



MOL Y CALCULO DE MASAS MOLARES

Alin Arizbeth Jiménez Castro
Julio César Botello Pozos
Marina Lucía Morales Galicia

**PARA LOS ÁTOMOS Y MOLÉCULAS:
NO HAY BALANZA QUE MIDA
MASAS TAN PEQUEÑAS!!!**

**Por lo que se
establece una
unidad para ello:**

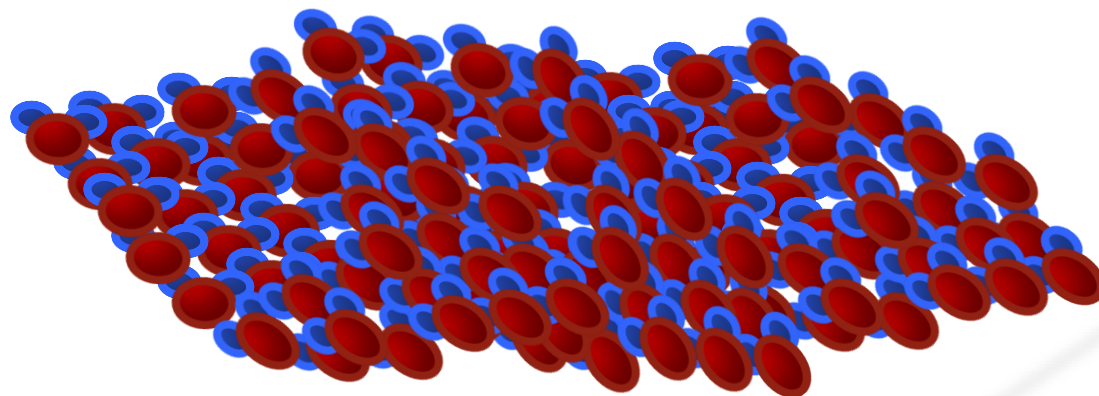


<https://pxhere.com/es/photo/1022991>

MOL

6.023 X 10²³

unidades



“6.023 X 10²³”

Se conoce como el

**NÚMERO DE
AVOGADRO**



mol

Unidad utilizada para la cantidad de una especie química

El número de unidades elementales existentes en un mol de sustancia es una constante y no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad es llamada número de Avogadro y equivale a:

Considerando una sustancia y el tipo de entidades elementales que la componen (átomos, moléculas, partículas, etc.), se define como un mol a la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado, como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C

6.023×10^{23}
unidades elementales

Ejemplo

P

La tabla periódica nos indica que el fósforo tiene una masa atómica de 31 u

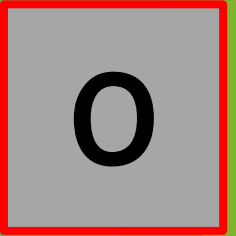
$$1 \text{ átomo P} \left| \frac{30.97 \text{ u de P}}{1 \text{ átomo P}} \right| \left| \frac{1.6606 \times 10^{-24} \text{ g P}}{1 \text{ u P}} \right| = 5.1429 \times 10^{-23} \text{ g un átomo de P}$$

Ahora calculamos la masa de 1 mol de P (masa molar)

$$1 \text{ mol P} \left| \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de P}}{1 \text{ mol P}} \right| \left| \frac{5.1429 \times 10^{-23} \text{ g P}}{1 \text{ átomo P}} \right| = 30.97 \text{ g un mol de P}$$

Podríamos inferir que la masa atómica de un átomo de un elemento es numéricamente equivalente a la masa molar del mismo

Veamos otro ejemplo...



