



COMPLEJO EDUCATIVO "SAN FRANCISCO"
Profesor: José Miguel Molina Morales
Segundo Período

GUIA DE CIENCIAS QUÍMICA
Primer Año General "A"

TEORÍA ATÓMICA II

OBJETIVO:

- Representar y explicar con interés el mecanismo de interacción de las partículas para obtener un estado de ionización y el efecto de las cargas eléctricas.
- Indagar y describir la unidad de mol, ejemplificar y aplicar correctamente el número de Avogadro al convertir masas expresadas en moles, gramos y número de partículas, a través de las relaciones estequiometrias.

INTRODUCCIÓN:

En la antigua Grecia existió un filósofo que nos sorprende por sus conocimientos tan avanzados para su época: Demócrito de Abdera (460-370 aproximadamente). Este filósofo es uno de los primeros que pensaron que la materia estaba constituida por pequeñas e indivisibles partículas llamadas átomos. Demócrito incluso llegó a considerar que estos átomos se distinguen unos de otros por su forma, tamaño, orden y posición. También pensó que son eternos, están siempre en movimiento y que se combinan para formar todas las cosas que existen. Hoy en día sabemos que el átomo es la partícula más simple de un elemento químico que conserva sus propiedades.

Características de los átomos

Las características del modelo atómico que actualmente se acepta son:

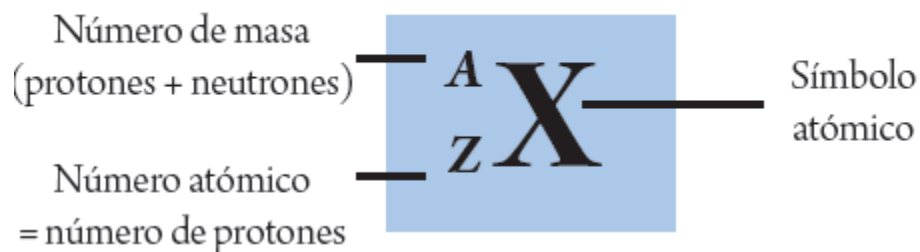
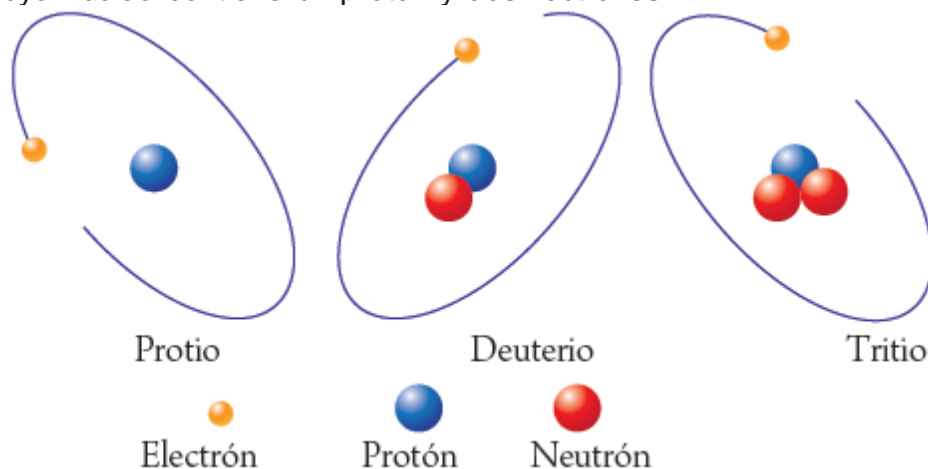
- a. Ha sido construido con base en los descubrimientos de Ernest Rutherford, Niels Bohr y la teoría cuántica.
- b. La estructura del átomo es muy similar a la del Sistema Solar.
- c. Los electrones están distribuidos en niveles de energía.
- d. Los electrones giran alrededor del núcleo y absorben o liberan energía cuando cambian de nivel.
- e. Dentro del núcleo vibran los protones y los neutrones.
- f. Dentro de los protones y neutrones hay otras subpartículas que también vibran.
- g. El modelo mecánico cuántico de Schrödinger necesita de la matemática avanzada para su comprensión y explicación. Pero lo más importante es que tengas claros los conceptos de las características básicas de todo átomo: el número atómico y la masa atómica

Los isótopos

La palabra isótopo viene del griego iso=igual, topo=lugar. Los isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico pero distinto número másico. Por tanto, son átomos que tienen el mismo número de protones pero se diferencian por el número de neutrones, aunque se trate del mismo elemento químico.

