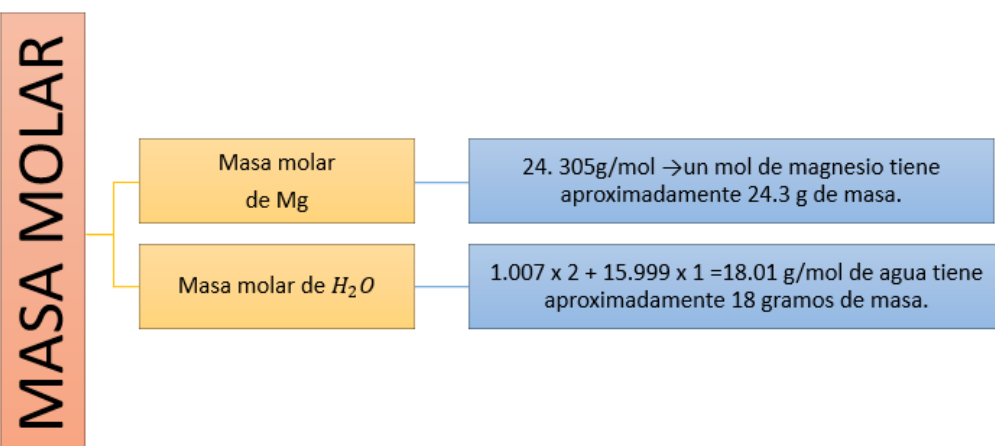
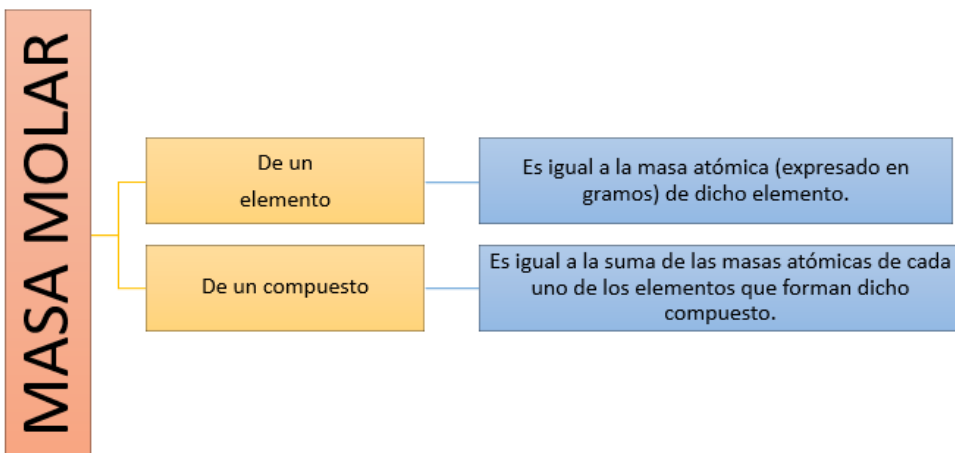


Masa fórmula y masa molar



Una docena es un número invariable (esto es, 12), sin importar si se refiere a una docena de huevos o a una docena de elefantes. Sin embargo, resulta claro que una docena de huevos no tiene la misma masa que una docena de elefantes. De forma similar, un mol siempre es el

Muestra de laboratorio



1 mol de H_2O
(18.0 g)

mismo número (6.02×10^{23}), pero muestras de 1 mol de diferentes sustancias tendrán *masas diferentes*. Por ejemplo, compare 1 mol de ^{12}C con 1 mol de ^{24}Mg . Un solo átomo de ^{12}C tiene una masa de 12 uma, mientras que un solo átomo de ^{24}Mg tiene el doble, 24 uma (con dos cifras significativas). Puesto que un mol siempre tiene el mismo número de partículas, un mol de ^{24}Mg debe tener el doble de masa que un mol de ^{12}C . Como un mol de ^{12}C tiene una masa de 12 g (por definición), entonces un mol de ^{24}Mg debe tener una masa de 24 g. Este ejemplo ilustra una regla general que relaciona la masa de un átomo con la masa del número de Avogadro (1 mol) de estos átomos: *la masa atómica de un elemento en unidades de masa atómica es numéricamente igual a la masa en gramos de 1 mol de ese elemento*. Por ejemplo,

El Cl tiene una masa atómica de 35.5 uma \Rightarrow 1 mol de Cl tiene una masa de 35.5 g

El Au tiene una masa atómica de 197 uma \Rightarrow 1 mol de Au tiene una masa de 197 g

Para otras clases de sustancias, existe la misma relación numérica entre la masa fórmula y la masa de un mol de esa sustancia:

El H_2O tiene una masa fórmula de 18.0 uma \Rightarrow 1 mol de H_2O tiene una masa de 18.0 g

... y de agua.