La tabla periódica nos indica que el oxígeno tiene una masa atómica de 16 u.

$$1 \text{ átomo } O \left| \frac{16.0 \text{ u de } P}{1 \text{ átomo } P} \right| \left| \frac{1.6606 \times 10^{-24} \text{ g } P}{1 \text{ u } P} \right| = 2.6569 \times 10^{-23} \text{ g un átomo de } O$$

Ahora calculamos la masa de 1 mol de O (masa molar)

$$1 \text{ mol } O \left| \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de } P}{1 \text{ mol } P} \right| \left| \frac{2.6569 \times 10^{-23} \text{ g } P}{1 \text{ átomo } P} \right| = 16.0 \text{ g un mol de } O$$

Y así comprobamos que la masa atómica de un elemento es numéricamente equivalente a la masa molar del mismo

Por tanto podemos establecer que el valor numérico de la masa en unidades de masa atómica (u) es igual al valor numérico de un mol de átomos

X u átomo = X g mol de átomos

POR EJEMPLO:

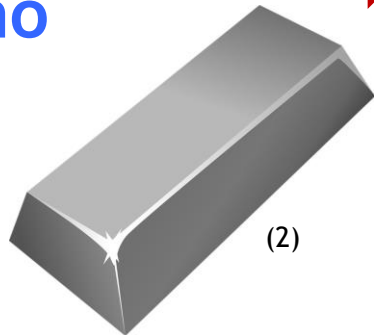
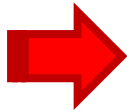
AZUFRE: 32.06 u es la masa de un átomo



32.06 g es la masa de una mol de átomos de azufre

(1)

PLATA: 107.87 u es la masa de un átomo



(2)

107.87 g es la masa de una mol de átomos de plata

1) <https://pixabay.com/es/piedra-de-azufre-crystal-236801/>

2) <https://pixabay.com/es/plata-metal-met%C3%A1licos-gris-576793/>

MÁS EJEMPLOS:

CALCIO: 40.08 u es la masa de un átomo

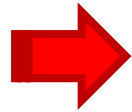


40.08 g es la masa de una mol de átomos de calcio



(1)

COBALTO: 58.93 u es la masa de un átomo



58.93 g es la masa de una mol de átomos de cobalto



(2)

1) <https://pixabay.com/es/leche-vaca-bebida-calcio-642734/>

2) [https://es.m.wikipedia.org/wiki/Archivo:Cobalt\(II\)-chloride-hexahydrate-sample.jpg](https://es.m.wikipedia.org/wiki/Archivo:Cobalt(II)-chloride-hexahydrate-sample.jpg)

Masa molar (MM)



Masa molar de
una sustancia

Suma de las masas
molares de cada uno
de los elementos de
una fórmula química
(g/mol)

Ejemplos

Determinar la masa molar (MM) de una mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$):

$$MM_{C_6H_{12}O_6} \left(\frac{g}{mol} \right) = \left(\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \times \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \right) + \left(\frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \times \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) + \left(\frac{6 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \times \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \right)$$



Resultado $= 180 \frac{g}{mol} C_6H_{12}O_6$

Determinar la masa molar (MM) de una mol de nitrato de plomo(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$):

$$\text{MM } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = \left(\frac{1 \text{ mol Pb}}{1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \times \frac{207 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} \right) + \left(\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \times \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \right) + \left(\frac{6 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \times \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \right)$$

Resultado $= 331 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$



[https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Lead\(II\)_nitrate_1.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Lead(II)_nitrate_1.jpg)

Y... ¿para qué nos sirve
calcular la masa molar?



Algunas aplicaciones de las masas molares serán

Determinar la cantidad de reactivos en un proceso y estimar cantidades de productos

