

## **Guía De Actividades Pedagógicas N° 8**

- ✓ CENS ANEXO LOS TAMARINDOS
- ✓ Docente: BERROTARÁN POSATINI, Jesica
- ✓ 3° ciclo
- ✓ Turno Nocturno
- ✓ *Química*
- ✓ Título de la propuesta: *Cálculos en las Reacciones Químicas*

### **Objetivos:**

- Establecer relaciones entre los reactantes y productos en una reacción químicas.
- Definir fundamentos de la estequiometría.
- Resolver problemas de conversión de moles a masa y viceversa
- Uso de las TIC, como herramienta para desarrollar el autoaprendizaje.

### **Contenidos:**

*Ecuaciones químicas. Estequiometría. Masa atómica. Masa molecular. Mol. Número de Avogadro.*

### **Capacidades a desarrollar:**

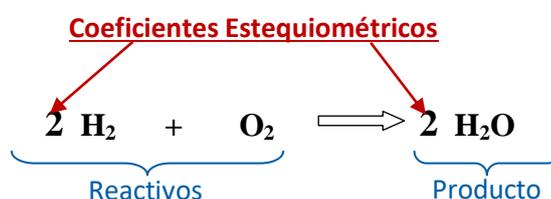
- Comprensión Lectora
- Análisis y pensamiento crítico
- Resolución de problemas
- Aprender a aprender
- Uso adecuado de las Tic
- Responsabilidad y valoración de la importancia del autoaprendizaje

**Guía De Actividades Pedagógicas N° 8**

Leer comprensivamente la siguiente información

Para comenzar a hablar de cálculos en las reacciones químicas, debemos repasar algunos conceptos importantes:

Las reacciones químicas se representan por medio de ecuaciones químicas y para que estas últimas respeten la ley de masas deben estar balanceadas correctamente:



Una forma de interpretación de esta ecuación química, se puede ser si lee de la siguiente forma, **2 moléculas de hidrógeno (H<sub>2</sub>) reaccionan con 1 molécula de oxígeno (O<sub>2</sub>) y se obtienen 2 moléculas de agua (H<sub>2</sub>O).**

La teoría atómica de **Dalton**, completada con las ideas de **Avogadro**, fue de una gran ayuda para el desarrollo de la química en el siglo XIX. Así incluso los últimos años del siglo XIX los átomos se consideraban como si fueran realmente esferitas indivisibles, inmutables, correspondiéndole a cada elemento átomos que tenían la misma masa y una naturaleza idéntica. La unión de los átomos, iguales o diferentes, originaba las moléculas.

Aunque ya por el 1830 los trabajos de **Faraday** sobre el electrólisis habían conducido a la hipótesis de que las partículas de la corriente eléctrica eran **electrones**, hubieron de pasar un montón de años, justamente hasta 1897, para que se confirmara la existencia de los electrones como componentes de la materia. Tal confirmación llegó al hacerse descargas eléctricas de alto voltaje en el seno de gases a presiones muy bajas. Se vio, entonces, que los electrones eran partículas constituyentes de todos los átomos y se obtuvo, experimentalmente, su masa y su carga, que resultaron ser iguales para todos ellos. La existencia de los electrones echó por tierra la hipótesis de la indivisibilidad de los átomos y mostró la complejidad de estos.

También en estos años se descubrió la radiactividad y los científicos, asombrados, comprobaron que ciertos elementos se transformaban, por sí mismos, unos en otros, descartando la hipótesis de la inmutabilidad de los átomos. Lo más frecuente es que los

elementos radiactivos originen otros que también lo sean y de proseguir el proceso tenemos una cadena o serie radiactiva. Los físicos se enteraron de que algunos miembros de la cadena, químicamente, eran idénticos, aunque sus comportamientos radiactivos no habían tenido ninguna semejanza. Se supuso que se trataba del mismo elemento que estaría constituido, en cada caso, por átomos de masa distinta, a los que se nombró **isótopos**. Esta hipótesis, que contradice también la teoría atómica de Dalton, fue confirmada experimentalmente estudiando las desviaciones que sufren los iones positivos, que se producen en un tubo de descarga, al atravesar campos eléctricos y magnéticos. Hoy en día haciendo entrar un manojito de iones positivos de un elemento, a la misma velocidad, en un campo magnético uniforme se logra separar los iones según su masa. De este modo, en los llamados espectrómetros de masas, separamos los isótopos y obtenemos con muchísima precisión sus masas.