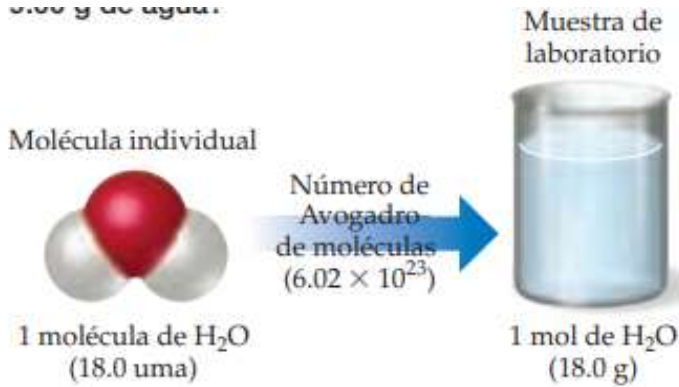


TABLA 3.2 • Relaciones molares

Nombre de la sustancia	Fórmula	Masa fórmula (uma)	Masa molar (g/mol)	Número y tipo de partículas en un mol
Nitrógeno atómico	N	14.0	14.0	6.02×10^{23} átomos de N
Nitrógeno molecular	N ₂	28.0	28.0	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de N}_2 \\ 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ átomos de N} \end{array} \right.$
Plata	Ag	107.9	107.9	6.02×10^{23} átomos de Ag
Iones plata	Ag ⁺	107.9*	107.9	6.02×10^{23} iones de Ag ⁺
Cloruro de bario	BaCl ₂	208.2	208.2	$\left\{ \begin{array}{l} 6.02 \times 10^{23} \text{ unidades fórmula de BaCl}_2 \\ 6.02 \times 10^{23} \text{ iones Ba}^{2+} \\ 2(6.02 \times 10^{23}) \text{ iones Cl}^- \end{array} \right.$

*Recuerde que el electrón tiene una masa despreciable; por lo tanto, los iones y átomos tienen en esencia la misma masa.

Todos los elementos tienen diferente masa atómica y se encuentran en la tabla periódica.

Ejemplo:

Calcula la masa molar del bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$

Solución:

Paso 1: Se busca en la tabla periódica la masa atómica de cada elemento y se multiplica por el número de átomos presentes.

Paso 2: Se procede a sumar los datos anteriores.

$$1 \text{ átomo de Na} = 1(22.98977) = 22.98977$$

$$1 \text{ átomo de H} = 1(1.00794) = 1.00794$$

$$1 \text{ átomo de C} = 1(12.0107) = 12.0107$$

$$3 \text{ átomos de O} = 3(15.9994) = \underline{47.9982}$$

84.0061 gramos masa de un mol de $NaHCO_3$

Averigua cuántos gramos hay en 5 moles de bicarbonato de sodio, NaHCO_3

Solución:

Paso 1: Cálculo de la masa molar Del ejemplo anterior conocemos la masa molar del bicarbonato de sodio (si no la conociéramos, debemos calcular como se muestra en el ejemplo anterior).

Paso 2: Para convertir moles a gramos, se multiplica la masa molar obtenida por 5 (número de moles)

$$\begin{array}{l} \text{Si } 84.0061\text{g} \rightarrow 1\text{mol} \\ \text{g=?} \quad \quad 5\text{ mol} \end{array}$$

$$\text{gramos NaHCO}_3 = \frac{(5\text{mol NaHCO}_3)(84.0061\text{ g NaHCO}_3)}{1\text{mol NaHCO}_3} = 420.0345\text{gNaHCO}_3$$

Resultado: Masa = 420.0345 g NaHCO_3

De lo anterior podemos llegar a la relación que existe entre el número de moles, la masa y la masa molar:

$$\text{Numero de moles} = \frac{\text{masa de la muestra (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$$

O bien:
$$\frac{m(\text{g})}{M(\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$$

Ahora que ya conoces el mol y su aplicación en la Química, sabes también qué es una masa molar y la diferencia de esta masa entre un elemento y un compuesto, entonces podemos empezar a ejercitarnos.