En la tabla periódica los isótopos de un mismo elemento ocupan un mismo lugar, debido a que tienen el mismo número atómico. Según lo anterior, notamos que no todos los átomos que forman un elemento son iguales. Por lo tanto, para definir más apropiadamente un elemento decimos que es una sustancia pura en la que todos sus átomos tienen el mismo número atómico.

Por ejemplo, Se conocen 3 isótopos del elemento hidrógeno: 1H es el Protio o hidrógeno ordinario, este es el más abundante y tiene un protón y cero neutrones. El otro es el 2H es el deuterio, cuyo núcleo alberga un protón y un neutrón y finalmente, el 3H es el tritio, cuyo núcleo contiene un protón y dos neutrones.



Ejercicio:

Un átomo de volframio (W) tiene 74 protones y 108 neutrones. ¿Cuál es su representación adecuada?



Los iones

Los físicos ya habían determinado que el átomo tenía una carga positiva (protones) y una carga negativa (electrones) y además habían observado que ciertas soluciones podían conducir la electricidad, por lo que la carga eléctrica debía transportarse de alguna manera a través de ellas. Fue así como se descubrió que habían átomos o grupos de átomos que podían tener cargas negativas y otros tener cargas positivas y que permitían la conducción de la electricidad en las soluciones. A estos grupos se les llamó **iones**.

Se define al **ion** o **ión**, del griego *ión* (ἰών), participio presente de *ienai* "ir", de ahí "**el que va**", como una especie química, ya sea un átomo o una molécula, cargada eléctricamente. Esto se debe a que ha ganado o perdido electrones de su dotación, originalmente neutra, fenómeno que se conoce como ionización.

Los iones son átomos o grupos de átomos que tienen exceso o deficiencia de electrones.

Los iones que tienen carga positiva se llaman **cationes** y los que tienen carga negativa se llaman **aniones**.

Los iones cargados negativamente, producidos por la ganancia de electrones, se conocen como aniones (que son atraídos por el ánodo) y los cargados positivamente, consecuencia de una pérdida de electrones, se conocen como cationes (los que son atraídos por el cátodo).

"Anión" y "catión" significan:

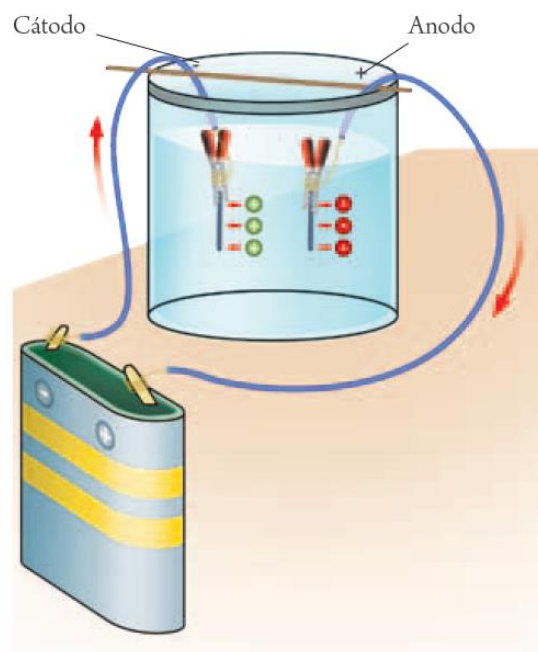
Anión: "El que va hacia arriba". Tiene carga eléctrica negativa.

Catión: "El que va hacia abajo". Tiene carga eléctrica positiva.

"Ánodo" y "cátodo" son:

Ánodo: "El camino hacia arriba".

Cátodo: "El camino hacia abajo". (*odos*: camino, vía).



Estequiometría en elementos y compuestos

Conceptos

Estequiometría:

Es el término utilizado para referirse a todos los aspectos cuantitativos de la composición y de las reacciones químicas.

Estequiometría de composición:

Describe las relaciones cuantitativas (en masa) entre los elementos de los compuestos.

El Mol

Un mol se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de ^{12}C .

Se ha demostrado que este número es: $6,0221367 \times 10^{23}$

Se abrevia como 6.02×10^{23} , y se conoce como **número de Avogadro**.

Pesos atómicos y moleculares

Los subíndices en las fórmulas químicas representan **cantidades exactas**.

La fórmula del H_2O , por ejemplo, indica que una molécula de agua está compuesta exactamente por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Todos los aspectos cuantitativos de la química descansan en conocer las masas de los compuestos estudiados.

