



INGRESO 2016

Área disciplinar
ELEMENTOS DE FISICOQUIMICA

Coordinadora:

Dra Perez, Elvecia

Cuerpo Docente:

Dra. Espeche Turbay, M. Beatriz

Dra. Pettinichi, Susana

Lic. Palazzi, Valeria

Unidad 1: Magnitudes Físicas

1.1. MAGNITUDES FÍSICAS

Cuando se comienza un curso de FÍSICA, surge naturalmente la pregunta ¿que es la Física? La Física se ocupa del estudio de los fenómenos que ocurren en la naturaleza, partiendo de la hipótesis de que todos ellos se rigen por un conjunto de leyes físicas.

Para poder explicar los fenómenos físicos es necesario definir una serie de conceptos y para definirlos ellos deben medirse, es decir deben compararse con otros de la misma naturaleza. Por ello hablamos de magnitudes físicas.

Se denomina **magnitud física** a aquellos parámetros que pueden ser medidos directa o indirectamente en una experiencia y expresar su resultado mediante un número y una unidad. Son ejemplos de magnitudes: la longitud, la masa, el tiempo, la superficie, la fuerza, la presión, la densidad, etc. Una **medición es directa** si se concreta a través de un instrumento de medida, y es **indirecta** si la medición se realiza a través de una variable que permite calcular otra distinta.

Las magnitudes físicas se utilizan para traducir en números los resultados de las observaciones; así el lenguaje que se utiliza en la Física es claro, preciso y terminante.

1.2. CLASIFICACIÓN DE LAS MAGNITUDES FÍSICAS

a. POR SU ORIGEN

Las magnitudes físicas, por su origen, se clasifican en fundamentales y derivadas.

-Magnitudes Fundamentales

Son aquellas que sirven de base para escribir las demás magnitudes.

Las magnitudes fundamentales son:

- ✓ Longitud (L)
- ✓ Masa (M)
- ✓ Tiempo (T)
- ✓ Temperatura termodinámica (θ)
- ✓ Intensidad luminosa (J)
- ✓ Cantidad de sustancia (μ)
- ✓ Intensidad de corriente eléctrica (I)

-Magnitudes Derivadas

Son aquellas magnitudes que se expresan en función de las magnitudes fundamentales. Por ejemplo, velocidad, trabajo, presión, aceleración, superficie (área), potencia, fuerza, densidad, etc.

b. POR SU NATURALEZA

Las magnitudes se clasifican por su naturaleza en magnitudes escalares y vectoriales.

-Magnitudes Escalares

Son aquellas magnitudes que están perfectamente determinadas con sólo conocer su valor numérico y su respectiva unidad.

Por ejemplo, volumen: 120 m³, tiempo: 20 min, temperatura: 38 °C

-Magnitudes Vectoriales

Son aquellas magnitudes que además de conocer su valor numérico y unidad, se necesitan la dirección y sentido para que dicha magnitud quede perfectamente determinada.

Por ejemplo, en la Figura 1.1 se muestra que al bloque se le aplica una fuerza de 4 N, y la flecha (vector) indica que la fuerza es vertical y hacia arriba. La fuerza es una magnitud vectorial.

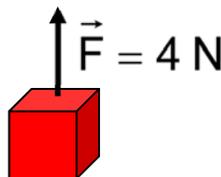


Figura 1.1. Fuerza aplicada a un cuerpo

De acuerdo con lo expresado anteriormente, se desprende que el concepto de magnitud está íntimamente relacionado con la idea de **medición**. Una magnitud física queda definida cuando se conocen las prescripciones para medirla, es decir se le asocia valores numéricos comparándola con otra de la misma clase tomada como unidad.

1.3. SISTEMAS DE UNIDADES

Un **sistema de unidades** es un conjunto ordenado de unidades de medida que guardan entre sí relaciones definidas y sencillas.

a. Sistema Internacional

El **Sistema Internacional de Unidades (SI)** es el resultado de un acuerdo alcanzado en 1960 por la Conferencia General de Pesas y Medidas y tiene vigencia en la actualidad.

Este Sistema Internacional de Unidades consta de 7 unidades **básicas o fundamentales** que permiten expresar las magnitudes fundamentales. Estas se detallan en la Tabla 1.

Tabla 1. Unidades básicas o fundamentales

MAGNITUD	UNIDAD	SIMBOLO	PATRON PRIMARIO
Longitud	metro	m	Longitud de onda de la luz emitida por una lámpara de criptón
Masa	kilogramo	kg	Cilindro de aleación de platino
Tiempo	segundo	s	Frecuencia de la radiación de un oscilador de cesio especial

Intensidad de corriente eléctrica	Ampere	A	Se basa en la fuerza magnética entre dos alambres que transportan la misma corriente
Temperatura termodinámica	Kelvin	K	Temperatura a la que hierve el agua y se congela simultáneamente si la presión es adecuada
Intensidad Luminosa	Candela	cd	Radiación de una muestra de platino preparada especialmente
Cantidad de sustancia	mol	mol	Definido partir de los átomos presentes en 12 g de carbono 12

Las **unidades derivadas** son las unidades correspondientes a las magnitudes derivadas, es decir resultan de la combinación de las fundamentales. Por ejemplo, la unidad de superficie, el m² resulta de combinar dos veces la longitud. En la Tabla 2 se presentan algunas de ellas.

Tabla 2. Ejemplo de unidades derivadas

MAGNITUD	UNIDAD	SIMBOLO
Fuerza	Newton	N
Área	metro cuadrado	m ²
Volumen	metro cúbico	m ³
Velocidad	metro por segundo	m/s
Trabajo	Joule	J
Potencia	Watt	W
Presión	Pascal	Pa

La relación entre las unidades derivadas y las fundamentales se establece mediante las ecuaciones dimensionales.

b. Sistema Cegesimal

El **sistema cegesimal de unidades**, también llamado **sistema CGS**, es un sistema de unidades basado en el **centímetro**, el **gramo** y el **segundo**. Su nombre es el acrónimo de estas tres unidades. El sistema CGS ha sido casi totalmente reemplazado por el Sistema Internacional de Unidades. Sin embargo se utiliza en algunos campos científicos y técnicos muy concretos.

c. Sistema Ingles

El **sistema inglés** de unidades o **sistema imperial**, es aún usado ampliamente en los **Estados Unidos de América** y, cada vez en menor medida, en algunos países con **tradición británica**. En este sistema las unidades fundamentales son:

Longitud: pie (ft)

Fuerza: libra fuerza (lb_f)

Masa: Libra - masa (lbm)

Energía, trabajo: Joule (J)

Tiempo: segundo (s)

Intensidad: Amperio (A)

Temperatura termodinámica

grados Rankine (° R)

1.4. MÚLTIPLOS Y SUBMÚLTIPLOS

En Física, es muy frecuente usar números muy grandes, pero también números muy pequeños; para simplificar su expresión se utilizan los múltiplos y submúltiplos (Ver Tabla 3).

Tabla 3. Múltiplos y submúltiplos

Múltiplos			Submúltiplos		
Prefijo	Símbolo	Factor de multiplicación	Prefijo	Símbolo	Factor de multiplicación
Yotta	Y	10 ²⁴	yocto	y	10 ⁻²⁴
Zetta	Z	10 ²¹	zepto	z	10 ⁻²¹
Exa	E	10 ¹⁸	atto	a	10 ⁻¹⁸
Peta	P	10 ¹⁵	femto	f	10 ⁻¹⁵
Tera	T	10 ¹²	pico	p	10 ⁻¹²
Giga	G	10 ⁹	nano	n	10 ⁻⁹
Mega	M	10 ⁶	micro	μ	10 ⁻⁶
Kilo	k	10 ³	mili	m	10 ⁻³
Hecto	H	10 ²	centi	c	10 ⁻²
Deca	D	10 ¹	deci	d	10 ⁻¹

Los símbolos de los múltiplos o submúltiplos se escriben en singular.

Al unir un múltiplo o submúltiplo con una unidad del S.I. se forma otra nueva unidad. Por ejemplo, kilómetro (km), centímetro (cm), son nuevas unidades.

La escritura, al unir múltiplo o submúltiplo con una unidad del S.I. es la siguiente:

1. El número (valor de la magnitud).
2. El múltiplo o submúltiplo (dejando un espacio entre el número y el múltiplo o submúltiplo)
3. La unidad del S.I. (sin dejar espacio).

Por ejemplo:

$2 \times 10^3 \text{ m} \equiv 2 \text{ kilómetros} \equiv 2 \text{ km}$

$4 \times 10^{-2} \text{ m} \equiv 4 \text{ centímetros} \equiv 4 \text{ cm}$

1.5. EQUIVALENCIA ENTRE LOS SISTEMAS

En la Tabla 4 se presentan algunas equivalencias entre las unidades de los distintos sistemas detallados anteriormente.

Tabla 4. Equivalencia entre unidades de distintos sistemas

MAGNITUD	VALOR EN UNIDADES DEL S.I.
Longitud	
1 año luz	$9,46055 \times 10^{15} \text{ m}$
1 pulgada	0,0254 m
1 pie = 12 pulgadas	0,3048 m
1 yarda = 3 pies	0,9144 m
1 milla terrestre = 1760 yardas	$1,609344 \times 10^3 \text{ m}$ (exactamente)
1 milla náutica	$1,852 \times 10^3 \text{ m}$
Velocidad	
1 km/h	0,2778 m/.s
1 nudo = 1 milla náutica/h	$1,852 \text{ km/h} = 0,5144 \text{ m/s}$
Área	
1 hectárea (ha)	$1 \times 10^4 \text{ m}^2$
1 milla cuadrada	$2,589988 \text{ km}^2 = 2,589988 \times 10^6 \text{ m}^2$
1 acre (ac)	$4,04686 \times 10^3 \text{ m}^2$
Volumen	
1 litro (l)	1 dm^3
1 mililitro (ml)	1 cm^3
1 UK galón	$4,54609 \text{ dm}^3$
1 US galón	$3,785412 \text{ dm}^3$
1 pie cúbico	$2,831685 \times 10^{-2} \text{ m}^3$
1 pulgada cúbica	$1,6387064 \times 10^{-5} \text{ m}^3 = 16,387064 \text{ cm}^3$
Peso	

1 tonelada métrica	1×10^3 kg
1 libra (lb)	0,45359327 kg
1 onza (oz)	$2,834952 \times 10^{-2}$ kg
Temperatura	
Celsius a Fahrenheit:	$T (^{\circ}\text{F}) = 9/5 (T ^{\circ}\text{C} + 32)$
Fahrenheit a Celsius:	$T (^{\circ}\text{C}) = 5/9 (T ^{\circ}\text{F} - 32)$
Celsius a Kelvin	$T (\text{K}) = T (^{\circ}\text{C}) + 273$
Fuerza	
1 lb fuerza	4,48 N
1 dina	10^{-5} N
1 kg fuerza	9,8 N

Por ejemplo si se deseara expresar 720 km/h en m/s se procede de la siguiente manera:

a) se escriben los factores de conversión

$$720 \frac{\text{km}}{\text{h}} = 720 \frac{\text{km}}{\text{h}} \times \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \times \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}}$$

b) se simplifican las unidades cuando sea posible

$$720 \frac{\text{km}}{\text{h}} = \frac{720 \cdot 1000 \text{ m}}{3600 \text{ s}}$$

c) se realizan las operaciones indicadas

$$720 \frac{\text{km}}{\text{h}} = \frac{72 \times 10^4 \text{ m}}{36 \times 10^2 \text{ s}} = 200 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

1.6. REDONDEO DE NUMEROS

-Redondeo

Al estimar el valor de una magnitud puede ser necesario redondear el valor para expresarlo de acuerdo a las cifras significativas que indica su incertidumbre. Por ello es necesario conocer las reglas del redondeo:

1. Si el primer dígito que se va a eliminar es menor que cinco, simplemente se elimina ese dígito y todos los que le siguen (32.647 se redondea a tres cifras significativas como 32.6)

2. Si el primer dígito que se va a eliminar es mayor que cinco o es cinco seguido de dígitos distintos de cero, todos los dígitos siguientes se eliminan y se aumenta una unidad el valor del último dígito que se conserva (454.3598 se redondea a cuatro cifras significativas como 454.4)
3. Si el primer dígito a eliminar es 5 y va seguido sólo de ceros o bien no va seguido de ningún otro dígito, se aplica la siguiente regla. Si el último dígito a conservar es par, su valor no cambia y simplemente se eliminan el 5 y los ceros siguientes. Si el último dígito a conservar es impar, su valor se aumenta en una unidad. (263.2500 se redondea a cuatro cifras significativas como 263.2; 63.350 se redondea a tres cifras significativas como 63.4).

1.7. NOTACION CIENTIFICA

La **notación científica**, consiste en escribir las cantidades con una cifra entera seguida o no de decimales (dígitos significativos) y la potencia de diez correspondiente:

$$a \cdot 10^c$$

Para ello se utiliza el sistema de coma flotante, donde:

- a** .es un número mayor o igual que 1 y menor que 10, (mantisa o significando).
- c** .es un numero entero, (potencia) puede ser negativo o positivo.

$$\text{Ej: } 238\ 294\ 360\ 000 = 2,382\ 9436 \cdot 10^{11}$$

$$0,000\ 312\ 459 = 3,124\ 59 \cdot 10^{-4}$$

-OPERACIONES CON NOTACIÓN CIENTÍFICA-I

a. Suma y resta.

Siempre que las potencias de 10 sean las mismas, se debe sumar las **mantisas**, dejando la potencia de 10 con el mismo grado,

$$\text{Ejemplo: } 1 \cdot 10^4 + 3 \cdot 10^4 = (1+3) \cdot 10^4 = 4 \cdot 10^4$$

Si no tienen el mismo exponente, debe convertirse la mantisa multiplicándola o dividiéndola por 10 tantas veces como sea necesario, para obtener el mismo exponente.

$$\text{Ejemplo: } 2 \cdot 10^4 + 3 \cdot 10^5 = 0,2 \cdot 10^5 + 3 \cdot 10^5 = 3,2 \cdot 10^5$$

Para sumar y restar dos números, o más, debemos tener el mismo exponente en las potencias de base

b. Multiplicación.

Para multiplicar cantidades escritas en notación científica, se multiplican los números decimales o enteros de las mantisas y se suman los exponentes con la misma base.

$$\text{Ejemplo: } (3 \cdot 10^5) \times (4 \cdot 10^3) = (3 \times 4) \cdot (10^{(5+3)}) = 12 \cdot 10^8 = 1,2 \cdot 10^9$$

c. División.

Para dividir cantidades escritas en notación científica se dividen las partes enteras o decimales de las mantisas y se restan los exponentes con la misma base

$$(4 \cdot 10^{12}) / (2 \cdot 10^5) = 4/2 \cdot 10^{(12-5)} = 2 \cdot 10^7$$

Ejercicios:

1- Expresa en notación científica las siguientes cantidades

- | | |
|----------------------|-------------------------|
| a) 657 | l) 12 |
| b) 3650000 | ll) 25897000000000 |
| c) 0.00058 | m) 0.00000012 |
| d) 90000000000000 | p) 0.0000000000001256 |
| e) 12580000000 | q) 78000000000 |
| f) 15000000 | s) 9757000000 |
| g) 45000000000000000 | t) 100000000000000 |
| h) 0.0021 | u) 0.00023 |
| i) 0.000025 | v) 0.000000000000000002 |
| j) 321 | |
| k) 325900000000 | |

2- Escribe la cantidad correspondiente.

- a) $5,64 \cdot 10^{-06}$
- b) $7,00 \cdot 10^{+12}$
- c) $1,56 \cdot 10^{+12}$
- d) $4,78 \cdot 10^{+20}$
- e) $3,62 \cdot 10^{+20}$
- f) $2,00 \cdot 10^{-02}$
- g) $6,64 \cdot 10^{-03}$
- h) $7,40 \cdot 10^{+1}$
- i) $1,56 \cdot 10^{-1}$
- k) $8,78 \cdot 10^{+8}$
- l) $2,01 \cdot 10^{-17}$
- ll) $3,40 \cdot 10^{-04}$
- o) $6,50 \cdot 10^{+17}$

3- Convertir las siguientes unidades de tiempo:

- a) 5 horas a minutos
- b) 16 horas a minutos
- c) 360 minutos a horas
- d) 10 minutos a segundos
- e) 625 minutos a segundos
- f) 2 horas a segundos
- g) 6 horas a segundos
- h) 650 segundos a horas

- i) 58023 segundos a horas
- j) 2 días a horas
- k) 10 días a horas
- l) 3 días a min

4- Convierta las siguientes unidades de longitud trabajando con notación científica en los casos que estén dentro del mismo sistema de unidades:

- a) 14 kilómetros a metros
- b) 3,8 kilómetros a metros
- c) 1500 metros a kilómetros
- d) 3128 metros a kilómetros
- e) 157metros a kilómetros

5- Convertir las siguientes unidades de peso trabajando con notación científica en los casos que estén dentro del mismo sistema de unidades:

- a- 3 kilogramos a gramos
- b- 4,56 kilogramos a gramos
- c- 102,5 kilogramos a gramos
- d- 9 kilogramos a libras
- e- 12,4 kilogramos a libras
- f- 4 toneladas a kilogramos
- g- 3,7 toneladas a kilogramos

6-Convertir unidades Combinadas

- a- 8 km/h a cm/ min
- b- 56 mm/ seg a m/ h
- c- 76 dm / seg a hm/ min
- d- 56 gr/ ml a kg/ l
- e- 1000 mg/ ml a dg / dl
- f- 0,0001 kg/ ml a mg/ l
- g- 15 km/h a cm/ min
- h- 120 mm/ seg a m/ h
- i- 9,5 dm / seg a hm/ min
- j- 0,2 gr/ ml a kg/ l
- k- 100 mg/ ml a dg / dl
- l- 0,01 kg/ ml a mg/ l

7.- ¿Cuál o cuáles de las siguientes magnitudes no son magnitudes fundamentales en el Sistema Internacional de medidas?

