO_4}}{M_{K_2SO_4}} = \frac{2000^g}{139^g/mol} = 14.49 \text{ mol } K_2SO_4$

5. Para hallar átomos o moléculas simplemente se usa el número de Avogadro con las respectivas moles.

$$1 \text{ mol } X = 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos o moléculas de } X$$

$$14.49 \text{ molK}_2\text{SO}_4 * \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ atomosK}_2\text{SO}_4}{1 \text{ molK}_2\text{SO}_4} = 8.73 \times 10^{24} \text{ atomosK}_2\text{SO}_4$$

Como ir de moléculas o átomos a moles y después a gramos

1. Supongo el número de moléculas o átomos.
2. Encuentro el peso molecular de la sustancia.
3. Con el número de Avogadro convierto de moléculas o átomos a moles.
4. De la fórmula de moles despejo como calcular la masa.
5. Calculo la masa usando las moles y el peso molecular

MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

2×10^{40} moléculas K_2CO_3 (supuesto)

$M_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 2 * 39 + 12 * 1 + 16 * 3 = 138 \text{ gramos/mol}$

$2 \times 10^{40} \text{ moléculasK}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ molK}_2\text{CO}_3}{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculasK}_2\text{CO}_3} = 3.32 \times 10^{16} \text{ molK}_2\text{CO}_3$

$\eta_{\text{K}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{K}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{K}_2\text{CO}_3}} \rightarrow m_{\text{K}_2\text{CO}_3} = \eta_{\text{K}_2\text{CO}_3} * M_{\text{K}_2\text{CO}_3}$

$m_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 3.32 \times 10^{16} \text{ molK}_2\text{CO}_3 * 138 \frac{\text{gr}}{\text{molK}_2\text{CO}_3} = 4.58 \times 10^{18} \text{ gramosK}_2\text{CO}_3$



Como ir de la masa de un compuesto a moles, después a átomos de cada elemento con ayuda del número de Avogadro

$$m_{K_2CO_3} = 2000 \text{ gramos (supuesto)}$$

Hallamos el peso molecular(M), con ayuda de la tabla periódica:

$$M_{K_2CO_3} = 2 * 39 + 12 + 1 + 16 * 3 = 138 \text{ gramos/mol}$$

Calculamos las moles con la fórmula propuesta.

$$n_{K_2CO_3} = \frac{m_{K_2CO_3}}{M_{K_2CO_3}} = \frac{2000 \text{ gr}}{138 \text{ gr/mol}} = 14.49 \text{ mol } K_2CO_3$$

Con los moles hallamos los átomos de cada elemento en la sustancia.

1. Hallamos los átomos de K

$$14.49 \text{ mol } K_2CO_3 * \frac{2 \text{ átomo} - \text{mol } K}{1 \text{ mol } K_2CO_3} * \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de } K}{1 \text{ átomo} - \text{mol } K} = 1.75 * 10^{25} \text{ átomos de } K$$

2. Hallamos los átomos de C

$$14.49 \text{ mol } K_2CO_3 * \frac{1 \text{ átomo} - \text{mol } C}{1 \text{ mol } K_2CO_3} * \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de } C}{1 \text{ átomo} - \text{mol } C} = 8.73 * 10^{24} \text{ átomos de } C$$

3. Hallamos los átomos de O

$$14.49 \text{ mol } K_2CO_3 * \frac{3 \text{ átomo} - \text{mol } O}{1 \text{ mol } K_2CO_3} * \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de } O}{1 \text{ átomo} - \text{mol } O} = 2.62 * 10^{25} \text{ átomos de } O$$

Video de apoyo diseñados por el docente

<https://youtu.be/zzw3GeNEU-I>

<https://youtu.be/MgxAmKlu3yc>

<https://youtu.be/40Xw4K5EgFA>

https://youtu.be/vnK3Wt1n_qU

https://www.youtube.com/watch?v=_YdL7jvTu0M

Evaluación formativa

1. Sustancias asignadas por grupos

10 A		10B	
HBrO ₃	H ₂ SeO ₂	HNO ₂	HIO ₄
Pb(CO ₃) ₂	Ca ₃ (PO ₄) ₂	(NH ₄) ₂ SO ₄	Ca(HCO ₃) ₂
Co(NH ₃) ₃ Cl ₃]	Zn(NO ₃) ₂	Mg(CO ₂ (OH)) ₂	Fe ₂ (SO ₄) ₃
Cu(NO ₃) ₂	Cu ₂ (OH) ₂ SO ₄	Cu ₃ (PO ₄) ₂	K ₃ Al(C ₂ O ₄) ₃
Ag(NH ₃) ₂ Cl	K ₄ Fe(CN) ₆	Fe(BrO ₄) ₂	Mg(HSO ₄) ₂

2. Para cada una de sustancias debe encontrar el peso molecular y la composición molecular.

3. Suponga la masa de cada una de las sustancias. Después calcule los moles de cada sustancia y encuentre los átomos de cada sustancia.
4. Suponga el número de átomos y encuentre la masa de cada sustancia.
5. Suponga la masa de cada sustancia y encuentre el número de átomos de cada elemento

” La ciencia se compone de errores, que, a su vez, son los pasos hacia la verdad”.

Julio Verne