Conversión entre masas y moles

Las conversiones de masa a moles, y viceversa, con frecuencia se realizan en los cálculos que implican el concepto de mol. Estos cálculos se simplifican utilizando el análisis dimensional.

Conversión de gramos a moles.

Ejercicio.

Calcule el número de moles de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 5.380 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

SOLUCIÓN

Análisis Conocemos el número de gramos de una sustancia y su fórmula química, y se nos pide calcular el número de moles.

$$\text{moles } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = (5.380\text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1\text{molC}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180\text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) = 0.02989\text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Ejercicio de practica

¿Cuántos moles de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) hay en 508 g de NaHCO_3 ?

$$\begin{aligned} \text{moles de NaHCO}_3 &= (508 \text{ g NaHCO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84.0061 \text{ g NaHCO}_3} \right) = \frac{508 \text{ mol NaHCO}_3}{84.0061} \\ &= 6.047 \text{ mol NaHCO}_3 \end{aligned}$$

Conversión de moles a gramos

Calcule la masa, en gramos, de 0.433 moles de nitrato de calcio.

Estrategia

Para convertir moles a gramos, necesitamos la masa molar, la cual podemos calcular a través de la fórmula química y las masas atómicas.

Solución

Como el ion calcio es Ca^+ y el ion nitrato es NO_3^- , el nitrato de calcio es $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Si sumamos las masas atómicas de los elementos del compuesto, obtenemos una masa fórmula de 164.1 uma. Al utilizar 1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164.1 \text{ g}$ de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ para escribir el factor de conversión adecuado, tenemos

$$\begin{aligned} \text{gramos de Ca(NO}_3)_2 &= (0.433 \text{ mol Ca(NO}_3)_2) \left(\frac{164.1 \text{ g Ca(NO}_3)_2}{1 \text{ mol Ca(NO}_3)_2} \right) \\ &= \frac{71.0553 \text{ g Ca(NO}_3)_2}{1} = 71.0553 \text{ g Ca(NO}_3)_2 \end{aligned}$$

Comprobación El número de moles es menor que 1, por lo que el número de gramos debe ser menor que la masa molar, 164.1 g. Si utilizamos números redondeados para una estimación, tenemos $0.5 \times 150 = 75 \text{ g}$, lo que significa que la magnitud de nuestra respuesta es razonable. Tanto las unidades (g) como el número de cifras significativas (3) son correctas.

¿Cuál es la masa, en gramos, de:

- 6.33 moles de NaHCO_3 , y
- 3.0×10^{-5} moles de ácido sulfúrico?

Volumen molar

En Química existen muchas reacciones químicas en las que participan gases, para estas sustancias no es tan común medir la masa, por lo tanto, lo que medimos es el volumen. El volumen que ocupa un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura se llama volumen molar. Pero, ¿qué son condiciones normales?



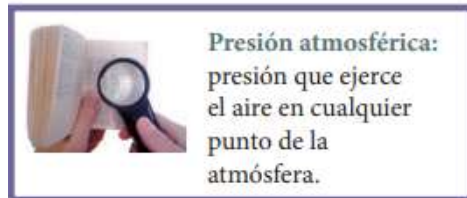
Ejemplo:

a. ¿Qué volumen ocuparán 5 moles de cualquier gas en condiciones normales?

Solución:

Paso1: Sabemos que 1 mol de cualquier gas ocupa 22.4 L, entonces lo que tenemos que hacer es multiplicar por los 5 moles.

Respuesta: 22.4 L x 5 = 112 L



Como podrás notar, no es lo mismo una masa molar que se mide en gramos/ mol (sólidos, líquidos), que volumen molar (gases) que es el volumen de un gas que se encuentra en un mol de sustancia.

Instrucciones: Trabaja de forma individual, resuelve los siguientes ejercicios y compáralos con tus compañeros de clase.

1. 3 moles de N₂ en condiciones normales ocupan un volumen de: 67.2.