La escala de masa atómica

Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes

Trabajos hechos en el S. XIX, donde se separaba el agua en sus elementos constituyentes (hidrógeno y oxígeno), indicaban que **100 gramos de agua** contenían **11,1 gramos de hidrógeno** y **88,9 gramos oxígeno**.

Un poco más tarde los químicos descubrieron que el agua estaba constituida por **dos** átomos de H por **cada átomo** de O.

Por tanto, nos encontramos que en los **11,1 g de Hidrógeno hay el doble de átomos que en 88,9 g de Oxígeno**.

De manera que 1 átomo de **O** debe pesar alrededor de 16 veces más que 1 átomo de **H**.

Si ahora, al **H** (el elemento más ligero de todos), le asignamos una masa **relativa** de **1** y a los demás elementos les asignamos **masas atómicas relativas** a este valor, es fácil entender que al **O** debemos asignarle **masa atómica** de 16.

Sabemos también que un átomo de **hidrógeno**, tiene una masa de $1,6735 \times 10^{-24}$ gramos, que el átomo de **oxígeno** tiene una masa de $2,6561 \times 10^{-23}$ gramos.

Si ahora en vez de los valores en gramos usamos la unidad de masa atómica (**uma**) veremos que será muy conveniente para trabajar con números tan pequeños.

Recordar que la unidad de masa atómica **uma** no se normalizó respecto al hidrógeno sino respecto al isótopo ^{12}C del **carbono** (**masa = 12 uma**).

Entonces, la masa de un **átomo de hidrógeno** (^1H) es de 1,0080 **uma**, y la masa de un **átomo de oxígeno** (^{16}O) es de 15,995 **uma**.

Una vez que hemos determinado las masas de todos los átomos, se puede asignar un valor correcto a las **uma**:

$$1 \text{ uma} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

y al revés:

$$1 \text{ gramo} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Masa atómica promedio

Ya hemos visto que la mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos.

Podemos calcular la **masa atómica promedio** de un elemento, si sabemos la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo.

Ejemplo:

El carbono natural es una mezcla de tres isótopos, 98,892% de ^{12}C y 1,108% de ^{13}C y una cantidad despreciable de ^{14}C .

Por lo tanto, la masa atómica promedio del carbono será:

$$(0,98892) \times (12 \text{ uma}) + (0,01108) \times (13,00335 \text{ uma}) = 12,011 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento se le conoce como **peso atómico, masa molar o número másico**. Estos son los valores que se dan en las tablas periódicas.

Masa Molar

Un átomo de ^{12}C tiene una masa de 12 *uma*.

Un átomo de ^{24}Mg tiene una masa de 24 *uma*, o lo que es lo mismo, el doble de la masa de un átomo de ^{12}C .

Entonces, una mol de átomos de ^{24}Mg deberá tener el doble de la masa de una mol de átomos de ^{12}C .

Dado que por definición una mol de átomos de ^{12}C pesa 12 gramos, una mol de átomos de ^{24}Mg debe pesar 24 gramos.

Nótese que la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma) es numéricamente equivalente a la masa de un mol de esos mismos átomos en gramos (g).

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama **masa molar**

La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).

Peso molecular y peso fórmula

*El **peso fórmula** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de cada átomo en su fórmula química*

Por ejemplo, el agua (H_2O) tiene el peso fórmula de:

$$[2 \times (1,0079 \text{ uma})] + [1 \times (15,9994 \text{ uma})] = 18,01528 \text{ uma}$$

Si una sustancia existe como moléculas aisladas (con los átomos que la componen unidos entre sí) entonces la fórmula química es la fórmula molecular y el peso fórmula es el peso molecular.

Una molécula de H_2O pesa 18,0 *uma*; 1 mol de H_2O pesa 18,0 gramos.

Un par iónico NaCl pesa 58,5 *uma*; 1 mol de NaCl pesa 58,5 gramos.

Por ejemplo, el carbono, el hidrógeno y el oxígeno pueden unirse para formar la molécula del azúcar **glucosa** que tiene la fórmula química $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Por lo tanto, el **peso fórmula** y el **peso molecular** de la glucosa será:

$$[6 \times (12 \text{ uma})] + [12 \times (1,00794 \text{ uma})] + [6 \times (15,9994 \text{ uma})] = 180,0 \text{ uma}$$

Como las sustancias iónicas no forman enlaces químicos sino electrostáticos, no existen como moléculas aisladas, sin embargo, se asocian en proporciones discretas. Podemos describir sus pesos fórmula pero no sus pesos moleculares.