- a) masa
- b) tiempo
- c) fuerza
- d) temperatura
- e) presión

8.- La constante universal de los gases vale

$$R = 1.99 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} = 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{mol K}} = 8.13 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

Utiliza esta igual para encontrar los siguientes factores de conversión:

$$1J = \underline{\hspace{2cm}} \text{ cal} \quad 1 \text{ atm l} = \underline{\hspace{2cm}} J \quad 1 \text{ cal} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ atm l}$$

9.-Escribe las siguientes expresiones con notación científica y sin utilizar prefijos:

$$15nC = \underline{\hspace{2cm}} C \quad 3MW = \underline{\hspace{2cm}} W \quad 4.6km = \underline{\hspace{2cm}} m$$

10.-Expresa los siguientes valores utilizando los prefijos de la tabla 2:

$$4 \cdot 10^{-12} C = \underline{\hspace{2cm}} \quad 0,003 m = \underline{\hspace{2cm}} \quad 7 \cdot 10^6 F = \underline{\hspace{2cm}}$$

11.- Entre las alternativas, indique las unidades que no corresponden a las magnitudes fundamentales del Sistema Internacional:

- a) metro (m)
- b) mol (mol)
- c) Amperio (A)
- d) candela (cd)
- e) segundo (s)
- f) kilogramo (kg)
- g) dina (din)

UNIDAD 2: CINEMATICA

La Mecánica es una rama de la Física que estudia el movimiento de los cuerpos.

Cinemática es una parte de la Mecánica que se encarga de estudiar el movimiento de los cuerpos sin considerar las causas que lo producen.

2.1. CONCEPTOS BÁSICOS

-Partícula

Un cuerpo puede considerarse como partícula o punto material cuando pueden despreciarse sus dimensiones geométricas y no hay interés en su estructura interna comparadas con el fenómeno estudiado. Por ejemplo si un ómnibus que mide 15 m se desplaza 1 cuadra no puede considerarse como una partícula, sin embargo si este ómnibus se desplaza de Santiago del Estero a Las Termas, sí puede considerarse una partícula.

-Posición

La posición de una partícula puede decirse que es el punto del espacio que ocupa esa partícula con respecto a un sistema de referencia. De manera que dado un sistema de coordenadas, a cada posición de la partícula le corresponde una única coordenada. Por ejemplo en la Figura 2.1 se indican dos posiciones diferentes de una partícula en un sistema de referencia de coordenadas cartesianas.

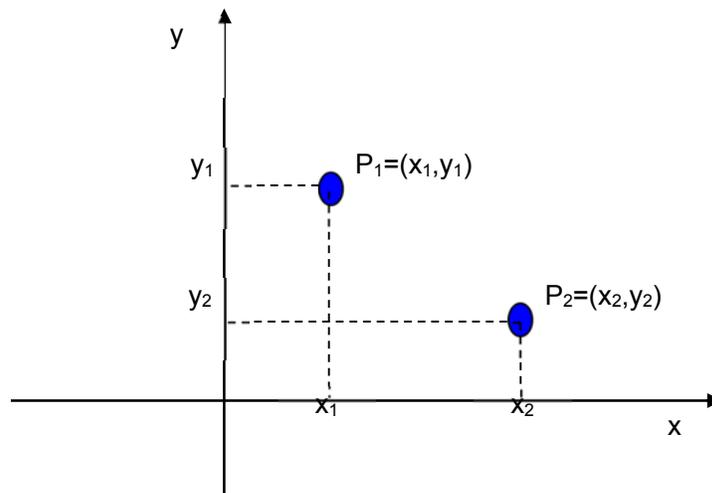


Figura 2.1. Diferentes posiciones de una partícula

La **posición** de una partícula se puede representar como un **vector**, \vec{r} , cuyo origen coincide con el origen del sistema de coordenadas y cuyo punto final está en el punto correspondiente a su posición. En la Figura 2.2. se presentan los vectores que representan a las posiciones de la figura anterior.

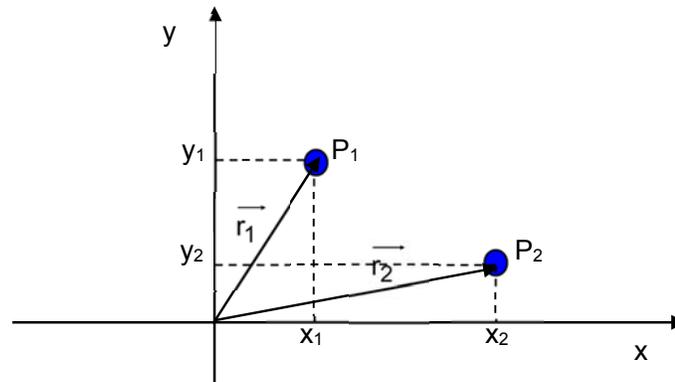


Figura 2.2. Representación vectorial de dos posiciones de una partícula

-Desplazamiento

Desplazamiento es la diferencia entre dos vectores posición de la partícula, es la diferencia entre el vector posición inicial y el vector posición final. En la Figura 2.3 se muestra el desplazamiento entre las posiciones P_1 y P_2 : Como puede observarse el desplazamiento es un vector trazado desde la posición inicial hasta la posición final.

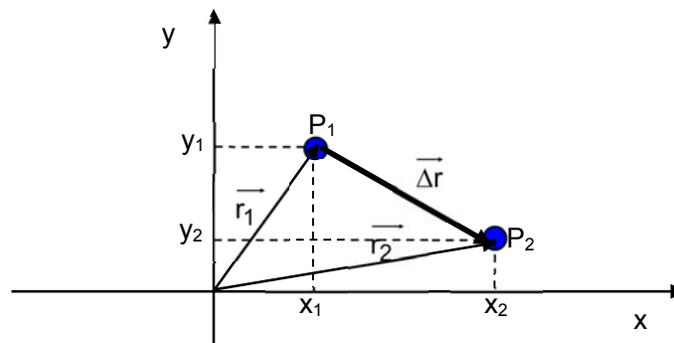


Figura 2.3. Desplazamiento de una partícula de la posición 1 a la 2

-Movimiento

Puede definirse al movimiento como el fenómeno físico que consiste en el cambio de posición que realiza un cuerpo (móvil) en cada instante con respecto a un sistema de referencia, el cual se considera fijo.

UN CUERPO ESTÁ EN MOVIMIENTO SI SU POSICIÓN CAMBIA CON EL TIEMPO, respecto a un punto o sistema de referencia.

-Trayectoria

Es el lugar geométrico de las posiciones sucesivas por las que pasa un cuerpo en su movimiento. Es la línea que describe la partícula en su movimiento. La longitud de la trayectoria se denomina longitud recorrida Δx . En la Figura 2.4 se presentan ejemplos de trayectorias de una partícula.



Figura 2.4. Ejemplos de trayectorias de una partícula

-Intervalo de Tiempo

El intervalo de tiempo es el tiempo en el que se desarrolla un fenómeno o acontecimiento, es la diferencia entre el tiempo final y el inicial. Se denota como $(\Delta t = t_f - t_i)$ o bien $(\Delta t = t_2 - t_1)$, etc.

2.2. MOVIMIENTO RECTILÍNEO

Se denomina **movimiento rectilíneo** a aquel cuya trayectoria es una línea recta.

A continuación se considerarán distintos conceptos vinculados a este tipo de movimiento.

a. Posición

Considerando el caso de una partícula que se mueve en línea recta, desde el punto 0 al punto P, su posición, en el instante t, queda determinada por el vector \vec{x}_1 (considerando que el sistema de referencia tiene origen en 0 y el eje x coincide con la dirección del movimiento) cuyo origen es el punto 0 y su extremo el punto P de coordenada x_1 , como se muestra en la Figura 2.5.

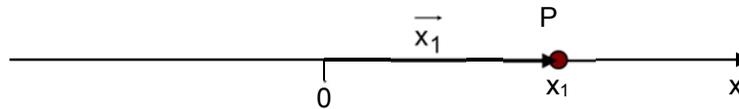


Figura 2.5. Posición de una partícula en un instante de tiempo

En el sistema de referencia de la Fig. 2.5 se observa que arbitrariamente se tomó como positivo el sentido del desplazamiento de la partícula. Como se indicó en el apartado 1.6 del capítulo anterior, se debe elegir una escala para representar adecuadamente el vector.

Si la partícula se desplazara en sentido contrario al que se eligió como positivo, su posición será negativa.

Si la partícula está en reposo la coordenada del punto P no varía, si la partícula se mueve con respecto al origen, la coordenada cambia.

b. Desplazamiento

Suponiendo que en el tiempo t_1 , la partícula se encuentra en posición x_1 , y más tarde en el tiempo t_2 , la partícula se encuentra en la posición x_2 (Fig. 2.6). Puede afirmarse que la partícula se ha desplazado (ha variado su posición con el tiempo), ese desplazamiento se denota con $\vec{\Delta x} = (\vec{x}_2 - \vec{x}_1)$, el mismo se produjo en el intervalo de tiempo $\Delta t = t_2 - t_1$.

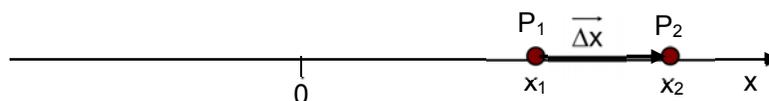


Figura 2.6. Posición de una partícula en dos instantes de tiempo

El desplazamiento Δx como se indicó anteriormente es un vector cuyo origen coincide con la posición de la partícula en el primer instante de tiempo y su extremo se encuentra en el punto que ocupa la partícula en el tiempo final. Por ello el desplazamiento no es una medida del camino recorrido, por ejemplo si la partícula se mueve a las posiciones x_1 , x_2 , x_3 y x_4 y regresa en el tiempo final a la posición x_3 , el $\Delta x = x_3 - x_1$.

Por ejemplo, si el vector $\vec{x}_1 = 3 \text{ m}$ y $\vec{x}_2 = 5 \text{ m}$, entonces el desplazamiento es $\vec{\Delta x} = (5 - 3) \text{ m} = 2 \text{ m}$

El desplazamiento indica el cambio neto de posición en el intervalo de tiempo considerado.

2.4. CAMINO RECORRIDO

Al desplazarse, la partícula describe una trayectoria, la longitud de la misma se denomina camino recorrido o longitud de la trayectoria L , que es una **magnitud escalar**.

Por ejemplo, si las posiciones de la partícula son $\vec{x}_1 = 3 \text{ m}$, $\vec{x}_2 = 5 \text{ m}$, $\vec{x}_3 = 9 \text{ m}$ (con puntos de coordenadas $P_1 = 3 \text{ m}$, $P_2 = 5 \text{ m}$ y $P_3 = 9 \text{ m}$) y luego retorna a la posición \vec{x}_1 entonces la longitud del camino recorrido es: $L = P_1P_2 + P_2P_3 + P_3P_1 = [(5-3) + (9-5) + (9-3)] \text{ m} = (2 + 4 + 6) \text{ m} = 12 \text{ m}$

c. Velocidad

La velocidad es una magnitud vectorial cuyo módulo indica cual es el espacio recorrido por una partícula en cada unidad de tiempo. Físicamente, el módulo o valor de la velocidad indica la rapidez con la cual se mueve un cuerpo, se denota con \vec{v} .

La **velocidad media** entre los instantes t_1 y t_2 está definida por la siguiente fórmula:

$$\vec{v}_{m12} = \frac{\vec{\Delta x}_{12}}{\Delta t_{12}} = \frac{\vec{x}_2 - \vec{x}_1}{t_2 - t_1}$$

La interpretación geométrica de esta definición es la siguiente:

Si una partícula se mueve en línea recta, su posición es una función del tiempo, es decir $\vec{x} = f(t)$.

Por lo tanto para cada instante de tiempo existe un valor determinado de posición. Si se grafica esta función se obtiene una curva como la representada en la Fig. 2.7.

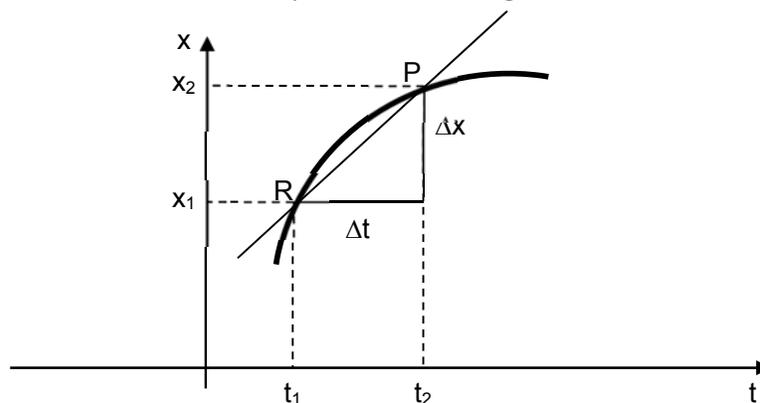


Figura 2.7. Interpretación geométrica de la velocidad media

La velocidad media \vec{v}_{m12} en el intervalo $\Delta t = t_2 - t_1$ es la pendiente de la recta secante a la curva $\vec{x} = f(t)$, en los puntos R y P. De la gráfica esa pendiente es: $\frac{\vec{\Delta x}_{12}}{\Delta t_{12}} = \frac{\vec{x}_2 - \vec{x}_1}{t_2 - t_1}$

Cuanto mayor es la pendiente mayor es el módulo de la velocidad media.

La ecuación dimensional para la velocidad es: $v = LT^{-1}$, su unidad en el S. I es m/s.

2.3. MOVIMIENTO RECTILÍNEO UNIFORME (MRU)

Una partícula posee movimiento rectilíneo uniforme si cumple las siguientes condiciones:

1. La trayectoria que recorre es una línea recta.
2. La velocidad (v) es constante (por lo tanto la aceleración es igual a cero)

Que la velocidad sea constante implica que el desplazamiento es proporcional al tiempo

En esta clase de movimiento, *la partícula recorre distancias iguales en tiempos iguales.*

En la Figura 2.9 se representa $v = v(t)$:

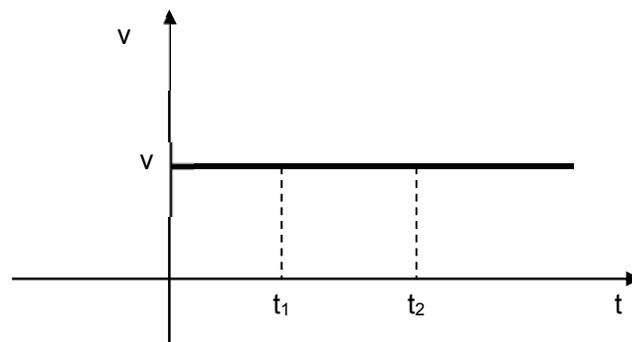


Figura 2.9. Representación de velocidad vs. tiempo para una partícula que se desplaza con Movimiento Rectilíneo Uniforme

Como se observa en la figura anterior, $\vec{v} = \frac{\Delta \vec{x}}{\Delta t} = \text{constante}$, el signo de la velocidad (recordar que es una magnitud vectorial) coincide con el del desplazamiento puesto *que el tiempo es siempre positivo.*

Si $\vec{\Delta x} > 0, \vec{v} > 0$, el movimiento es de avance, la partícula se desplaza en el sentido positivo del eje de referencia.

Si $\vec{\Delta x} < 0, \vec{v} < 0$, el movimiento es de retroceso, la partícula se desplaza en el sentido negativo del eje de referencia.

El gráfico de la posición en función del tiempo es una recta de pendiente constante, negativa o positiva de acuerdo con el sentido del movimiento (Ver ejemplo en la Figura 2.10).

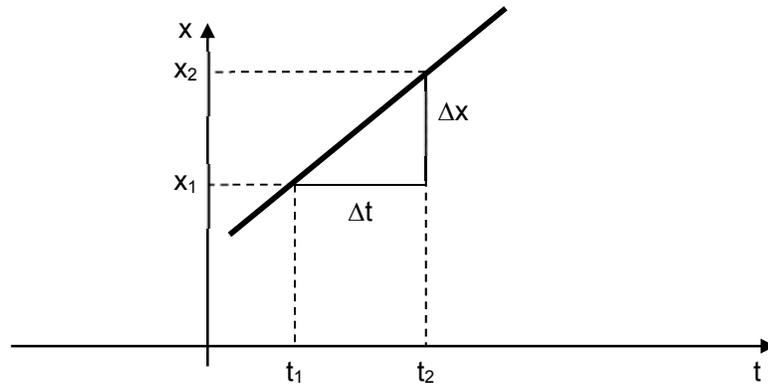


Figura 2.10. Representación de posición vs. tiempo para una partícula que se desplaza con Movimiento Rectilíneo Uniforme

De la ecuación $\vec{v} = \frac{\vec{\Delta x}}{\Delta t} = \text{constante}$, se puede despejar el desplazamiento (para simplificar la notación se escribe v en lugar de \vec{v} , lo mismo para el desplazamiento, pero recordando siempre que son magnitudes vectoriales. Considerando además que el tiempo inicial se denota con t_0 y la posición inicial con x_0 .

$$\vec{\Delta x} = \vec{v} \Delta t$$

$$x_1 - x_0 = v \cdot (t - t_0) \Rightarrow x = x_0 + v \cdot (t - t_0)$$

$x = x_0 + v \cdot (t - t_0)$ es la ecuación de la posición en función del tiempo para el MRU.