Solución:

$$V = (22.4L) (3 \text{ moles}) =$$

2. 250 L de dióxido de carbono en condiciones normales representan: 11.16 moles.

$$PV = nRT$$

Despejamos la ecuación para resolver el ejercicio.

$$n = \frac{PV}{RT} \quad n = \frac{(1 \text{ atm})(250 \text{ L})}{(0.08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}})(273.15 \text{ K})} = \frac{250}{22.4 \text{ mol}} = 11.16 \text{ mol}$$

Ecuación del Gas ideal $PV = nRT$

Es la ecuación del gas ideal (también llamada ley del gas ideal). Un gas ideal es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se describe por completo mediante la ecuación del gas ideal.

Al derivar la ecuación del gas ideal, se supone que

a) las moléculas de un gas ideal no interactúan unas con otras y

b) que el volumen combinado de las moléculas es mucho menor que el volumen que ocupa el gas; por esta razón, consideramos que las moléculas no ocupan espacio en el recipiente. En muchos casos, el pequeño error introducido por estas suposiciones es aceptable. Si se necesitan cálculos más precisos, podemos corregir las suposiciones si sabemos algo acerca de la atracción que las moléculas ejercen unas sobre otras y si conocemos el diámetro de las moléculas.

El término R de la ecuación del gas ideal se conoce como constante de los gases. El valor y las unidades de R dependen de las unidades de P, V, n y T. El valor de T en la ecuación del gas ideal siempre debe expresarse como temperatura absoluta (en kelvins en lugar de grados Celsius). La cantidad de gas, n, normalmente se expresa en moles. Las unidades elegidas para la presión y el volumen con más frecuencia son atmósferas y litros, respectivamente. Sin embargo, es posible utilizar otras unidades.

En la mayoría de los países, con excepción de Estados Unidos, el pascal se emplea más comúnmente para medir la presión. La TABLA 10.2 muestra el valor numérico de R en varias unidades. Al trabajar con la ecuación del gas ideal, debemos elegir la magnitud de R en la cual las unidades concuerdan con las unidades de P, V, n y T dadas en el problema. En este capítulo utilizaremos con mucha frecuencia el valor R 0.08206 L-atm/mol-K, ya que, con mayor frecuencia, la presión está dada en atmósferas.

TABLA 10.2 • Valores numéricos de la constante de los gases, R, en varias unidades

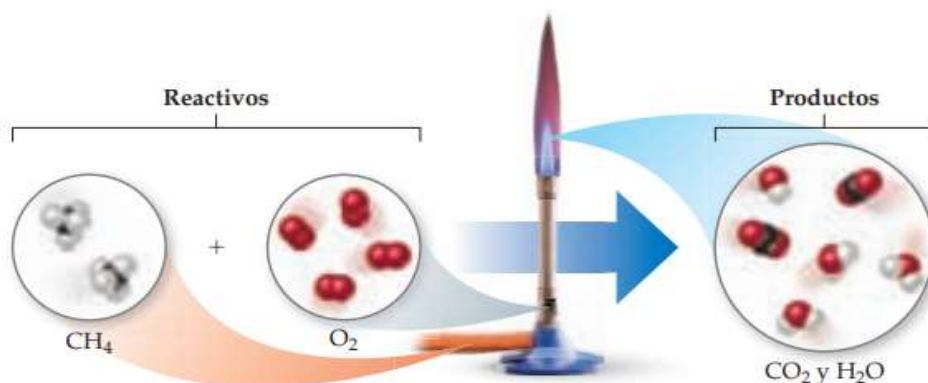
Unidades	Valor numérico
L-atm/mol-K	0.08206
J/mol-K*	8.314
cal/mol-K	1.987
m ³ -Pa/mol-K*	8.314
L-torr/mol-K	62.36

*Unidad del SI

Suponga que tenemos 1.000 mol de un gas ideal a 1.000 atm y 0.00 °C (273.15 K). De acuerdo con la ecuación del gas ideal, el volumen del gas es

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1.000 \text{ mol})(0.08206 \text{ L-atm/mol-K})(273.15 \text{ K})}{1.000 \text{ atm}} = 22.41 \text{ L}$$

Las condiciones 0 °C y 1 atm se conocen como temperatura y presión estándar (TPE). El volumen ocupado por un mol de gas ideal a TPE, 22.41 L, se conoce como el volumen molar de un gas ideal a TPE.



▲ FIGURA 3.4 El metano reacciona con oxígeno en un mechero de Bunsen.