El peso fórmula del NaCl es:
23,0 uma + 35,5 uma = 58,5 uma

Composición porcentual a partir de las fórmulas

A veces al analizar una sustancia, es importante conocer el **porcentaje en masa** de cada uno de los elementos de un compuesto.

Usaremos de ejemplo al metano:

CH₄

Peso fórmula y molecular:

[1 x (12,011 uma)] + [4 x (1,008)] = 16,043 uma

%C = 1 x (12,011 uma)/16,043 uma = 0,749 = 74,9%

%H = 4 x (1,008 uma)/16,043 uma = 0,251 = 25,1%

Interconversión entre masas, moles y número de partículas

Es necesario rastrear las unidades en los cálculos de interconversión de masas a moles. A esto lo conocemos formalmente con el nombre de **análisis dimensional**.

Ejemplo:

Calcular la masa de 1,5 moles de cloruro de calcio

Fórmula química del cloruro de calcio = **CaCl₂**

Masa atómica del **Ca = 40,078 uma**

Masa atómica del **Cl = 35,453 uma**

Al ser un compuesto iónico no tiene **peso molecular**, sino **peso fórmula**.

Peso fórmula del CaCl₂ = (40,078) + 2(35,453) = 110,984 uma

De manera que, **un mol de CaCl₂ tendrá una masa de 110,984 gramos**. Y entonces, **1,5 moles de CaCl₂ pesarán:**

(1,5 mol)(110,984 gramos/mol) = 166,476 gramos

Ejemplo:

Si tuviera 2,8 gramos de oro, ¿cuántos átomos de oro tendría?

Fórmula del oro: **Au**

Peso fórmula del Au = 196,9665 uma

Por lo tanto, **1 mol de oro pesa 196,9665 gramos**.

De manera que, en **2,8 gramos de oro** habrá:

(2,8 gramos)(1 mol/196,9665 gramos) = 0,0142 mol

Sabemos por medio del número de Avogadro que hay aproximadamente **6,02 x 10²³ átomos/mol**.

Por lo cual, en **0,0142 moles** tendremos:

(0,0142 moles)(6,02x10²³ átomos/moles)=8,56x10²¹ átomos

Fórmulas empíricas a partir del análisis

Una fórmula empírica nos indica las proporciones relativas de los diferentes átomos de un compuesto.

Estas proporciones son ciertas también al nivel molar.

Entonces, el H₂O tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

De la misma manera, **1,0 mol de H₂O** está compuesta **de 2,0 moles de átomos de hidrógeno y 1,0 mol de átomos de oxígeno**.

También podemos trabajar a la inversa a partir de las proporciones molares:

Si conocemos las cantidades molares de cada elemento en un compuesto, podemos determinar la fórmula empírica.

El mercurio forma un compuesto con el cloro que tiene **73,9%** de mercurio y **26,1%** de cloro en masa. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Supongamos que tenemos una muestra de **100 gramos** de este compuesto. Entonces la muestra tendrá **73,9 gramos** de mercurio y **26,1 gramos** de cloro.

¿Cuántas moles de cada átomo representan las masas individuales?

Para el mercurio: $(73,9 \text{ g}) \times (1 \text{ mol}/200,59 \text{ g}) = 0,368 \text{ moles}$

Para el cloro: $(26,1 \text{ g}) \times (1 \text{ mol}/35,45 \text{ g}) = 0,736 \text{ mol}$

¿Cuál es la proporción molar de los dos elementos?

$(0,736 \text{ mol Cl}/0,368 \text{ mol Hg}) = 2,0$

Es decir, tenemos el doble de moles (o sea átomos) de Cl que de Hg. La fórmula empírica del compuesto sería: **HgCl₂**

Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

La fórmula química de un compuesto obtenida por medio del análisis de sus elementos o de su composición siempre será la fórmula empírica.

Para poder obtener la fórmula molecular necesitamos conocer el peso molecular del compuesto.

La fórmula química siempre será algún múltiplo entero de la fórmula empírica (es decir, múltiplos enteros de los subíndices de la fórmula empírica).

La **Vitamina C (ácido ascórbico)** tiene **40,92 %** de **C** y **4,58 %** de **H**, en masa.

El resto, hasta completar el 100%, es decir el **54,50 %**, es de **O**.

El **peso molecular** de este compuesto es de **176 uma**. ¿Cuáles serán su fórmula molecular o química y su fórmula empírica?

