

NOMBRE DEL ALUMNO(A) \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ FECHA \_\_\_\_\_ CALIF. \_\_\_\_\_

## CONCEPTO DE MOL

Las sustancias no reaccionan gramo a gramo, en cambio las moléculas o átomos se combinan según una relación de números enteros sencillos. Por lo tanto, para estudiar las reacciones químicas se podría pensar en utilizar como unidad el átomo cuando se trata de un elemento o la molécula si se trata de un compuesto. Pero, los átomos o moléculas no se pueden manipular individualmente debido a sus dimensiones tan reducidas, pues por pequeña que sea la cantidad que tomemos de cualquier sustancia, ésta contendrá un número enorme de partículas. Por lo tanto, para trabajar en el laboratorio resulta conveniente definir una unidad que contenga un número determinado de átomos o moléculas.

Actualmente esta unidad llamada MOL, se define como la cantidad de materia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones, electrones, etc...) como átomos hay en 12 g de C-12. Este número de partículas se llama número de Avogadro ( $N_A$ ) y su valor es  $6.023 \cdot 10^{23}$  por lo que el mol se puede definir como la cantidad de materia que contiene  $6.023 \cdot 10^{23}$  partículas. Es conveniente precisar si el mol se refiere a átomos, moléculas u otras entidades elementales. Por ejemplo, es ambiguo hablar de un mol de oxígeno, porque puede referirse o bien a un mol de átomos de oxígeno o bien a un mol de moléculas de oxígeno. Un mol de átomos de oxígeno tiene una masa de 15.9994 g y contiene  $N_A$  átomos de oxígeno y un mol de moléculas de oxígeno tiene una masa de 31.9988 g y contiene  $N_A$  moléculas de oxígeno.

Nota: Para hacernos una idea de lo grande que es el  $N_A$  diremos que: Las cataratas del Niágara, en Estados Unidos, vierten al río del mismo nombre algo más de  $6.500 \text{ m}^3$  de agua por segundo. Pues bien, en una gota de agua hay más moléculas que gotas de agua caen en 400 años por las cataratas del Niágara.

## MASA MOLAR

Conceptualmente mol es un número ( $6,023 \times 10^{23}$ ) y como tal no tiene masa, como tampoco tienen masa la docena y el millón. Sin embargo, es posible calcular la masa de un mol de una sustancia que se denomina masa molar, llegándose a una conclusión muy importante:

Es decir, si reunimos  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de hidrógeno tendremos 1.00797 gramo de ese elemento. Si reunimos  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de carbono tendremos 12.01115 gramos de ese elemento.

En definitiva:- La masa de un mol de átomos es igual a la masa atómica expresada en gramos y se denomina átomo-gramo.- La masa de un mol de moléculas es igual a la masa molecular expresada en gramos y se denomina molécula-gramo. Por tanto, para determinar el número de moles de átomos o de moléculas que hay en una determinada cantidad (masa) de un elemento o compuesto:

Es importante establecer la diferencia entre mol como conjunto de partículas, que es siempre el mismo, y masa de un mol, que depende de la sustancia considerada.

Ejercicio resuelto: a) ¿Cuántos átomos de hierro, Fe, hay en 0.1 g de dicho metal?. b) Calcula la masa, en gramos, de un átomo de hierro. Dato: masa atómica del hierro = 55.847 u.

a) La masa molar (1 átomo-gramo) de Fe son 55.847 g, es decir, un mol de átomos de hierro tienen una masa de 55,85 g por lo tanto 1mol de átomos de Fe = 55.847 g y  $55.847 \text{ g} = 6,023 \times 10^{23}$  átomos Fe y también 1mol de átomos de Fe =  $6.023 \times 10^{23}$  átomos Fe.

Datos a) 0.1g Fe y no se sabe cuantos átomos de Fe

De las igualdades hacemos los factores

$1 \text{ mol átomos Fe}$

$55.847 \text{ g Fe}$

$55.847 \text{ g Fe}$

$1 \text{ mol átomos Fe}$

$55.847 \text{ g Fe}$

$6.023 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}$

$6.023 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}$

$55.847 \text{ g Fe}$

Cual de ellos servirá para transformar g de Fe a átomos de Fe

La respuesta es

$6.023 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}$

$55.847 \text{ g Fe}$

Planteamos el problema. Pongo el valor que me dan para convertirlo a átomos y a continuación el factor

$6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$

$0.1 \text{ g Fe}$

$55.847 \text{ g Fe}$

Resolvemos matemáticamente

$(0.1)(6.023 \times 10^{23})$

el resultado  $R = 1.0784 \times 10^{21} \text{ átomos de Fe}$

$55.847$

b) Datos 1 átomo de Fe y quiero saber la masa en g Fe

Planteamos el problema, comenzando con el valor que me dan o sea 1 átomo Fe y a continuación el factor que convierta los átomos a gramos.

$55.847 \text{ g Fe}$

$1 \text{ átomo de Fe}$

$6.023 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}$

Resolvemos matemáticamente

$(1)(55.847)$

$R = 9.2722 \times 10^{-23} \text{ g de Fe}$

$6.023 \times 10^{23}$