Como puede verse esta ecuación indica que la posición es una función de primer grado del tiempo.

Puede suceder que $t_0=0$, entonces:

$$x = x_0 + v \cdot t$$

Si $x_0=0$, la ecuación queda reducida a:

$x = v \cdot t$ (su representación es una recta que pasa por el origen de coordenadas).

A partir de la ecuación $\vec{\Delta x} = \vec{v} \Delta t$, se ve que el desplazamiento es igual al producto de la velocidad (que es una constante) por el intervalo de tiempo, es decir el área sombreada en la Fig. 2.11.

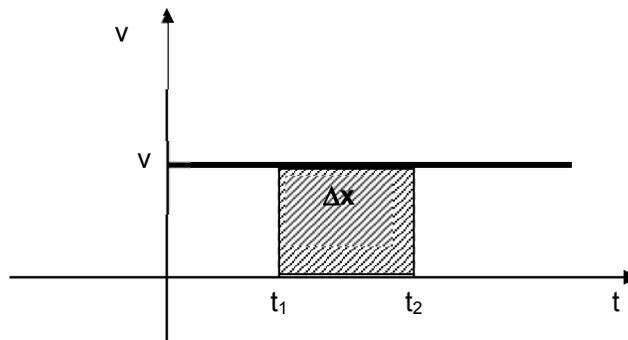


Figura 2.11. Área encerrada por la curva del gráfico velocidad vs. tiempo para una partícula que se desplaza con Movimiento Rectilíneo Uniforme.

Ejercicios:

Movimiento Rectilíneo Uniforme

1.- Considerando una partícula que se mueve en línea recta, grafique los vectores posición para:

a) $t=0$ s y $x= 2$ m; b) $t=1$ s y $x= 2,5$ m; c) $t=3$ s y $x= 3$ m; d) $t=5$ s y $x= 6$ m

2. Considerando las posiciones del ejercicio 1, calcule y grafique los vectores desplazamiento para los intervalos de tiempo:

a) (0,1) s; b) (0,3) s ; c) (1,3) s; d) (3,5) s; e) (1,5) s; f) (0,5) s

3 -Calcule la velocidad media para los intervalos de tiempo del ejercicio 2, indicando módulo, dirección y sentido, grafique.

4. Si un tren circula a 240 km/h, cuanto tiempo tardará en recorrer 500 km?

5. Si un auto mantiene constante su velocidad de 110 k/h, ¿que distancia recorrerá en 24 min?

6. Un automóvil circula a 120 km/h y otro a 30 m/s, indique cuanto tiempo tardan en recorrer 45 km.

7. Considere una partícula que se desplaza de la manera siguiente para $t=0$ s, $x= 2$ m; $t=4$ s y $x= 6$ m, para $t=8$ s y $x= 15$ m y para $t= 12$ s retrocede 8 m. Calcule el camino recorrido y el desplazamiento.

8. Si el registro de la posición con respecto al tiempo, de un automóvil que desciende por una colina es la siguiente, encuentre la velocidad promedio y la velocidad media del automóvil durante:

a) el primer segundo,

d) durante los cuatro primeros segundos

c) durante todo el descenso.

x(m)	0	9	16	25	32	36	38
t (s)	0	1	2	3	4	5	6

9. Un ciclista viaja hacia el Sur durante 35 min a 20 km/h, se detiene durante 25 min. Después continúa hacia el Este, recorriendo 50 km en 2 h. Indique:

a) ¿cuál es su desplazamiento?

b) ¿Qué distancia recorrió?

c) ¿cuál es su velocidad promedio? ¿ y la velocidad media?

10. Un maratonista avanza en línea recta con una velocidad promedio de + 5 m/s durante 8 min, y después con una velocidad promedio de + 4.00 m/s durante 6 min. Indique su velocidad promedio durante este tiempo?

11. Si la ecuación en función del tiempo para una partícula es $x= 4 + 2.t$, donde x se mide un m y t en segundos, indique:

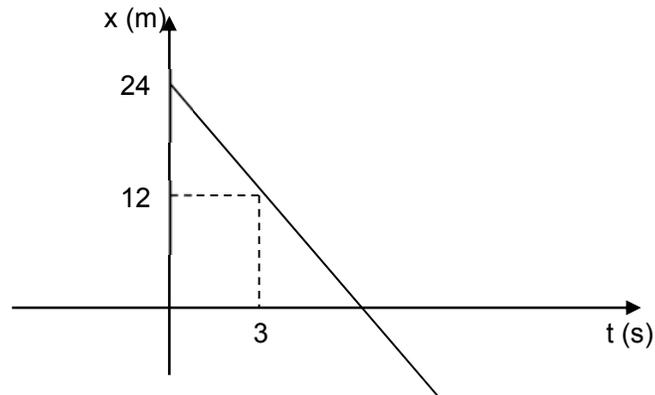
a) la posición de la partícula para:

i) el instante inicial

ii) $t= 6$ s

- iii) $t = 12$ s
- b) el desplazamiento a cabo de 1 s
- c) el tiempo para que la partícula se encuentre a 16 m del origen de coordenadas

12. Considere el gráfico de una partícula que se mueve con MRU

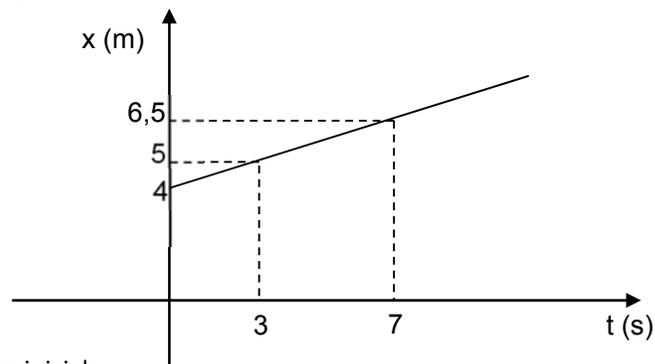


Determine:

- a) la posición inicial
- b) la velocidad media
- c) el desplazamiento en el intervalo $(0,6)$ s
- d) la ecuación de $x=x(t)$

13. Si dos ómnibus salen al mismo tiempo, y en sentido contrario de dos ciudades separadas 550 km, y se desplazan a velocidad constante de 100 y 90 km/h, calcule la distancia a la que se encontrarán y el tiempo que tardarán en llegar al punto de encuentro. Grafique.

14. Considere el gráfico de una partícula que se mueve con MRU



Determine:

- e) la posición inicial
- f) la velocidad media
- g) el desplazamiento en el intervalo $(0,7)$ s
- h) la ecuación de $x=x(t)$

UNIDAD 3: MATERIA-ENERGIA Y SISTEMAS MATERIALES

3.1-La Química está en todas partes.

Seguramente una o varias veces te has preguntado por qué o para qué aprender química, sin embargo, observa a tu alrededor; recuerda cuántos cambios químicos has observado o bien cuántos materiales útiles has obtenido gracias a esta ciencia. La química está en todas partes. Por ejemplo: los automóviles se mueven gracias a sustancias químicas que son combustibles; el vestido que te protege del frío o el calor; el alimento que se asimila en tu organismo; la función de los aparatos eléctricos que facilitan la labor en el hogar o en las fábricas; la medicina que resuelve problemas de salud; el proceso de fotosíntesis, todos estos beneficios los obtenemos gracias a la química.

De hecho la mayoría de productos que empleas en tu vida diaria son obtenidos por medio de esta ciencia.

La Química es una ciencia.

La química es una ciencia que estudia la interacción materia - energía, así como los cambios que se originan en la estructura interna de la materia acompañados de cambios en la energía.

“ La ciencia es el conocimiento que se obtiene mediante la observación de patrones regulares, de razonamientos y de experimentación en ámbitos específicos, a partir de los cuales se generan preguntas, se construyen hipótesis, se deducen principios y se laboran leyes generales y sistemas organizados por medio de un método científico. ”

A través de la química, se pueden realizar estudios **cuantitativos** que permiten determinar que componentes están presentes en una muestra o mezcla, como así también pueden efectuarse análisis **cuantitativos**, que permiten cuantificar la cantidad de una sustancia en una muestra.

3.2- Materia – Energía. Sus propiedades y transformaciones

-Materia

A toda porción limitada de materia se le denomina cuerpo. Todas las cosas que conocemos, ya sean seres vivos o inertes, están constituidos por materia.

En forma general se define la materia como:

“Todo aquello que tiene masa, energía, ocupa un lugar en el espacio, posee inercia y es susceptible a cambios; pero no puede ser destruida”.

-Clasificación de la materia

La materia puede clasificarse en sustancias puras y mezclas

1-Sustancias Puras: Se dividen en elementos y compuestos.

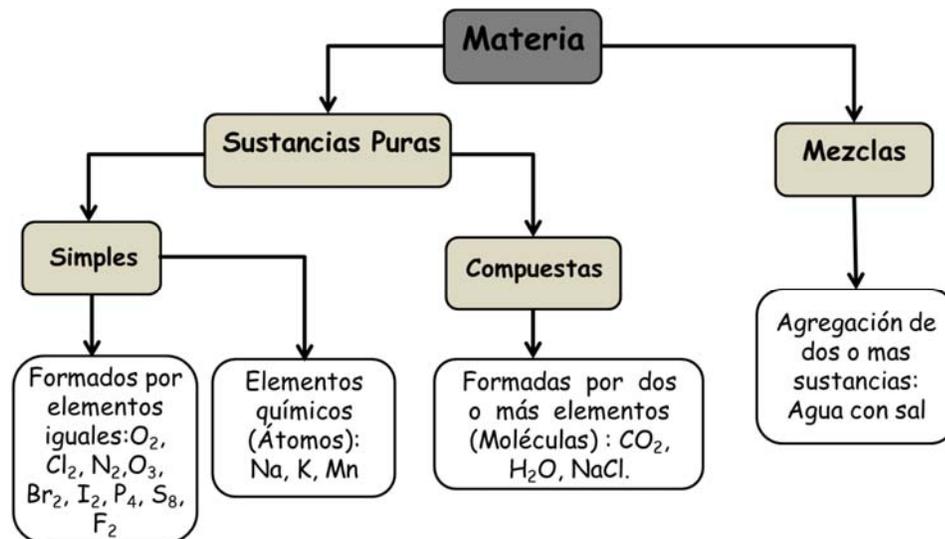
a-Elementos: Son sustancias simples, que no pueden descomponerse en sustancias más sencillas, que tienen características propias que lo diferencian y los hacen identificables, están formados por átomos con propiedades iguales a las del elemento que forman.

b-Compuestos: Son sustancias formadas por dos o más elementos, por lo tanto, pueden descomponerse en sustancias más sencillas, las que los conforman, los "Elementos". Los elementos que conforman estos compuestos se combinan siempre en proporciones o cantidades fijas.

Una fórmula química muestra los símbolos de los elementos que forman el compuesto, y la proporción que existe entre ellos, es decir, señalan su composición química.

Formula Molecular del agua H_2O

2-Mezclas: Son el resultado de la agregación de las moléculas de 2 o más sustancias. Las mezclas no tienen fórmula química y sus componentes se pueden separar por métodos físicos. Las mezclas pueden ser homogéneas. Cuando los componentes no se diferencian a simple vista, y forman una solución ej. La leche, el queso y heterogéneas: cuando se pueden diferenciar a simple vista sus componentes ej. El agua con la arcilla.



-Propiedades de la materia.

Las sustancias se caracterizan o diferencian por sus propiedades y por su composición.

Las propiedades nos indican **calidades, características o una facultad** de la materia, sustancia, cuerpo, sistema, etc.

La **composición** de una sustancia nos indica por qué y cuantos tipos de átomos la componen.

La materia presenta diferentes propiedades, éstas se clasifican por:

a- su naturaleza en:

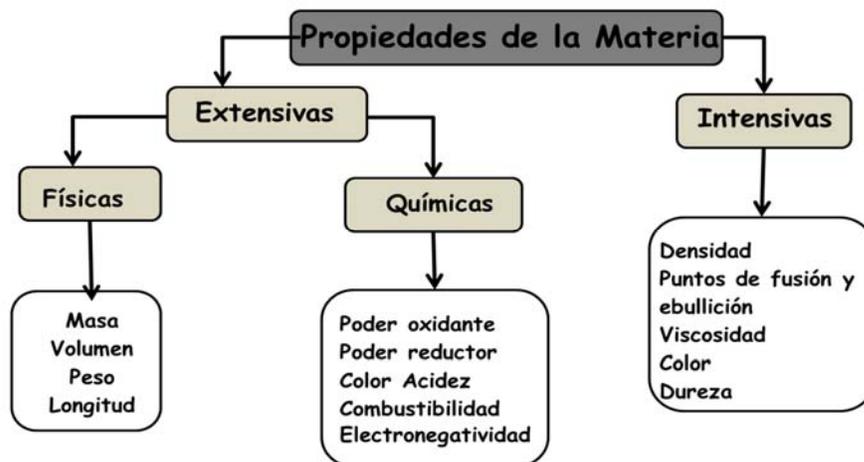
- ✓ **Físicas:** son aquellas que pueden ser medidas u observadas sin que se modifique la identidad y composición de la sustancia analizada.
- ✓ **Químicas:** solamente pueden ser observadas a través de cambios o transformaciones que experimenta la materia en su composición, es decir a través de reacciones químicas.

b- si se presentan en cualquier tipo de materia o no:

- ✓ **Propiedades Extensivas (generales) de la materia:** son propiedades que dependen de la cantidad de materia considerada. Estas propiedades no sirven para diferenciar unas sustancias de otras. Ejemplos: masa, volumen, peso, longitud, etc.
- ✓ **Propiedades intensivas (específicas) de la materia:** son propiedades específicas que no dependen de la cantidad de materia considerada. No son propiedades comunes para toda la materia, sino que difieren para cada sustancia, por lo que permiten diferenciar distintas sustancias entre sí. Ejemplos: densidad, puntos de fusión y ebullición, viscosidad, color, dureza, conductividad eléctrica y térmica, etc.

H₂O el agua es incolora, insípida e inodora. Su estado natural es líquido pero a 100°C se evapora y a temperaturas menores a 0°C se solidifica.
 El agua presenta la Formula Molecular H₂O, que indica que está formada por dos átomos de H y un átomo de O

Resumiendo las propiedades de la materia pueden clasificarse en:



Propiedades Extensivas de la Materia

a-Masa

Se llama masa a la cantidad de materia que tiene un cuerpo. Su unidad de medida en el S.I. (Sistema Internacional) es el kilogramo (kg).

La masa de un cuerpo permanece siempre igual, sin importar su temperatura ni cambios en su estado físico o su forma geométrica.

NOTA: Masa y Peso.

Masa es una medida de la cantidad de materia de un objeto; peso es una medida de la fuerza gravitatoria que actúa sobre el objeto.

El peso es la fuerza gravitatoria con la que la Tierra atrae a cualquier cuerpo que se encuentre sobre ella, o a una determinada distancia (altura) de ella. ¿Cómo se calcula el peso de un cuerpo? $P = m \cdot g$

***Recordar** que el peso será mayor cuanto mayor sea la masa del cuerpo, pero menor cuanto más

Por ello, y al contrario de lo que sucede con la masa, el peso de un cuerpo no es constante, sino que depende de su ubicación y distancia.



b- Volumen

Volumen es la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. La unidad de medida volumen en el S.I. es el metro cúbico (m³).

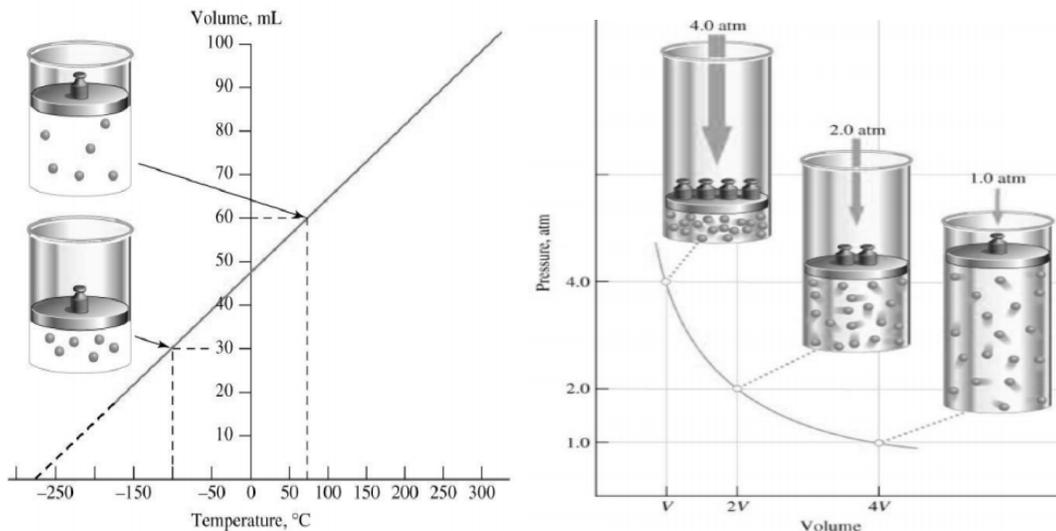
Al contrario que ocurría con la masa, el volumen de los cuerpos **no** permanece siempre constante:

1) El volumen de los sólidos y los líquidos depende de la temperatura.