En 100 gramos de ácido ascórbico tendremos:

40,92 gramos C

4,58 gramos H

54,50 gramos O

Esto nos dirá cuantas moles hay de cada elemento así:

$(40,92 \text{ g de C}) \times (1 \text{ mol}/12,011 \text{ g}) = 3,407 \text{ moles de C}$

$(4,58 \text{ g de H}) \times (1 \text{ mol}/1,008 \text{ g}) = 4,544 \text{ moles de H}$

$(54,50 \text{ g de O}) \times (1 \text{ mol}/15,999 \text{ g}) = 3,406 \text{ moles de O}$

Para determinar la proporción simplemente dividimos entre la cantidad molar más pequeña (en este caso 3,406 o sea la del oxígeno):

$\text{C} = 3,407 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,0$

$\text{H} = 4,544 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,333$

$\text{O} = 3,406 \text{ moles}/3,406 \text{ moles} = 1,0$

Las cantidades molares de O y C parecen ser iguales, en tanto que la cantidad relativa de H parece ser mayor. Como no podemos tener fracciones de átomo, hay que **normalizar** la cantidad relativa de H y hacerla igual a un entero.

1,333 es como **1** y $\frac{1}{3}$, así que si multiplicamos las proporciones de cada átomo por **3** obtendremos valores enteros para todos los átomos.

$\text{C} = 1,0 \times 3 = 3$

$\text{H} = 1,333 \times 3 = 4$

$\text{O} = 1,0 \times 3 = 3$

Es decir **C₃H₄O₃**

Esta es la **fórmula empírica** para el ácido ascórbico. Pero, ¿y la **fórmula molecular**? Nos dicen que el peso molecular de este compuesto es de **176 uma**.

¿Cuál es el peso molecular de nuestra fórmula empírica?

$$(3 \times 12,011) + (4 \times 1,008) + (3 \times 15,999) = 88,062 \text{ uma}$$

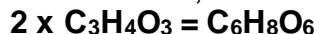
El peso molecular de nuestra fórmula empírica es significativamente menor que el valor experimental.

¿Cuál será la proporción entre los dos valores?

$$(176 \text{ uma} / 88,062 \text{ uma}) = 2,0$$

Parece que la fórmula empírica pesa esencialmente la mitad que la molecular.

Si multiplicamos la fórmula empírica por dos, entonces la masa molecular será la correcta. Entonces, la fórmula molecular será:



1 mol de X \longrightarrow Masa Atómica de X \longrightarrow No de Avogadro
(6.02×10^{23} átomos)

1 mol XY \longrightarrow Masa Molar de XY \longrightarrow No de Avogadro
(6.02×10^{23} moléculas)

Ejercicios

1. Calcular el nº de átomos presentes en 2,3 g de Sodio (M.M= 23,0 g/mol)
2. Hallar las moléculas que hay en 4,4 gramos de CO₂ (M.M= 44,0 g/mol)
3. Calcular la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua (M.M H = 1, O= 16 g/mol)
4. Calcular el nº de átomos de azufre y de hidrógeno contenidos en 25 g de H₂S (M.M H=1, S=32 g mol)
5. Determinar cuál es el peso de las siguientes mezclas:
 - a. 0,15 moles de Hg más 0,15 g de Hg más $4,53 \times 10^{22}$ átomos de Hg.
 - b. 0,25 moles de O₂ más $4,15 \times 10^{22}$ átomos de oxígeno.
6. Una muestra de 1 gramo de un elemento contiene $1,5 \times 10^{22}$ átomos. ¿Cuál es la masa molar del elemento?
7. Considerando que el SO₃ es un gas.
 - a. ¿Cuántas moléculas contienen 160 g de SO₃?
 - b. ¿Cuántos átomos y gramos de oxígeno contiene?
8. Razone cuál de las siguientes cantidades tendrá un mayor número de átomos:
 - a) 20 g de Fe b) 20 g de S c) 20 g de O₂. D) 20 g de CaCO₃
9. Disponemos de una muestra de 10 g de un compuesto orgánico cuya masa molar es 60. Cuando analizamos su contenido obtenemos: 4 g de C ; 0,67 g de H y 5,33 g de O. Calcular la fórmula empírica y la fórmula molecular.
10. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 12,78% de C ; 2,13 % de H y 85,09 % de Br.
 - a. Calcule su fórmula empírica
 - b. Sabiendo que 3,29 g de dicho compuesto equivalen a $1,05 \times 10^{22}$ moléculas, calcule su fórmula molecular.