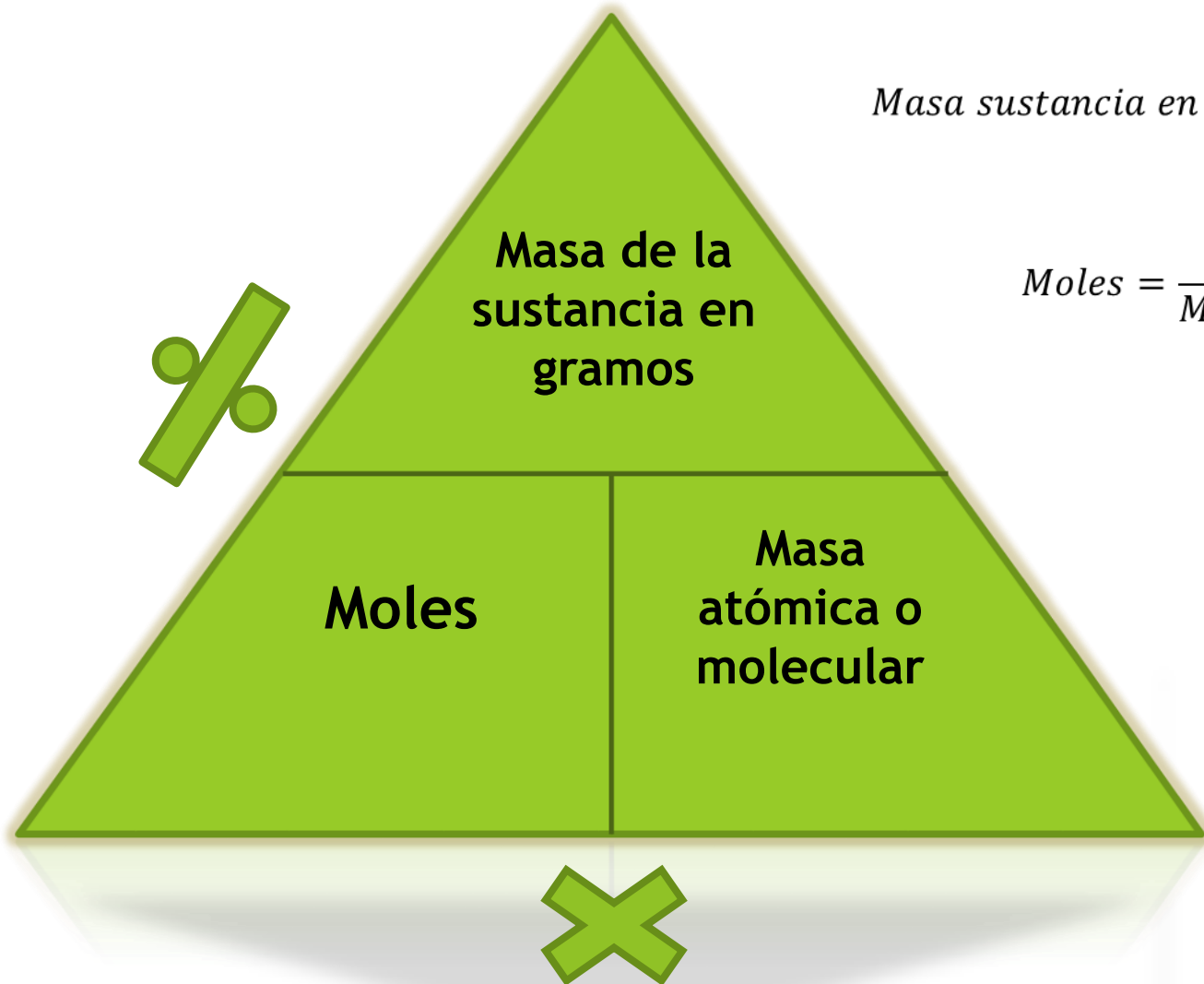
Calcular la cantidad de un reactivo que necesitamos para preparar una solución a determinada concentración

Determinar la cantidad de un reactivo que hay en cierta solución con una concentración conocida

Relación entre masa en gramos y moles

$$\text{Masa sustancia en g} = (\text{Masa atómica o molecular}) (\text{Moles})$$

$$\text{Moles} = \frac{\text{Masa sustancia en g}}{\text{Masa atómica o molecular}}$$



REFERENCIAS

1. Ayres G. (1970). *Análisis Químico Cuantitativo*. México D.F.: Harla.
2. Burriel, F. (2000). *Química Analítica Cualitativa*. Madrid, España.: Thomson.
3. Harris, D. (2001). *Análisis Químico Cuantitativo*. España: Reverté.
4. Skoog, D. & West. D. (2005). *Fundamentos de Química Analítica*. México D.F.: Thomson.

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN

Realizado por:

Alin Arizbeth Jiménez Castro

Julio César Botello Pozos

Marina Lucia Morales Galicia

Revisado por:

Dr. Julio César Botello Pozos

IBQ Saturnino Mayra Ramírez

M. en C. Marina Lucia Morales Galicia

QFB Olimpia Roxana Ponce Crippa

Dra. Laura Bertha Reyes Sánchez

Proyecto apoyado por:

DGAPA-PAPIME PE200517