* Si la temperatura aumenta, los sólidos y los líquidos se dilatan; es decir, aumenta su volumen.

*Si la temperatura disminuye, los sólidos y los líquidos se contraen; es decir, disminuye su volumen.

2) El volumen de los gases está fuertemente influenciado por la temperatura y la presión, y obedecen leyes muy concretas (leyes de los gases ideales).



Variación del volumen de un gas en función de la Temperatura (a) y de la Presión (b)

NOTA: Volumen y capacidad.

Volumen es el espacio que ocupa un cuerpo, mientras que capacidad el espacio vacío en un cuerpo (recipiente) que es necesario para contener una determinada sustancia u otros cuerpos. Así, el volumen de un vaso de cristal no viene dado por lo que cabe en el mismo (su capacidad), sino por el espacio que ocupa dicho cristal.

Sin embargo, volumen y capacidad están íntimamente relacionados, y las equivalencias entre sus unidades son:

UNIDAD DE VOLUMEN	m ³			dm ³			cm ³
UNIDAD DE CAPACIDAD	kl	hl	dal	l	dl	cl	ml

-Propiedades Intensivas de la Materia

a-Densidad.

Se define densidad (ρ) como la cantidad de masa presente en una sustancia por unidad de volumen en esa misma sustancia

$$\rho = \frac{m}{V}$$

En el S.I., la masa se mide en kg y el volumen en m³, por lo que la densidad se mide en kg/m³

Sin embargo, la unidad de medida de la densidad en kg/m³ ofrece resultados muy grandes, por lo que también se suele utilizar el g/cm³

1 g/cm³
1 cm³ → 1 g 

11,3 g/cm³
1 cm³ → 11,3 g 

0,25 g/cm³
1 cm³ → 0,25 g 

Densidades de diferentes materiales:

- a) Agua (1 g/cm³)
- b) Plomo (11,3 g/cm³)
- c) Corcho (0,25 g/cm³)

La densidad es una propiedad de la materia que toma un valor característico para cada sustancia o material determinado, por lo que permite diferenciar unas sustancias de otras.

b-Temperatura

Todos los objetos están a una temperatura, que es una propiedad general de la materia.

Muchas veces confundimos calor y temperatura. En verano decimos que hace calor, cuando lo que deberíamos decir es que la temperatura es alta. Decimos que el hielo está frío cuando lo que ocurre es que su temperatura es baja.

La temperatura se mide en grados **centígrados o Celsius** (°C). Por eso decimos que la fiebre es de 38 °C o que el agua se congela a 0 °C y hierve a 100 °C.

Aunque en España se mide la temperatura en °C, en Gran Bretaña se emplea otra unidad, los grados Fahrenheit (° F).

Los científicos, sin embargo, no emplean ni la escala Celsius ni la escala Fahrenheit, usan una unidad especial, el **Kelvin** (sin grado).

Para pasar de grados centígrados a Kelvin basta sumar 273 Por ejemplo, 28 °C serán:

$$28 + 273 = 301 \text{ k}$$

-Energía.

Tradicionalmente la energía se define como:

“La capacidad para producir un trabajo o para transferir calor, sin embargo no existe una definición exacta debido a que la energía tiene la peculiaridad de cambiar frecuentemente”.

Energía: se considera el principio de la actividad interna de la masa.

Desde el punto de vista de la **mecánica la energía**, se divide en dos tipos:

a-Energía Potencial: Es la que posee un cuerpo por su composición. Está almacenada en sus partículas debido a su posición dentro de un campo de fuerzas eléctricas, magnéticas o gravitacionales.

$$E_p = m g h$$

Dónde:

Ep= Energía potencia (ergios o joules)

m= masa de la partícula (g o kg)

g= aceleración de la gravedad (cm/s² o m/s²)

h= altura a la que se encuentra el cuerpo u objeto

b-Energía Cinética: Es la que poseen los cuerpos en movimiento, debido a su velocidad.

$$E_c = m v$$

Dónde:

Ec= Energía Cinética (ergios o joules)

m= masa de la partícula (g o kg)

v= velocidad (cm/s o m/s)

Cuando estos dos tipos de energía se transforman, pueden manifestarse como:

Energía mecánica, Energía térmica, Energía sonora, Energía eléctrica Energía luminosa, Energía radiante

3.3- Ley de conservación de la Energía y Masa

Existen relaciones entre energía y masa, las cuales se expresan por medio de las leyes de la conservación y son:

-Ley de la conservación de la masa. Fue propuesta por Lavoisier y establece:

“La masa no se crea ni se destruye, solo se transforma”.

-Ley de la conservación de la energía. Mayer establece:

“La energía del universo se mantiene constante, no puede ser creada ni destruida, solo puede cambiar de una forma a otra”.

Ley de la conservación de la materia. Albert Einstein (1879-1955), físico alemán, basándose en su teoría de la relatividad instituye esta ley que expresa:

“La cantidad de masa-energía que se manifiesta en un determinado espacio-tiempo es constante”. La materia puede transformarse en energía y viceversa.

Se expresa matemáticamente como:

$$E = m c^2$$

Dónde:

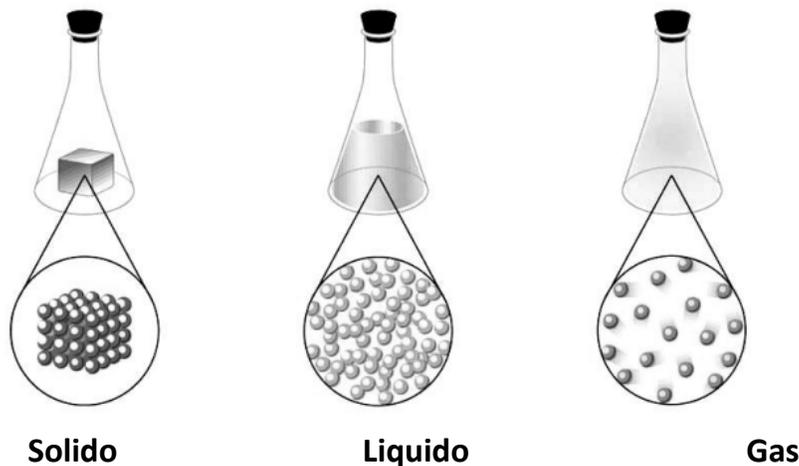
E= energía (ergios o joules)

m= masa (g o kg)

c= velocidad de la luz (3×10^{10} cm/s)

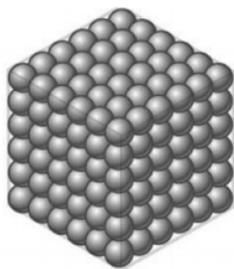
-Estados de Agregación de la Materia

La materia puede encontrar en tres estados de agregación: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**. El estado en que se encuentre una sustancia depende de la intensidad de las fuerzas de unión o cohesión entre las partículas que conforman dicha sustancia.



α-Estado Sólido.

Los sólidos se caracterizan por tener forma y volumen constantes. Esto se debe a que las partículas que los forman están muy próximas y en posiciones casi fijas, ya que están unidas por unas fuerzas de cohesión muy intensas.



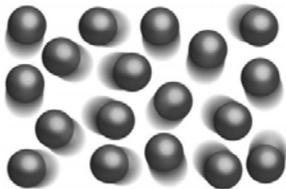
En el estado sólido la movilidad es escasa, las partículas solamente pueden vibrar u oscilar alrededor de posiciones fijas. Esta inmovilidad supone que los sólidos no se pueden comprimir ni pueden fluir.

Sin embargo, los sólidos se dilatan y contraen ligeramente por efecto de la temperatura.

Las partículas en el estado sólido se disponen de forma ordenada, con una regularidad espacial geométrica, dando lugar a redes cristalinas. Existen otros sólidos cuyas partículas carecen de estructura interna ordenada, y no forman redes cristalinas. Estos sólidos se denominan amorfos

b-Estado Líquido.

Los líquidos, al igual que los sólidos, tienen volumen constante. En los líquidos las partículas están unidas por unas fuerzas de cohesión menos intensas que en los sólidos, pero sus posiciones no son fijas, por lo que las partículas fluyen libremente y se trasladan con libertad.



El número de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas. En los líquidos el movimiento es desordenado, pero existen asociaciones de varias partículas que, como si fueran una, se mueven al unísono.

Todo ello explica que los líquidos no tengan forma definida y adopten la forma del recipiente que los contiene. También explica ciertas propiedades de los líquidos, como la fluidez o la viscosidad.

Los líquidos no se pueden comprimir y su volumen es constante, pero al aumentar la temperatura se incrementa la movilidad de las partículas (su energía cinética), aumenta la distancia que las separa, y se produce una cierta dilatación

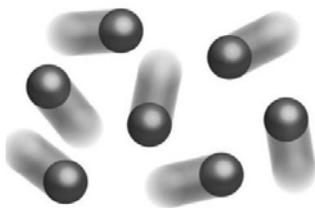
NOTA: Definiciones.

* Fluidez: capacidad de los líquidos y los gases para moverse progresivamente hacia un lugar o pasar a través de orificios pequeños, debida a la capacidad de las partículas para desplazarse.

* Viscosidad: propiedad de los líquidos que indica la dificultad con la que éstos fluyen. Un líquido es más viscoso cuanto menor es su fluidez. La viscosidad es debida a fuerzas e interacciones entre las partículas (rozamiento de las partículas) que limitan su movilidad.

c-Estado Gaseoso.

Los gases, igual que los líquidos, no tienen forma fija, pero a diferencia de éstos, su volumen tampoco es fijo. En los gases, las fuerzas de cohesión que mantienen unidas las partículas son muy débiles.



Las partículas se encuentran muy separadas (el número de partículas por unidad de volumen es muy pequeño) y sus posiciones no son fijas.

La movilidad es muy grande: las partículas se mueven de forma desordenada, con frecuentes choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de expansibilidad y compresibilidad que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible, y se adaptan a la forma y al volumen del recipiente que los contiene (los gases son fluidos).

La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra confinado un gas, éste pasará a estado líquido. Al aumentar la temperatura las partículas se mueven más deprisa y chocan con más energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión. El aumento de la temperatura también trae consigo un aumento de volumen (dilatación), mucho más acusado que en sólidos y líquidos.

Estado Plasma: Es un estado similar al gaseoso, que se presenta cuando la materia se somete a temperaturas muy elevadas. Por ejm, si el agua se somete a temperaturas superiores a los 2000°C, se vuelve plasma. Si bien el plasma es poco común en la tierra, constituye el 99 % de la materia en el resto del universo. Por ejemplo las estrellas

-Transformaciones de la Materia

Los cambios se manifiestan constantemente en la naturaleza, se pueden clasificar de varias formas, una de ellas es:

α-Transformaciones Físicas: Son aquellas modificaciones que no afectan la composición de la materia. En los cambios físicos no se forman nuevas sustancias.

Se dan cambios físicos cuando ocurren fenómenos como los siguientes:

α-1-Cambio de Estado.

Cambio de estado es el proceso mediante el cual las sustancias pasan de un estado de agregación a otro.

El estado de la materia depende de las fuerzas de cohesión que mantienen unidas a las partículas. La modificación de la temperatura o de la presión modificará dichas fuerzas de cohesión pudiendo provocar un cambio de estado.

La materia cambia de estado según la temperatura y presión a la que se encuentra.



Fusión: paso de sólido a líquido. El punto de fusión es la temperatura que debe alcanzar una sustancia sólida para fundirse. Cada sustancia posee un punto de fusión característico (es una propiedad específica de la materia). Por ejemplo, el punto de fusión del agua pura es 0 °C a la presión atmosférica normal.

Vaporización: Paso de líquido a gas. La vaporización se puede producir mediante dos procesos distintos: evaporación y ebullición.

Evaporación: es el proceso por el cual un líquido pasa lentamente al estado gaseoso sin que se haya alcanzado la temperatura de ebullición. Es un fenómeno que ocurre **en la superficie de cualquier líquido**, y algunos lo hacen lentamente, como el aceite, y otros muy rápido, como el alcohol.

Ebullición: si se incrementa la temperatura de un líquido, la velocidad con que se mueven las partículas es tan alta que el proceso de evaporación, además de darse en la superficie, se produce en

todo el líquido, formándose grandes burbujas (llenas de vapor del líquido) que ascienden hasta la superficie. La temperatura de ebullición varía con la presión: a medida que ésta disminuye la temperatura de ebullición desciende. La temperatura del líquido en ebullición se mantiene constante al punto de ebullición mientras dura la transformación entre estados.



sublimación: Paso directo de sólido a gas, sin pasar por el estado líquido. Como la vaporización ocurre a cualquier temperatura. Las partículas de la superficie de un sólido pueden adquirir suficiente energía cinética para vencer las fuerzas de cohesión que las mantienen unidas y pasar directamente al estado gaseoso. La sublimación se produce en sustancias como el alcanfor, la naftalina, el yodo, el azufre, etc. Algunos ejemplos prácticos serían los ambientadores sólidos, los antipolillas.

Solidificación: Paso de líquido a sólido. Se produce por una disminución de la temperatura hasta alcanzar la temperatura de fusión. Las partículas pierden movilidad (energía cinética), favoreciendo la aparición de fuerzas de cohesión entre ellas. Varía con la presión.

Condensación o licuación: Paso de gas a líquido. Siendo el primer cambio de estado, producido por el efecto de cambio de la temperatura y el segundo por un efecto de presión. Ejemplo: las gotas de agua que se forman en las botellas o superficies frías, están formadas por la condensación del vapor de agua presente en el ambiente. El gas utilizado para cocinar que se compran en garrafas está licuado (efecto de presión) dentro de ella.

b- Transformaciones Químicas

Son aquellos cambios que afectan la composición de la materia. En los cambios químicos se forman nuevas sustancias.

Por ejemplo cuando ocurren fenómenos como los siguientes: un papel arde en presencia de aire (combustión), un metal se oxida en presencia de aire o agua (corrosión), las plantas convierten el agua y el dióxido de carbono en otras sustancias químicas complejas (fotosíntesis); podemos decir que cambió el tipo de sustancia, convirtiéndose en otra diferente: metal en óxido de metal, papel en ceniza...

Por eso se dice que se produjo transformación química.

En las transformaciones químicas se producen reacciones químicas.

Una reacción química se da cuando dos o más sustancias reaccionan para formar otras sustancias diferentes. Las sustancias inicial de una reacción química se llaman reactivos, y las finales, productos.

3.3. Sistemas Materiales

Se llama **sistema material** a una porción limitada de materia, dentro del universo, que se separa real o imaginariamente, para su estudio. Lo que rodea al sistema material se denomina **entorno** o medio ambiente.

-Clasificación de los sistemas Materiales

Los sistemas materiales se pueden clasificar en función del pasaje de masa y energía entre el sistema y el medio, en abierto, cerrado y aislado.



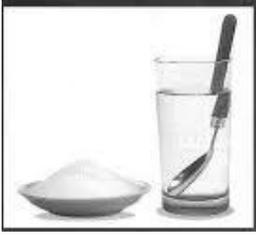
- a- **Sistema Abierto:** En los mismos se produce transferencia de masa y de energía entre el sistema y el medio o viceversa.
- b- **Sistema Cerrado:** En estos sistemas solo se produce el intercambio de energía entre el sistema y el medio o viceversa.
- c- **Sistema Aislado:** En este caso, no hay pasaje ni de masa ni de energía del sistema al medio y viceversa.

Otra clasificación que se hace de los sistemas materiales, se basa en sus propiedades y su composición, surgiendo así, dos grandes grupos: las sustancias puras y las mezclas.

a- Sistema homogéneo

Una mezcla es homogénea, cuando presenta las propiedades iguales en todos los puntos de su masa, y no se observa en la misma, superficies de discontinuidad, cuando se la examina al ultramicroscopio.

Las mezclas homogéneas se conocen con el nombre de soluciones. Así, por ejemplo, la agitación prolongada de una cucharada de azúcar en un vaso de agua, dará lugar a la formación de una solución de agua azucarada.



Ejemplo: agua con sal

Sistema formado por dos componentes una sola fase

b- Sistema heterogéneo

Se conocen también con el nombre de dispersiones, y se caracterizan por poseer propiedades diferentes cuando se consideran al menos dos puntos de su masa y además, presentan superficies de discontinuidad

Un ejemplo común de mezcla heterogénea es la que se forma al combinar agua y aceite. Cada una de estas partes representa a sistemas homogéneos, con propiedades distintas, separadas entre sí, por límites bien definidos, conocidos con el nombre de interfase, mientras que cada una de estas porciones homogéneas se denominan fases.