Para expresar las masas de los átomos se utiliza, en la actualidad, como **unidad la doceava parte de la masa del isótopo más abundante del carbono al que se le asigna 12 unidades de masa atómica**, es decir, 12 u. Cuando decimos, como por ejemplo, que 23 es la masa de un átomo de sodio se trata de un valor relativo, referido al carbono-12, su masa es 23 u.

$$\text{Unidad de masa atómica} = u = \frac{M(^{12}\text{C})}{12}$$

### MASA ATÓMICA

La **masa atómica** de un elemento es la masa media ponderal de sus isótopos, en unidades de masa atómica, u, calculada teniendo en cuenta la masa de sus isótopos y el porcentaje que tiene el elemento de cada uno de ellos. Podemos así, hacer una escala de masas atómicas referidas al patrón carbono-12.

### MASA MOLECULAR

La **masa molecular** de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los átomos de la molécula en unidades de masa atómica.

Conociendo la fórmula de la sustancia su masa molecular es muy fácil de obtener. Como por ejemplo:

- la fórmula del agua es  $\text{H}_2\text{O}$  y las masas atómicas  $M_{(\text{H})} = 1,008 \text{ u}$  y  $M_{(\text{O})} = 16,00 \text{ u}$ , entonces:

$$M_{(\text{H}_2\text{O})} = (1,008\text{u} \times 2) + 16,00\text{u}$$

$$M_{(\text{H}_2\text{O})} = 18,02 \text{ u}$$

Se multiplica por 2, porque en la molécula de agua hay 2 átomos de H

En caso de que las sustancias no sean moleculares, seguimos hablando de masa molecular. Otros autores prefieren hablar, en este caso, de masa fórmula. Una fórmula, en estas sustancias no representa una molécula, pues no hay moléculas. ¿Entonces qué quiere decir que la fórmula de la sal común sea NaCl? Pues sencillamente que en su red cristalina hay tantos iones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) como iones sodio ( $\text{Na}^+$ ). Con todo y eso nosotros diremos que la masa

molecular relativa del

$$\begin{array}{ccc} & M_{(\text{Na})} & M_{(\text{Cl})} \\ & \downarrow & \downarrow \\ M_{(\text{NaCl})} = 22,99\text{u} + 35,45\text{u} \\ \boxed{M_{(\text{NaCl})} = 58,44\text{u}} \end{array}$$

**ACTIVIDAD 1.** Observa el siguiente video:

⇒ [El mol](#)      Link: <https://youtu.be/BPK7RFANbI>

**ACTIVIDAD 2.** Calcula la masa molecular o masa fórmula de los siguientes compuestos:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{NaCl}$
- c)  $\text{SiO}_2$
- d)  $\text{CaCO}_3$
- e)  $\text{HF}$
- f)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

**ACTIVIDAD 3.** El cloro contiene dos isótopos:

- $^{35}\text{Cl}$ , de masa atómica 34,9689u y una abundancia de 75,78%
- $^{37}\text{Cl}$ , de masa atómica 36,9659u y una abundancia de 24,22%

¿Calcula la masa atómica del Cl?



Leemos y aprendemos un poco más...

Llegamos aquí a enfrentarnos a un problema fundamental para los químicos. Si tenemos una masa de una sustancia ¿cuántas partículas tiene? O si tenemos un determinado número de moléculas ¿qué masa tiene?