Para aclarar estos conceptos, es posible decir que los sistemas homogéneos son monofásicos (formados por una sola fase), mientras que los heterogéneos son polifásicos (dos o más fases).

El clásico ejemplo lo representa el sistema formado por agua líquida y varios cubos de hielo. El mismo posee solamente dos fases, ya que si bien los trozos de hielo se encuentran todos separados por diferentes interfases, poseen idénticas propiedades físicas y/o químicas.

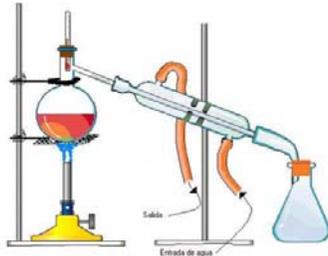
Otro término importante a considerar es el de componente, denominándose así a cada una de las sustancias que constituyen a una mezcla.

-Métodos de separación de Fases (Sistemas Heterogéneos).

- 1. Filtración:** separa 1 fase sólida de 1 fase líquida. Ej. Arena y agua.
- 2. Tamización:** sirve para separar fases sólidas, los sólidos deben tener partículas de diferente tamaño. Ej. arena y pedregullo.
- 3. Decantación:** sirve para separar dos líquidos no miscibles. Ej. Aceite y agua. Sirve también para separar un sistema heterogéneo formado por una fase sólida y una fase líquida (Sedimentación).
- 4. Centrifugación:** se logra sedimentar rápidamente un sólido que no se disuelve en un líquido.
- 5. Disolución:** sirve para separar fases sólidas, si se encuentra un líquido que disuelva a uno solo de los sólidos. Ej. Sal y arena.
- 6. Imantación:** sirve para separar fases sólidas, de las cuales una tiene que ser un metal, que sea atraído por un imán.
- 7. Sublimación:** sirve para separar fases sólidas, una de ellas debe sublimar fácilmente

-Métodos de fraccionamiento (Sistemas Homogéneos): son procedimientos que permiten extraer de un sistema homogéneo, porciones con diferentes valores de sus propiedades intensivas (medidas en iguales condiciones experimentales).

1. Destilación: es la operación de separar, mediante vaporización y condensación, los diferentes componentes líquidos, sólido en líquido o gases licuados de una mezcla, aprovechando los diferentes puntos de ebullición (temperaturas de ebullición) de cada una de las sustancias ya que el punto de ebullición es una propiedad intensiva de cada sustancia, es decir, no varía en función de la masa o el volumen, aunque sí en función de la presión. La destilación simple permite obtener un líquido puro a partir de una solución formada por un sólido y un líquido. Ésta comprende una ebullición seguida de una condensación de vapores.



Punto de Ebullición: *El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión externa.*

2-Cristalización: Nos permite separar los componentes de una solución de un sólido disuelto en un líquido, por vaporización del solvente o por cambio de temperatura de la solución, obteniéndose el soluto sólido en forma de cristal. Se denomina cristales a sólidos de formas geométricas regulares que poseen caras planas y aristas rectas.

La operación de cristalización es aquella por medio de la cual se separa un componente de una solución líquida transfiriéndolo a la fase sólida en forma de cristales que precipitan. Es una operación necesaria para todo producto químico que se presenta comercialmente en forma de polvos o cristales, ya sea el azúcar o sacarosa, la sal común o cloruro de sodio.

Ejercicios:

Materia-Sistemas Materiales y Conceptos Fundamentales

1. Un sistema material está formado por agua, arena, partículas de corcho y limaduras de hierro, indicar (justifique):

- si el sistema es homogéneo o heterogéneo.
- cantidad de fases.
- cantidad de componentes.
- los métodos de separación que se pueden utilizar para separar las fases.

2. Clasificar los siguientes sistemas en homogéneos y heterogéneos, justificando la respuesta:

- limaduras de cobre y limaduras de hierro.
- sal fina y arena.
- tres trozos de hielo.
- agua y aceite.
- sal parcialmente disuelta en agua.
- sal totalmente disuelta en agua.
- azufre en polvo y una barra de azufre.

3. En un recipiente se colocan medio litro de agua, remaches de aluminio y aceite. Indicar que tipo de sistema es, cuantas fases posee, cantidad de componentes y como se debe proceder para producir la separación de fases (indique el nombre del método empleado).

4. De un ejemplo de:

- Un sistema homogéneo de cinco componentes.
- Un sistema heterogéneo de tres fases y un componente.
- Un sistema con dos fases líquidas, una sólida y cuatro componentes en total.

5. A simple vista un sistema parece homogéneo. Al calentarlo se observa que la parte superior funde a 60°C y la parte inferior funde a 80°C. ¿Cómo se clasifica al sistema y por qué?

6. Un sistema material está formado por cuatro sustancias: A, B, C y D. A es un metal magnético, B es un líquido, C es un sólido en polvo de menor densidad que B, D es un sólido en un trozo insoluble en el líquido B. Marcar la secuencia que utilizaría para separar las fases:

- Filtración, magnetismo y sublimación.
- Centrifugación, filtración, imantación.
- Pinzas, filtración, imantación.
- Decantación, tamización, imantación.
- Ninguna de las anteriores es correcta.

7. Clasificar a los siguientes sistemas homogéneos en soluciones o sustancias puras.

- Whisky.
- Mercurio.
- Agua de mar.
- Agua potable.
- Agua.

- f. Ozono.
- g. Aire filtrado.
8. Realizar un esquema con los nombres de los métodos que permitan separar los componentes de un sistema formado por “trozos de yeso”, sal fina y polvo de carbón.
9. El vino es un sistema formado por agua, alcohol y otras sustancias en solución. ¿Qué método puede emplearse para su separación?
10. Decidir si los siguientes sistemas son soluciones, sustancias simples o sustancias compuestas:
- Hierro.
 - Bronce.
 - Aire.
 - Piedra caliza.
 - Agua.
 - Sacarosa.
11. Para un sistema formado por una suspensión de carbón en polvo en una solución acuosa de sal:
- Clasificarlo indicando fases y componentes.
 - Clasificar a las sustancias que lo componen en simples y compuestas.
12. Marcar la opción correcta:
- I. El agua es:
- una sustancia simple.
 - una sustancia compuesta.
 - un sistema heterogéneo.
 - un sistema homogéneo.
 - b y d son correctas.
- II. Los sistemas homogéneos:
- tienen todos un solo componente.
 - son monofásicos.
 - tienen las mismas propiedades extensivas en todos sus puntos.
 - a y c son correctas.
 - ninguna es correcta.
- III. La decantación:
- es un método de separación de fases.
 - es un método de fraccionamiento.
 - es un cambio químico.
 - a y c son correctas.
 - ninguna es correcta.
- IV. El punto de ebullición de una sustancia es:
- el pasaje de líquido a vapor.
 - una propiedad intensiva.

- c. un cambio físico.
- d. b y c son correctas.
- e. todas son correctas.

V. El azufre sólido es:

- a. una sustancia simple.
- b. un elemento químico.
- c. una sustancia compuesta.
- d. una mezcla.

13. La densidad del mercurio es $\delta = 13600 \text{ Kg/m}^3$, ¿Cuál es la masa de 2.5 cm^3 de dicho metal?

14. Dibuja un esquema con los tres estados de la materia (sólido, líquido y gas) indicando el nombre de los cambios de estado.

15. Define los siguientes conceptos: a) materia, b) masa, c) volumen y d) densidad.

16. Completa el cuadro:

	SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
FORMA			
VOLUMEN			
¿COMPRESIBLES?			
¿FLUYEN?			

17. Clasifique las siguientes propiedades en intensivas o extensivas indicando cuál es el criterio que se utiliza para dicha clasificación:

- a. Punto de ebullición.
- b. Masa
- c. Olor.
- d. Densidad.
- e. Volumen.
- f. Peso específico.
- g. Peso.
- h. Punto de fusión.

18. Una con una flecha según corresponda:

<p><u>Lista A</u> Propiedad intensiva. Solución. Combustión. Propiedad extensiva. Filtración. Más de un componente.</p>	<p><u>Lista B</u> Método de Separación. Densidad. Mezcla Homogénea. Depende de la masa. Cambio químico. Sustancia compuesta.</p>
---	--

19. Piense: ¿existe una diferencia entre ebullición y evaporación? Comente.

UNIDAD 4: TEORIAS ATOMICAS Y ESTRUCTURA ATOMICA

4.1-En busca de lo más simple.

La naturaleza de la materia ha sido uno de los problemas que más ha preocupado a los científicos de todos los tiempos

En el año 585 antes de Cristo, el griego **Thales de Mileto** (considerado como el primer científico de relevancia) sugirió que todo elemento natural era en última instancia "**agua**"; ya que se presenta en los tres estados [líquida (agua), sólida (hielo) y gaseosa (vapor)] dependiendo de la temperatura del ambiente. Sus sucesores, **Epicurio de Samos y el romano Lucrecio Caro**, desarrollaron la conocida teoría que indicaba que toda sustancia no era más que combinaciones de **cuatro elementos: tierra, agua, fuego y aire**. Fue el primer intento que trato de explicar la complejidad observada en el mundo diferente a la religiosa.

A finales del siglo V a. c. los filósofos **Leupino y Demócrito**, sugirieron que la materia estaba compuesta de pequeñas partículas indivisibles que bautizaron con el nombre de **átomo** (del griego indivisible) y señalaron que si bien esas partículas son inmutables, las relaciones entre ellas cambian. Esta idea disfrutó de poca aceptación entre los filósofos griegos y romanos. Así el átomo fue olvidado mientras que la idea de que el universo estaba compuesto por los cuatro elementos antes mencionados, resultó mucho más popular, aceptada y propagada por "eruditos" de la talla de Aristóteles, de manera que fueron enseñadas como verdades absolutas durante dos mil años.

4.2- TEORIAS ATOMICAS

La idea de Leupino y Demócrito del átomo fue apoyada por John Dalton (1766-1844). Químico y físico británico, sobre bases científicas más firmes, teniendo en cuenta hechos y leyes experimentales.

La teoría atómica de Dalton se puede resumir en los siguientes postulados:

- 1.- Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
- 2.- Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades.
- 3.- Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes.

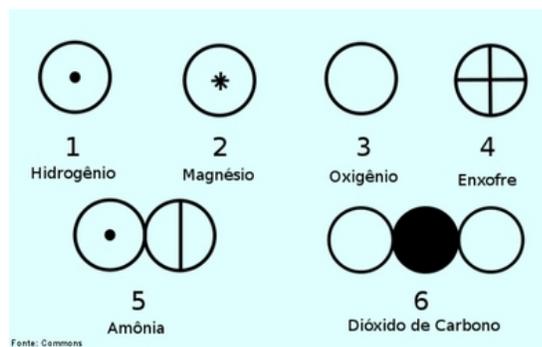


Figura 4.1- Símbolos de Dalton de algunos elementos y representación de las moléculas

4. Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.
5. Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en una relación de números enteros sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas moléculas).

La mayoría de los postulados de Dalton son válidos hoy en día. Sin embargo, los conocimientos modernos muestran que:

- Los átomos están formados por partículas subatómicas (partículas más pequeñas que el átomo).
- Los átomos pueden ser descompuestos.
- No todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa.

Una partícula es la parte más pequeña indivisible que puede encontrarse libre en la naturaleza.

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: **el electrón**.

La carga eléctrica es la propiedad general de la materia que permite explicar los fenómenos eléctricos. Se conocía la existencia de dos tipos de electricidad, una positiva y otra negativa, de forma que, cuerpos con carga eléctrica de signo opuesto se atraen y cuerpos con carga eléctrica del mismo signo se repelen. La unidad de carga eléctrica en el Sistema Internacional de unidades se llama **culombio** y se representa por **C**.

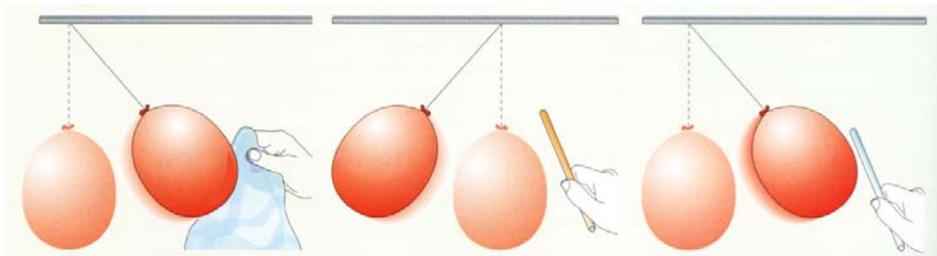


Figura 4.2- atracción de elementos debida a las fuerzas electroestáticas de los cuerpos

Al conocerse la existencia de partículas dentro del átomo, **electrones y protones**, en primer lugar y, posteriormente, los neutrones, se planteó la necesidad de explicar cómo estaban distribuidas estas partículas dentro del átomo, mediante los modelos atómicos.

Un modelo en una ciencia experimental es una idea elaborada por un científico para explicar las observaciones y resultados de una experiencia.

-Modelo atómico de Thomson

El primer modelo atómico fue ideado por **Thomson**, según el cual el átomo consistía en una especie de esfera material de carga positiva con electrones de carga negativa incrustados de manera que el conjunto fuera eléctricamente neutro.

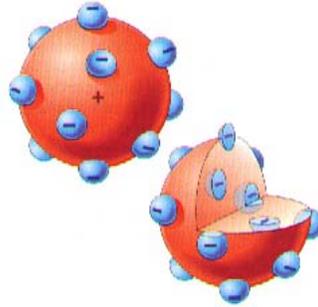


Figura 4.3- Representación del átomo de Thomson, de budín de pasas

-Modelo atómico de Ruthenford

Con la siguiente experiencia se desechó el modelo de Thomson:

Rutherford bombardeó láminas de oro muy finas con partículas α (partículas con carga positiva) que son núcleos de Helio obtenidas de un material radiactivo, y obtuvo como resultado que la mayor parte de dichas partículas atravesaban la lámina sin desviarse de su trayectoria inicial, algunas se desviaron de su trayectoria inicial después de atravesar la lámina y muy pocas rebotaban y retrocedían.

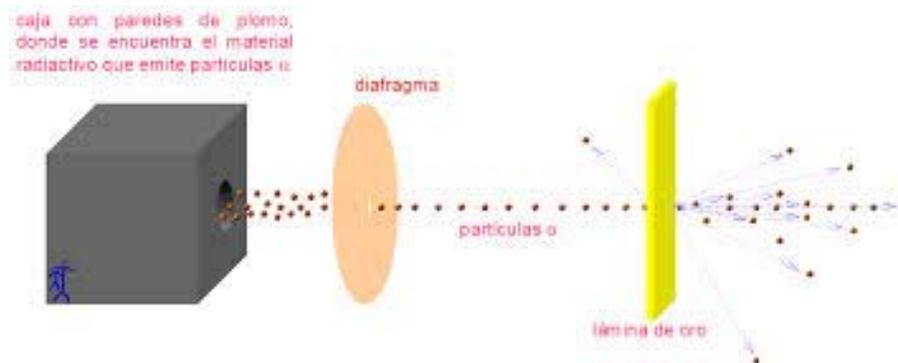
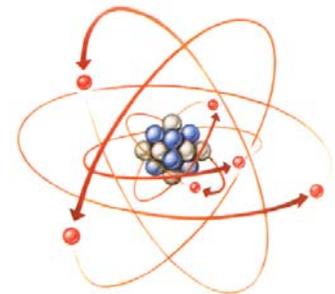


Figura 4.4- representación de la experiencia de Rutherford

Con estos resultados estableció el siguiente modelo:

El átomo consta de **núcleo** y **corteza**. Suponiendo el átomo y el núcleo como esféricos, el radio del átomo es unas 100.000 veces mayor que el del núcleo.

El núcleo está formado por protones y neutrones, por tanto, está cargado positivamente y en él se encuentra la casi totalidad de la masa del átomo. Los electrones giran alrededor del núcleo formando la zona llamada corteza, que es prácticamente la totalidad del volumen del átomo, ya que el núcleo es sumamente pequeño en comparación con el volumen total del átomo. Los electrones en su movimiento alrededor del núcleo se parecen a un microsistema planetario donde el núcleo hace el papel del Sol y los electrones de planetas.



Por esta razón, en la experiencia de Rutherford, la mayoría de las partículas α (partículas con carga positiva) atravesaban la lámina de oro sin desviarse, tan sólo las que pasen cerca del núcleo serían

desviadas por él, debido a la repulsión, mientras que las que incidían directamente sobre el núcleo serían repelidas.

El neutrón fue propuesto también por Rutherford en 1920, siendo identificado por J. Chadwick en 1932 como producto de la reacción nuclear producida al bombardear núcleos de berilio con partículas alfa. El diámetro de un átomo típico es del orden de 10^{-10} m (0,1 nm), mientras que el núcleo atómico es 10 000 veces más pequeño (10^{-14} m). Los protones y neutrones tienen un diámetro del orden de 10^{-15} m, y el diámetro del electrón es del orden de 10^{-18} m .

-Modelo atómico de Bohr

El modelo atómico de Rutherford tuvo poca vigencia, ya que inmediatamente a su publicación, se le puso una objeción que no supo rebatir: según la teoría del electromagnetismo de Maxwell, toda carga en movimiento acelerado, como es el circular uniforme, emite energía en forma de radiación, por lo que al perder energía su radio sería cada vez más pequeño y al final, el electrón, caería al núcleo.

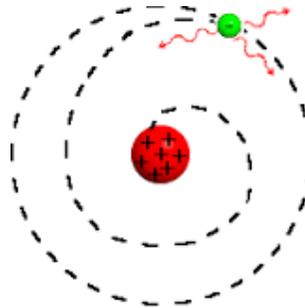


Figura 4.5- representación de la teoría del electromagnetismo de Maxwell en el átomo

Otro fallo de su teoría es no tener en cuenta la discontinuidad de la energía en la materia puesta de manifiesto en los espectros atómicos y la teoría de Planck que son de 1900 y por tanto anteriores a su teoría. Lo que ha quedado de positivo del modelo atómico de Rutherford, y que es la base de los demás modelos, es la discontinuidad en la materia.

El trabajo de Bohr fue la primera aplicación de la teoría cuántica. El modelo de Bohr fue capaz de explicar el carácter discontinuo de la energía y el hecho de que sólo se emiten ciertas radiaciones por los átomos de un elemento en estado gaseoso.

Propuso un modelo de atómico para el hidrógeno. Postulados de Bohr:

1º Postulado. El átomo consta de una parte central llamada núcleo en el que se encuentra la práctica totalidad de la masa y la carga positiva y girando a grandes distancias y en órbitas circulares los electrones (modelo de Rutherford)

2º Postulado. No todas las órbitas son posibles, sino sólo aquellas en que el radio es proporcional al cuadrado de los números enteros, es decir, a n^2 , (1,4,9,...). Deduce el radio de las posibles órbitas $r = a_0 \cdot n^2$, donde $a_0 = 0,590 \text{ \AA}$. Por estar en cada una de estas órbitas los electrones tienen un determinado contenido de energía. El valor de la energía de estos niveles de energía está en función de un número n , denominado número cuántico principal

$$E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} J$$

Los valores de energía permitidos para el electrón se obtienen para $n=1$ (correspondiente a la capa electrónica K), $n=2$ (capa L), $n=3$ (capa M). La energía máxima será para $n=\infty$, en exterior del átomo, donde $E=0$ y todas las energías serán negativas. A medida que estemos más cerca del núcleo menos contenido de energía.

3º Postulado. Los electrones girando en estas órbitas no emiten energía radiante.

4º Postulado. Los electrones pueden pasar de unas órbitas a otras. Al absorber energía pasan a órbitas superiores, y si emiten energía si pasan a otras órbitas inferiores. La energía que absorben o emiten, en forma de energía radiante (fotón), es igual a la diferencia entre las energías de las órbitas.

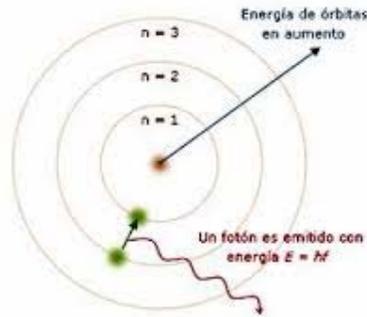
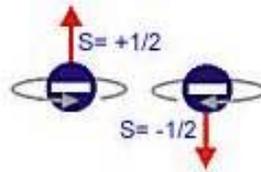


Figura 4.6- Modelo Atómico de Bohr

Los **electrones** de una órbita además de girar en torno al núcleo, tienen un movimiento en torno a sí mismo, pudiendo ser este en dos sentidos. El comportamiento del electrón varía en cada caso, llamado de spin, se representa por la letra **s** y toma dos valores **+1/2** y **-1/2**



-Modelo de la mecánica cuántica-Modelo actual.

A pesar de las sucesivas correcciones del modelo de Bohr, estas eran insuficientes para explicar todos los fenómenos y experiencias atómicas conocidas.

En 1925 la Hipótesis de la Dualidad Onda- Corpúsculo de De Broglie, pone de manifiesto el aspecto ondulatorio del electrón, que fue posteriormente demostrado.

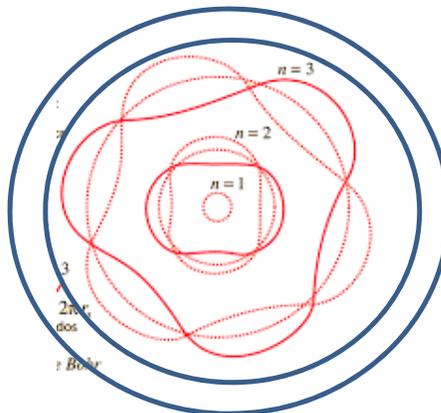


Figura 4.7- Hipótesis de la Dualidad Onda- Corpúsculo del electrón de De Broglie

En 1927 el Principio de Incertidumbre de Heisenberg nos dice que: “es imposible conocer con exactitud, al mismo tiempo, la posición y la velocidad de una partícula”. Cuanto mayor es la precisión con que se conoce la posición, más pequeña es la precisión en la velocidad y viceversa.

Por tanto si para los electrones no podemos conocer con exactitud su posición y su velocidad (variación de la posición con respecto del tiempo) tampoco podemos conocer su trayectoria y por tanto en estos sistemas no se puede hacer un estudio como el de Bohr o Sommerfeld, considerando que los electrones describen una trayectoria perfectamente definida, como una circunferencia o una elipse.

Es decir, sólo se puede conocer la probabilidad de que se encuentre en una determinada región del espacio.

Considerando al electrón desde su aspecto ondulatorio, **Schrödinger** considera una ecuación general de ondas, que permite calcular el valor de la Energía (valores de energía que estaban cuantizados por una serie de números que coincidían con los n^o cuánticos n, l y m) y la probabilidad de encontrar al electrón de una determinada energía en un espacio dado.

Cada electrón ocupa preferentemente una determinada región del espacio en torno al núcleo, región de forma y volumen característico, llamada **orbital atómico**.

Así, “Orbital atómico es aquella región del espacio donde es más probable encontrar al electrón”.

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} - \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

En esta ecuación:

Ψ es la llamada **función de onda** es función de las coordenadas cartesianas x, y, z;. Contiene la información sobre la posición del electrón. También se denomina **orbital**, por analogía con las órbitas de los modelos atómicos clásicos.

E es el valor de la energía total del electrón.

V representa la energía potencial del electrón un punto (x, y, z). Por tanto, E-V es el valor de la energía cinética cuando el electrón está en el punto (x, y, z).

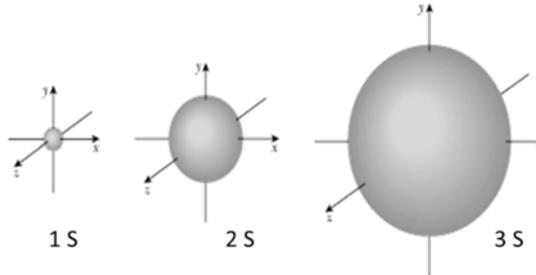
Las soluciones, o funciones de onda, Ψ , son funciones matemáticas que se denominan **números cuánticos**: número cuántico principal, (n), angular (l) y número cuántico magnético (m_l). **Estos no se desarrollaran en este curso**

Estos números describen el tamaño, la forma y la orientación en el espacio de los orbitales en un átomo.

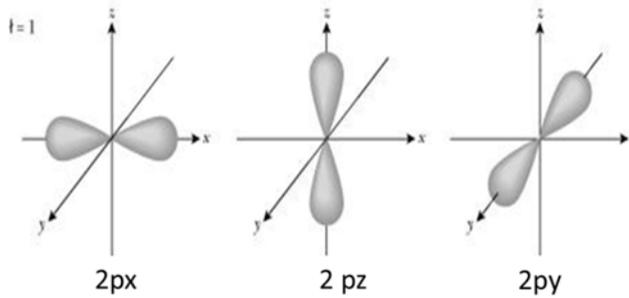
-Forma y tamaños de los orbitales

La imagen de los orbitales empleada habitualmente por los químicos consiste en una representación del orbital mediante superficies límite que engloban una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es del 99%..

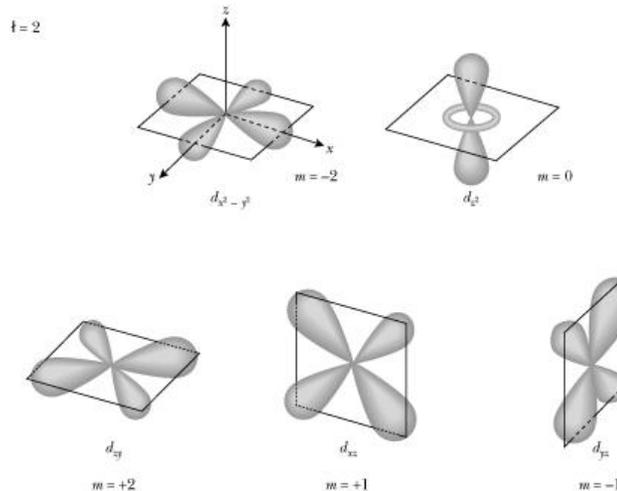
*Los **orbitales s** (*sharp*) tienen forma esférica. La extensión de este orbital depende del valor del número cuántico principal, así un orbital 3s tiene la misma forma pero es mayor que un orbital 2s.



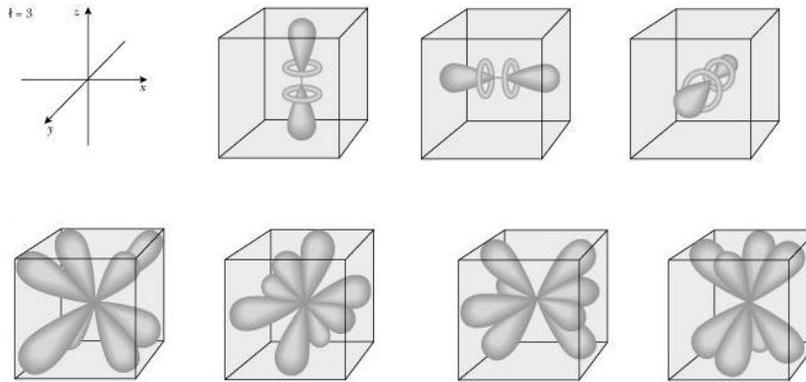
*Los **orbitales p** (*principal*) están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Hay tres orbitales p (de idéntica forma, que difieren sólo en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z.



*Los **orbitales d** (*diffuse*) también están formados por lóbulos. Hay cinco tipos de orbitales d



*Los **orbitales f** (*fundamental*) también tienen un aspecto multilobular. Existen siete tipos de orbitales f



4.3-COMPONENTES FUNDAMENTALES DEL ÁTOMO.

Luego de años de investigación sobre la estructura del átomo, podemos afirmar la existencia dentro del átomo de partículas con carga eléctrica negativa (electrones), otras cargadas positivamente (protones) y, por último, otras que no tienen carga eléctrica, es decir, que son neutras (neutrones). A los electrones, protones y neutrones que forman parte del átomo se les denomina partículas atómicas fundamentales.

Partículas fundamentales			
Símbolo	Masa	Carga	Nombre
p	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,6 \cdot 10^{-19}$ C	Protón
e	$9,1 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C	Electrón
n	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	0	Neutrón

Se observa que la masa del protón y la del neutrón son iguales y, aproximadamente, unas 1840 veces mayor que la masa del electrón.

$$m_p = m_n = 1840 m_e$$

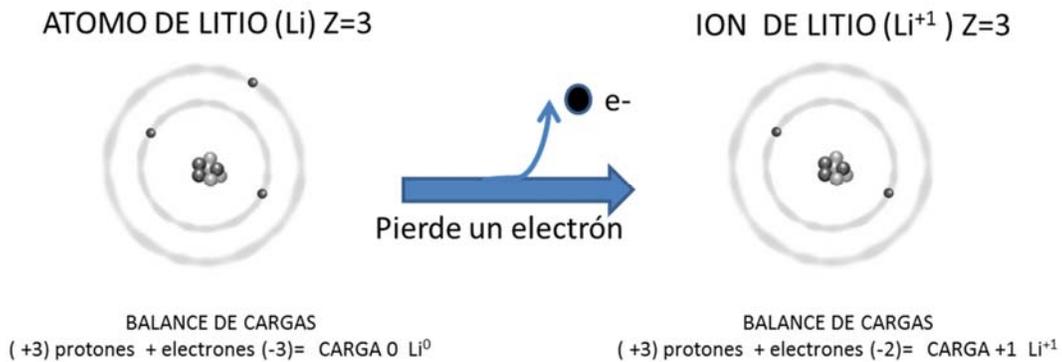
La masa del electrón es tan pequeña que para calcular la masa del átomo se puede considerar despreciable.

En cuanto a las cargas, la del electrón es la misma que la del protón pero negativa y el neutrón no tiene carga.

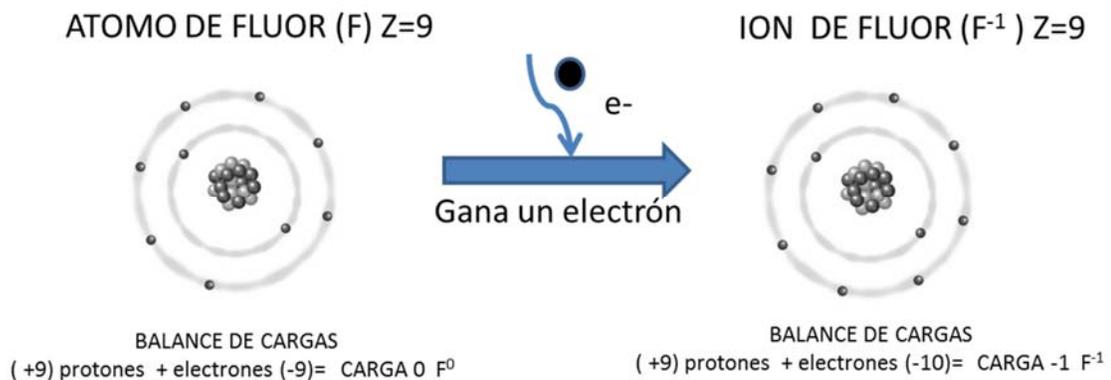
$$q_e = - q_p$$

Se define **número atómico** de un elemento químico como el número de protones que contiene un átomo de dicho elemento en su núcleo. Se representa por **Z**.

$$Z = n^{\circ} \text{ atómico} = n^{\circ} \text{ de protones} = p$$



b) Aniones: Cuando un átomo neutro gana uno o más electrones, da origen a un anión : Este ión tiene carga neta negativa debido a que queda con un exceso de electrones. Por ejemplo, un átomo de Flúor (F), puede recibir un electrón para formar el anión del flúor. llamas anión fluoruro (F⁻)
 El anión de un átomo se representa con el símbolo del elemento con su carga negativa, en forma de exponente, equivalente al número de electrones que recibió el átomo neutro .



Se representa por ${}^A_ZX^{-n}$ donde n es el número de electrones ganados.

¿De qué depende que un átomo neutro gane electrones para convertirse en anión o pierda electrones para convertirse en catión?

Los átomos ganan o pierden electrones con el objetivo de estabilizarse. Un átomo será estable en la medida que tenga su último nivel completo con dos u ocho electrones, que gane o pierda electrones dependerán de su estructura. Para decidir si el átomo gana o pierde electrones debes **observar su estructura** y en base a eso decidir **que será más fácil** para que ese átomo se estabilice, que **pierda o gane** electrones para tener su **último nivel completo con 2 u 8 electrones**

-Isotopos

Es posible encontrar en la naturaleza átomos de un mismo elemento químico con diferente número másico, es decir, que no todos los átomos del mismo elemento tienen la misma masa. A los átomos del mismo elemento químico que tienen distinto número másico se les llama **isótopos**.

Isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico pero distinto número másico, es decir, tienen el mismo número de protones pero se diferencian en el número de neutrones

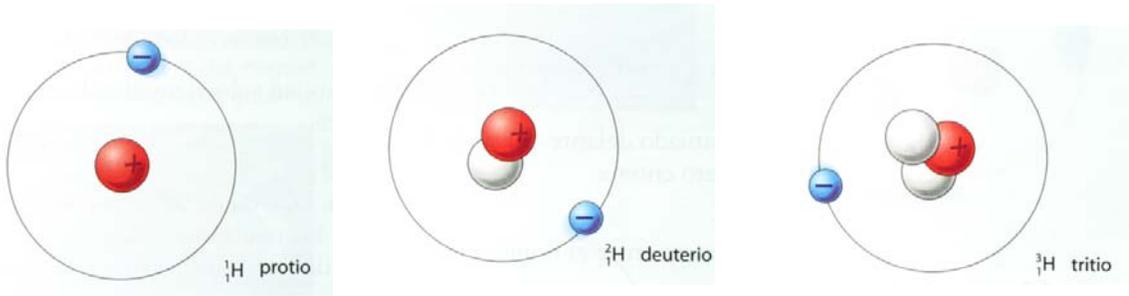


Figura 4.8- Isotopos del átomo de hidrogeno

- Se llama **abundancia** de un isótopo al tanto por ciento con el que se encuentra dicho isótopo en la naturaleza.