**Relacionar masa con número de partículas es esencial para realizar cálculos al químico.** Pero... ¿cómo hacerlo? Hay dos alternativas. Una es fijar un número de partículas para cada sustancia y medir su masa, por ejemplo, un cuatrillón de partículas,  $10^{24}$ , y medir la masa de  $10^{24}$  partículas de cualquier sustancia, obtendríamos una tabla de innumerables valores tantos como sustancias conociéramos. Otra alternativa es partir de una masa cualquiera de una sustancia y determinar cuántas partículas contiene. También nos genera una tabla de valores inmensa. Pero en este caso tenemos una mejor solución. Ya conocemos un valor de masa para cada partículas como es su masa atómica o su masa molecular, Por ejemplo:

$$M(\text{H}) = 1\text{u}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,8\text{u}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180\text{u}$$

$$M(\text{O}) = 16\text{u}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{u}$$

$$M(\text{PCl}_5) = 208,25\text{u}$$

Un átomo de oxígeno tiene una masa 16 veces mayor que la del hidrógeno, o una molécula de agua tiene una masa 18 veces mayor que la del hidrógeno. Si usamos estas masas que ya conocemos en gramos:

$$M(\text{H}) = 1\text{g}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g}$$

$$M(\text{O}) = 16\text{g}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180\text{g}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,8\text{g}$$

$$M(\text{PCl}_5) = 208,25\text{g}$$

Todas deben contener el mismo número de partículas. Pero ¿cuántas? Este es uno de los valores determinado de más formas diferentes por los químicos y su valor es  $6,02 \cdot 10^{23}$  Se conoce como **Número de Avogadro**. Es un valor inmenso, pero es real.

Te propongo un ejercicio, supón que tienes una cucharada de agua, que pueden ser unos 18g de agua, es decir un mol. Si pudieras ir quitando moléculas de millón en millón cada segundo ¿cuánto tardarías en vaciar la cuchara?

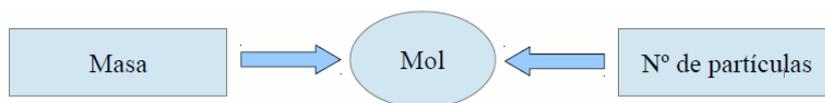
El **número de Avogadro** ( $N_A$ ) se define como el número de átomos de carbono que hay en 12g de C-12. Tiene un valor de  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas, ya sean átomos moléculas o cualquier otra. Es decir,

$$N_A \times M_{(\text{C}-12)} = 12\text{g}$$

$$N_A \times 12\text{u} = 12\text{g}$$

$$1\text{u} = 1/N_A \text{ g}$$

Por tanto el Mol es la magnitud que relaciona la masa con el número de partículas.



Para dar una definición de Mol debemos tener en cuenta tanto la masa como el número de partículas.

**Mol de un sistema material es la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro ( $N_A$ ) de partículas de ese sistema, es decir,  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas, y tiene una masa en gramos que coincide con la masa atómica, si sus partículas son átomos, o con la masa molecular si sus partículas son moléculas.**

Así un mol de átomos de sodio serán  $N_A$  átomos de sodio, un mol de moléculas de cloro  $N_A$  moléculas de cloro, incluso, un mol de electrones son  $N_A$  electrones, etc.

Fíjate que así como una docena indica 12 objetos, *un mol indica para el químico  $6,02 \cdot 10^{23}$  objetos.*

La masa de 1 mol en gramos la denominamos masa molar ( $M_m$ ):

$$M_m(\text{Li}) = 6,94 \text{ g/mol}$$

$$M_m(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$$

A partir de ahora tendrás que distinguir, por ejemplo para el agua:

$$\text{Masa molecular: } M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ u}$$

$$\text{Masa molar: } M_m(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ g/mol}$$

**ACTIVIDAD 4.** En el siguiente video se explica cómo puedes calcular el número de moles:

⇒ [Número de moles](https://youtu.be/HjGskuwmsog) Link: <https://youtu.be/HjGskuwmsog>

**ACTIVIDAD 5.** Cuántos moles son:

a) 250g de Fe

c) 75g de NaCl

b)  $1,5 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

d)  $9,8 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{HNO}_3$

**ACTIVIDAD 6.** Cuántos gramos son:

a) 3,5 moles de  $\text{CO}_2$

b)  $1 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $\text{N}_2$

**ACTIVIDAD 7.** Cuántos átomos y cuántas moléculas hay en:

a) 250g de  $\text{H}_2\text{O}$

b) 5 moles de  $\text{NH}_3$