La masa de todos los átomos de un mismo elemento químico no es la misma, por lo que **la masa atómica de un elemento químico** es la *masa media ponderada* de sus isótopos que se calcula de la siguiente forma:

Si suponemos dos isótopos de un elemento químico con masas m_1 y m_2 y con abundancias respectivas de $(\%)_1$ y $(\%)_2$

$$\text{Masa atómica} = \frac{m_1 \cdot (\%)_1}{100} + \frac{m_2 \cdot (\%)_2}{100}$$

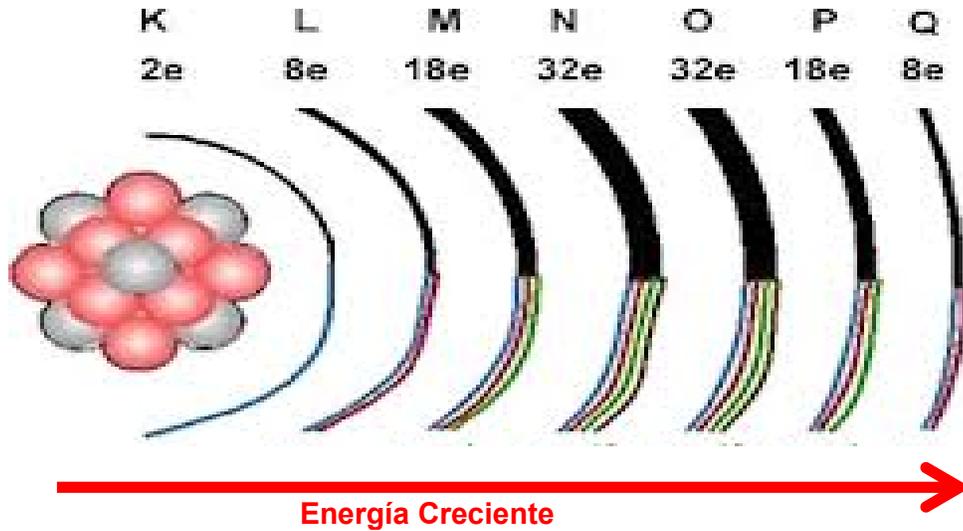
-Isóbaros

Los isóbaros son átomos de distintos elementos que tienen igual número másico, es decir distinto Z, pero igual A, por ejemplo:



4.4-CONFIGURACION ELECTRONICA

Escribir la configuración electrónica de un átomo consiste en indicar cómo se distribuyen sus electrones entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden relacionarse con las configuraciones electrónicas.



Los niveles de energía (n) sucesivos se encuentran a distancias cada vez mayores del núcleo, La capacidad electrónica de cada nivel de energía es $2xn^2$.

$$2xn^2$$

n= 1	2e-
n=2	8e-
n=3	18e-
n=4	32e-

Esta distribución se realiza apoyándonos en tres reglas: *energía de los orbitales*, *principio de exclusión de Pauli* y *regla de Hund*.

Los electrones ocupan los orbitales de forma que se minimice la energía del átomo. El orden exacto de llenado de los orbitales se estableció experimentalmente, principalmente mediante estudios espectroscópicos y magnéticos, y es el orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas a los elementos. La energía en los orbitales aumenta en este orden **s<p<d<f**. En un determinado átomo los electrones van ocupando, y llenando, los orbitales de menor energía; cuando se da esta circunstancia el átomo se encuentra en **su estado fundamental**. Si el átomo recibe energía de algunos de sus electrones, sobre todo los más externos, pueden saltar a orbitales de mayor energía pasando el átomo a un **estado excitado**.

Entre los orbitales de mayor energía las diferencias de energía son tan pequeñas que la regla a veces no se cumple de un modo riguroso, sobre todo para átomos con un número elevado de electrones.

El orden de llenado de orbitales es:

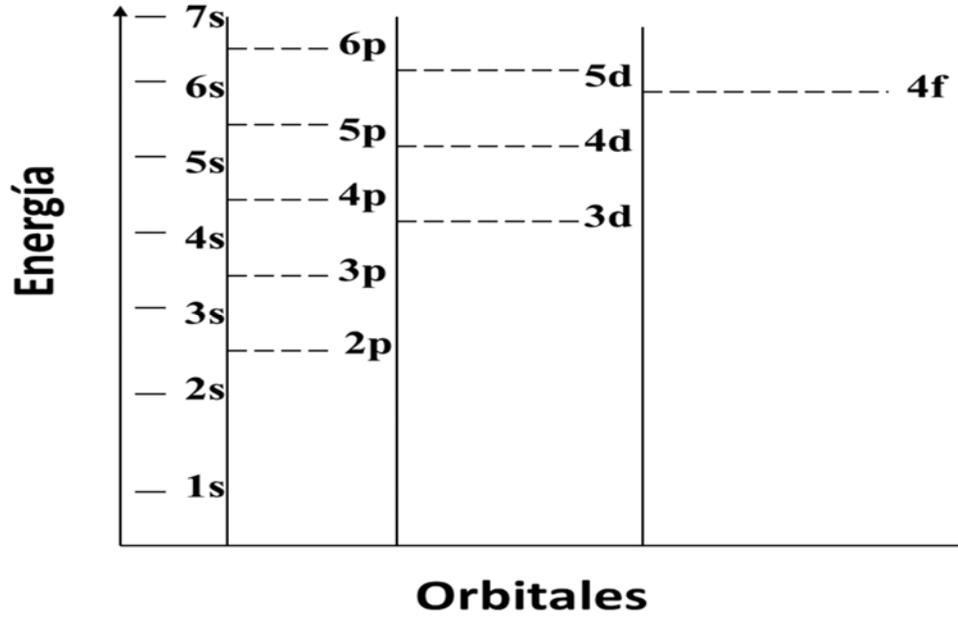


Figura 4.9- representación de la distribución energética de los orbitales

En función de la figura 4.9 se puede resumir que la secuencia de llenado de orbitales y niveles energéticos es la siguiente:



Para recordar este orden más fácilmente se puede utilizar el diagrama siguiente:

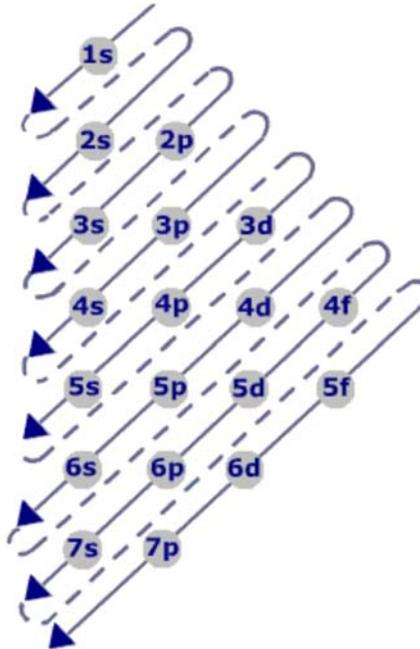


Figura 4.10- Diagrama de diagonales de llenado de orbitales atómicos

Empezando por la línea superior, sigue las flechas y el orden obtenido es el mismo que en la serie anterior. Debido al límite de dos electrones por orbital, la capacidad de una subcapa de

electrones puede obtenerse tomando el doble del número de orbitales en la subcapa. Así, la subcapa *s* consiste en *un* orbital con una capacidad de *dos* electrones; la subcapa *p* consiste en *tres* orbitales con una capacidad total de *seis* electrones; la subcapa *d* consiste en *cinco* orbitales con una capacidad total de *diez* electrones; la subcapa *f* consiste en *siete* orbitales con una capacidad total de *catorce* electrones.

2. Principio de exclusión de Pauli.

Podríamos expresar esto diciendo lo siguiente: en un orbital solamente puede estar ocupado por dos electrones y estos electrones deben tener espines opuestos.

3. Regla de Hund.

Al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales *p*, los cinco orbitales *d*, o los siete orbitales *f*) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos, es decir, desapareados. El átomo es más estable, tiene menor energía, cuando tiene electrones desapareados (spines paralelos) que cuando esos electrones están apareados (spines opuestos o antiparalelos).

Ejemplo:

La estructura electrónica del ${}^7\text{N}$ es: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

El principio aufbau o de construcción

Para escribir las configuraciones electrónicas utilizaremos **el principio aufbau**. *Aufbau* es una palabra alemana que significa "construcción progresiva"; utilizaremos este método para asignar las configuraciones electrónicas a los elementos por orden de su número atómico creciente. Veamos por ejemplo como sería la configuración electrónica para $Z=11-18$, es decir, desde Na hasta el Ar:

Cada uno de estos elementos tiene las subcapas $1s$, $2s$ y $2p$ llenas. Como la configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ corresponde a la del neón, la denominamos "configuración interna del neón" y la representamos con el símbolo químico del neón entre corchetes, es decir, $[\text{Ne}]$. Los electrones que se sitúan en la capa electrónica del número cuántico principal más alto, los más exteriores, se denominan **electrones de valencia**. La configuración electrónica del Na se escribe en la forma denominada "*configuración electrónica abreviada interna del gas noble*" de la siguiente manera:

Na: $[\text{Ne}]3s^1$ (consta de $[\text{Ne}]$ para la configuración interna del gas noble y $3s^1$ para la configuración del electrón de valencia. de manera análoga, podemos escribir la configuración electrónica para Mg, Al, Si, P....

Mg: $[\text{Ne}]3s^2$

Al: $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$

Si: $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$

P: $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$

S: $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$

Cl: $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$

Ar: $[\text{Ne}]3s^2 3p^6$

Ejercicios:

1.- Complete el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	Nº de p	Nº de e	Nº de n
Ca	20				20
Ne			10		10
	29	64			
				30	35
Mn		55			30
P ³⁻			15		16
		6		3	
Ag	47				61
Na ⁺	11				12

2.- Si Z es el número atómico de un átomo de un elemento y A es su número másico, entonces A – Z es su:

- I) Número de neutrones.
 - II) Número de neutrones menos su número de protones.
 - III) Número de electrones.
- a) Sólo I. b) Sólo II. c) Sólo III. d) Sólo II y III. e) Se requiere información adicional.

3.- El núcleo de un átomo consta de 6 protones y 8 neutrones, entonces:

- a) Su número atómico es 8.
- b) Su número másico es 8.
- c) Su número atómico es 14.
- d) Su número másico es 14.
- e) Su número de electrones es 14.

4.- El (los) ión(es) que tiene(n) la misma configuración electrónica del Ne es (son):

- I) O⁻²
- II) Na⁺

III) Mg^{+2}

a) Sólo I. b) Sólo I y II. c) Sólo I y III. d) Sólo II y III. e) I, II y III.

5.- ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones con respecto al C^{12} y C^{14} es (son) verdadera(s)?:

I) Tienen igual número atómico Z.

II) Tienen igual número másico A.

III) Son isótopos.

a) Sólo I. b) Sólo II. c) Sólo III. d) Sólo I y III. e) I, II y III.

6.- ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones con respecto al C^{14} y N^{14} es (son) verdadera(s)?:

I) Tienen igual número atómico Z.

II) Tienen igual número másico A.

III) Son isóbaros.

a) Sólo I. b) Sólo II. c) Sólo III. d) Sólo I y II. e) Sólo II y III.

7.- La configuración electrónica del ión F^{-} es:

a) $1s^2 2s^2 2p^4$.

b) $1s^2 2s^2 2p^5$.

c) $1s^2 2s^2 2p^6$.

d) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^4$.

e) $1s^2 2s^2 3s^2 4s^2$.

8.- Si un ión monoatómico tiene 12 protones, 13 neutrones y 10 electrones, entonces su carga eléctrica es igual a:

a) +3. b) +2. c) -1. d) -2. e) -3.

9.- El número de electrones desapareados en un átomo de azufre en su estado fundamental es:

a) 0. b) 1. c) 2. d) 3. e) 4.

10.- Escriba el número máximo de electrones que se puede localizar en cada uno de los siguientes sitios:

a) un orbital b) el subnivel p c) un átomo de litio
d) el segundo nivel de energía e) el subnivel 3p del átomo de azufre

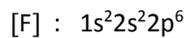
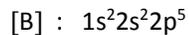
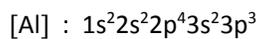
f) el tercer nivel de energía del Sí

11.-Identifique la especie química para las siguientes configuraciones electrónicas (en caso de estar mal asignadas corrígelas)

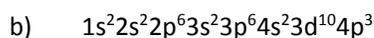
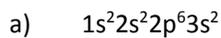
- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^1 3d^9$
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ d) $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^2$

12.- Escriba la configuración electrónica del ión Cl^- $Z=17$ e indique a lo menos 4 especies isoelectrónicas.

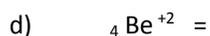
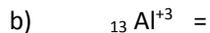
13.-Las configuraciones electrónicas para los siguientes átomos son incorrectas. Explique qué errores se han cometido en cada una y escriba las configuraciones correctas:



14.-Identifique a qué átomo corresponde cada configuración electrónica. Reescriba cada configuración en términos de aquella del gas noble precedente.



15.-Escriba la configuración electrónica de los siguientes iones.



16.-Un cierto elemento neutro tiene 2 electrones en el primer nivel, 8 electrones en el segundo nivel, 18 electrones en el tercer nivel y 3 electrones en el cuarto nivel. Enuncie la información siguiente para este elemento:

- Número atómico
- Número total de electrones s
- Número total de electrones p
- Número total de electrones d
- Número de protones
- Nombre y símbolo del elemento
- Configuración electrónica usando el kernel de gas noble

17.- Identifica el orbital de menor energía entre :

- a) 4s y 3d b) 5d y 6p

Luego, **Mendeleiev** perfeccionó su Tabla ordenando los elementos en filas (horizontales) en orden creciente de su Masa Atómica, de izquierda a derecha.

Este sistema permitió predecir propiedades de elementos que aún no se habían descubierto. El ejemplo más elocuente de esto lo constituyó el Germanio (Ge), elemento que había sido descrito por Mendeleiev aún antes que se descubriera, siguiendo las propiedades periódicas de los elementos anterior y posterior, ya descubiertos.

La última corrección importante a la Tabla Periódica según la conocemos, fue hecha ya en el Siglo XX por el químico inglés **Henry Moseley**, quien propuso ordenar los elementos de acuerdo **al número atómico creciente (nº de protones)** y no de acuerdo al número másico. De esta forma, se corrigieron los pequeños errores a los que inducía la Tabla de Mendeleiev.

La Tabla Periódica es una ordenación lógica y racional de todos los elementos químicos, en disposición creciente del número atómico (Z), que pone de relieve la periodicidad del comportamiento químico, es decir, que pasando un determinado número de elementos se vuelve a encontrar un elemento con propiedades químicas semejantes.

La versión moderna se basa en la configuración electrónica de los elementos químicos y se denomina "Forma Larga".

5.2-ORGANIZACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

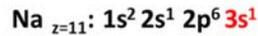
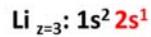
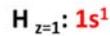
La Tabla Periódica se organiza en FILAS (horizontales), que se llaman PERÍODOS, y en COLUMNAS (verticales), que se llaman GRUPOS o FAMILIAS. Se sigue la correlatividad de Moseley, es decir, en filas horizontales en orden creciente de izquierda a derecha de sus números atómicos.

El diagrama muestra la Tabla Periódica organizada en 7 períodos (filas) y 18 grupos (columnas). Los elementos están coloreados por grupo: Grupo 1 (naranja), Grupo 2 (amarillo), Grupos 3-10 (verde), Grupos 11-12 (rojo), Grupos 13-16 (púrpura), Grupo 17 (rosa) y Grupo 18 (azul). Los elementos de los períodos 6 y 7 (Lantánidos y Actínidos) están mostrados en una fila separada en la parte inferior, conectados por líneas azules.

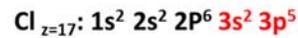
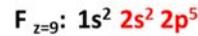
-Grupos

Cada **grupo** reúne a los elementos que tienen la misma cantidad de electrones en su último nivel de energía o capa de valencia.

Así, todos los elementos del Grupo I tienen UN SOLO electrón en su último nivel de energía. Los elementos del Grupo II tienen todos DOS electrones en su último nivel.



Configuración externa o de valencia
 ns^1



Configuración externa o de valencia
 $ns^2 np^5$

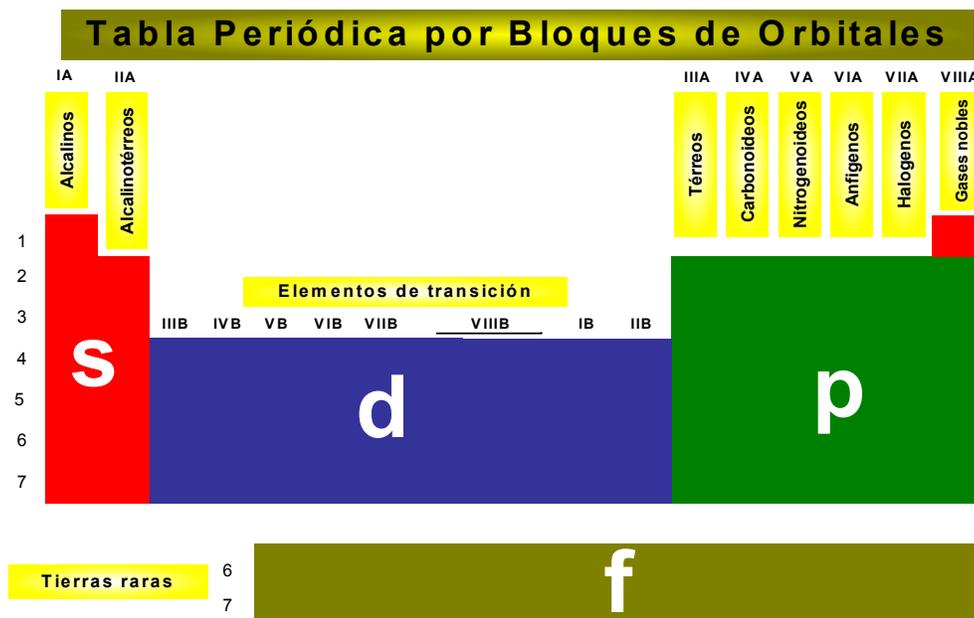
Los **grupos** están identificados con un número romano seguido de una letra, para diferenciar hasta qué orbital se va llenando con electrones en el último nivel de energía. Los elementos **REPRESENTATIVOS** se identifican con la letra A, y son 8: GRUPO IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIIIA. Éstos tienen los electrones del último nivel de energía llenando orbitales s y p. Los de los Grupos I y II llenan su orbital s y los restantes van llenando su orbital p.

Los elementos de **TRANSICIÓN** se identifican con la letra B, y hay de dos tipos: de TRANSICIÓN propiamente dicho, con electrones llenando orbitales d en su último nivel de energía y los de **TRANSICIÓN INTERNA**, con electrones llenando orbitales f en su último nivel.

En un átomo los electrones más externos, más energéticos, se denominan electrones de valencia, el resto de electrones dispuestos en niveles internos constituyen el núcleo electrónico del átomo. Cada periodo o fila comienza con un elemento que tiene un electrón de valencia (de la capa externa) en un orbital s.

Como se muestra en la figura de abajo la tabla periódica puede dividirse en bloques, según el tipo de orbital ocupado por el último electrón de cada elemento químico

* Bloque s: Se llena el orbital s * Bloque p: Se llenan los orbitales p * Bloque d: Se llenan los orbitales d * Bloque f: Se llenan los orbitales f, lantánidos y actínidos.



En resumen los electrones más externos tienen la mayor influencia en las propiedades de los elementos

-Periodos

Estos representan el nivel máximo de energía alcanzado por los electrones de los átomos que los constituyen. Así, los elementos del Período 3 tienen electrones en su nivel de energía $n=3$. Los del Período 6 tienen electrones hasta en su nivel $n=6$. Hay, por lo tanto, 7 períodos, ya que 7 son los niveles de energía de un átomo.

El número de elementos de cada PERÍODO no es fijo. Así, el primer período consta de dos elementos: el Hidrógeno y el Helio. Los períodos segundo y tercero contienen 8 elementos cada uno, el cuarto y el quinto dieciocho (18) cada uno, el sexto treinta y dos (32), y el séptimo también treinta y dos (32), aunque se desconocen aún 3 de ellos.

En la tabla periódica, los elementos están ordenados también de acuerdo con características comunes. Según este criterio, a los elementos se los clasifica en:

***Metales,**

***No metales y**

***Gases nobles.**

Veamos las características de los elementos METÁLICOS:

- Conducen con facilidad el calor y la electricidad.
- Presentan brillo metálico.
- Generalmente pueden ser laminados o estirados formando alambres, propiedades que se conocen como

-MALEABILIDAD y DUCTILIDAD.

- Por lo regular, a temperatura ambiente son sólidos, excepto Hg, Ga, Cs y Fr.
- Al combinarse con NO METALES ceden electrones por lo que adquieren cargas positivas (CATIONES).

En cambio, los NO METALES presentan las siguientes características:

- Son malos conductores del calor y de la electricidad.
- No son maleables ni dúctiles.
- Son frágiles.
- Reciben electrones al combinarse con los METALES adquiriendo así cargas NEGATIVAS (ANIONES).

Los GASES NOBLES presentan las siguientes características:

- Son gases monoatómicos.

- No presentan actividad química, es decir que no reaccionan químicamente con ningún elemento.

Por ejemplo, los gases utilizados en los carteles luminosos.

5.3-PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS

LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS Muchas propiedades físicas como el punto de fusión, ebullición y tamaños atómicos presentan variaciones periódicas de acuerdo al periodo (nivel) y el grupo al cual pertenecen los elementos y su conocimiento permite predecir un comportamiento químico.

Corresponden a las propiedades de los elementos que varían regularmente en un período.

Estas propiedades, tanto física como química, dependen de la configuración electrónica del elemento.

Son propiedades periódicas:

- La Electroafinidad (EA)
- El Potencial de Ionización (PI)
- La Electronegatividad (EN)
- El Radio Atómico (RA).
- El Radio Iónico.

Todas las propiedades periódicas dependen de algún modo de la carga nuclear efectiva y de la distancia del electrón al núcleo

Carga nuclear efectiva:

es la que realmente siente el electrón como consecuencia de la presencia de electrones más internos y por tanto de su efecto apantallante (a) sobre la carga real del núcleo Z

$$Z_{ef} = Z - a$$

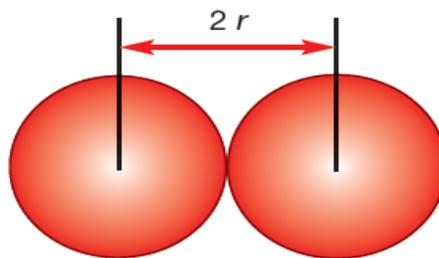
Evolución de Z_{ef}

- En un periodo aumenta de izquierda a derecha
- En un grupo permanece bastante constante tras un ligero aumento inicial

a- Radio Atómico

Experimentalmente no se puede determinarle el radio a un solo átomo, es por ellos se **define el radio atómico como:**

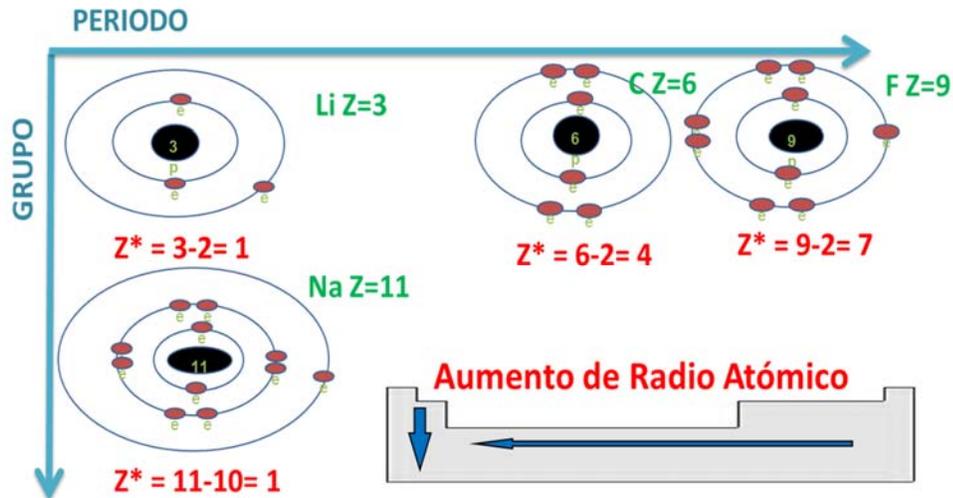
la mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos del mismo elemento que están adyacentes.



-La variación del radio atómico en la tabla periódica es la siguiente:

*En un período el radio atómico disminuye de izquierda a derecha, al aumentar Z. Esto ocurre porque el tamaño de los átomos está determinado por la fuerza de atracción entre los electrones de valencia y el núcleo, entonces mientras mayor es el número de electrones de valencia y mayor es la cantidad de electrones en el núcleo, mayor será la carga nuclear efectiva (fuerza de atracción entre protones y electrones) y menor el tamaño

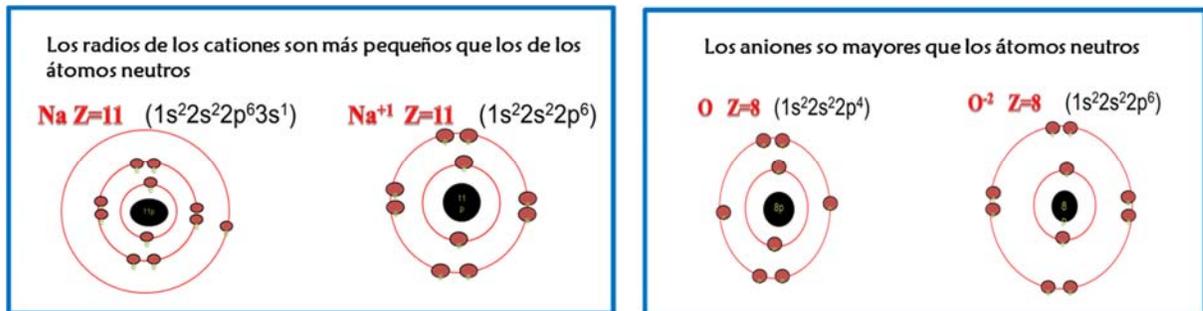
*En los grupos, el radio atómico aumenta desde arriba hacia abajo ya que los electrones externos están ubicados en niveles cada vez más alejados del núcleo, la fuerza nuclear es menor.



b-Radio Iónico

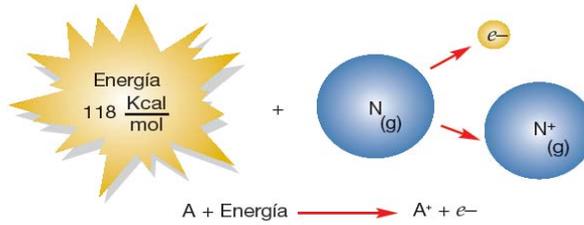
Es la diferencia de tamaño entre un átomo y su ion

La carga influye notablemente en el tamaño de la especie. Es una magnitud difícil de medir ya que, aunque se puede medir con exactitud la distancia entre los núcleos, no hay una regla universal para dividir esta distancia entre los dos iones



c-Potencial de Ionización (PI)

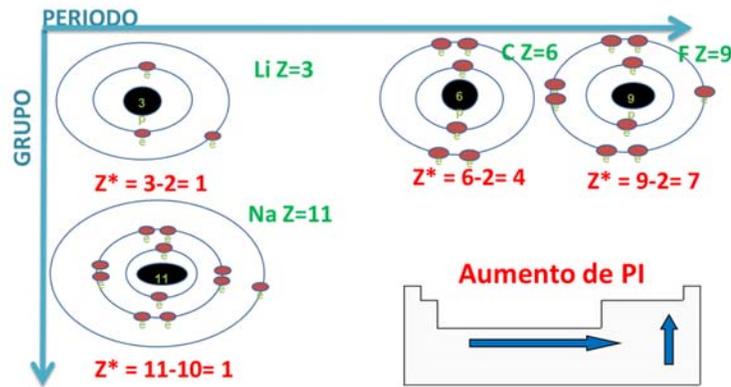
Es la energía necesaria para retirar el electrón más débilmente retenido en un átomo gaseoso desde su estado fundamental.



El potencial de ionización varía en forma inversa a la variación de tamaño o radio atómico, a mayor radio atómico menor será PI, se necesita menos energía para arrancar 1 electrón externo puesto que la fuerza nuclear sobre este electrón será menor. Mientras menor es el radio atómico, mas costará sacar el electrón externo, puesto que estará más atraído por el núcleo.

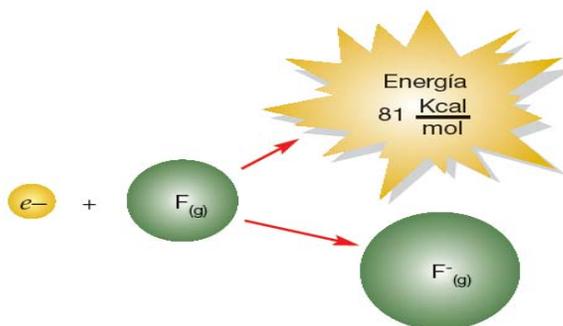
*En un grupo, el potencial de ionización, disminuye de arriba hacia abajo.

*En un período, el potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha



d-Afinidad Electrónica (AE)

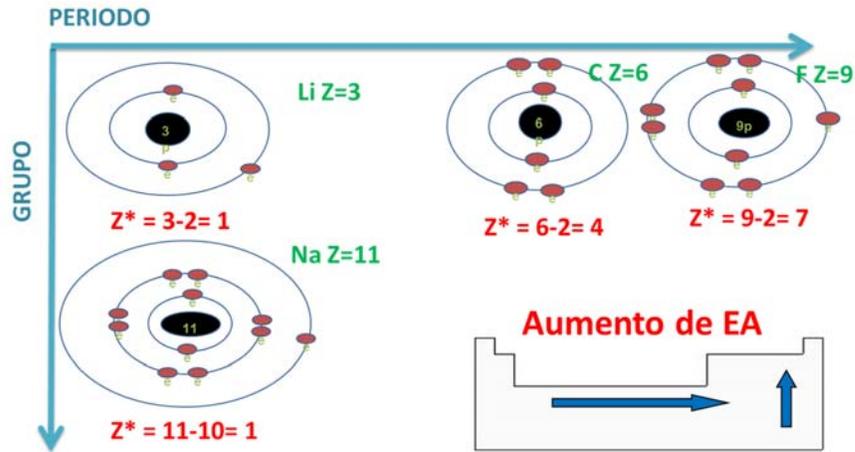
Es la energía relacionada con la adición de un electrón a un átomo gaseoso para formar un ion negativo



En un grupo la electroafinidad o Afinidad Electrónica disminuye de arriba hacia abajo.

Por lo tanto, a mayor tamaño del átomo se libera menor cantidad de energía al agregar un electrón.

En un período la electroafinidad aumenta de izquierda a derecha, a menor tamaño del átomo mayor energía se libera.

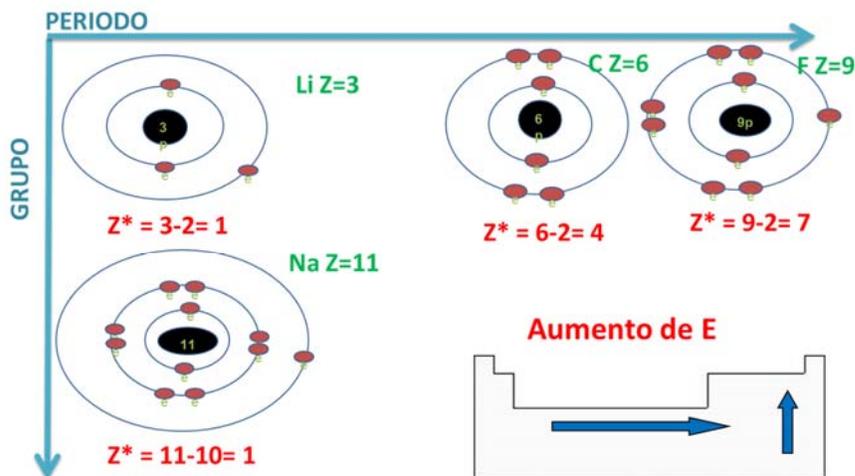


e-Electronegatividad (Ea)

La electronegatividad es la tendencia o capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones de otro átomo.

Esta propiedad se cuantifica en valores que van desde **0,7 a 4,0**, siendo el Flúor el elemento que posee un mayor valor de electronegatividad

La electronegatividad en un período aumenta de izquierda a derecha ya que mientras más pequeño sea el átomo mayor será su fuerza nuclear para atraer electrones de otro átomo. En los grupos la predicción no es tan clara pero disminuye de arriba hacia abajo



Ejercicios

1.- La configuración electrónica del elemento 21X es:

- a.- $1s22s22p63s13p64s23d2$
- b.- $1s22s2p63s23px23py23pz24s13d2$
- c.- $1s22s22p63s23px23py23pz24s23d1$
- d.- $1s22s22p63s23p64s3$

2.- La configuración electrónica de un átomo neutro: $1s22s22p63s2$

- I.- pertenece a un elemento con $Z=12$
- II.- pertenece a un elemento con 12 electrones de valencia
- III.- Pertenece a un elemento con 12 electrones

SON CORRECTAS:

- a.- I
- b.- II
- c.- I y II
- d.- I y III

3.- La configuración electrónica de la capa más externa del átomo: $1s22s22p63s23p4$ indica que:

- I.- hay 6 electrones de valencia
- II.- Los electrones de valencia se ubican en el nivel 3
- III.- hay 3 electrones de valencia
- IV.- los electrones de valencia se ubican en el nivel 2

SON CORRECTAS:

- a.- I
- b.- III
- c.- I y II
- d.- todas

4.- La configuración electrónica del Se $Z=34$ es:

- a.- $1s22s22p63s23p64s23d104p4$
- b.- $1s22s22p63s23p64s23d84p6$
- c.- $1s22s22p63s23p63d104s24p4$
- d.- ninguna es correcta

5.- La configuración electrónica $1s22s22p6$ indica que el átomo:

- a.- tiene 8 electrones en su último nivel
- b.- es un gas noble
- c.- tiene un $Z=10$
- d.- todas son correctas

6.- En la configuración $1s2$:

- I.- el 1 representa el nivel de energía
- II.- el 2 representa el nivel de energía
- III.- la s representa la región dónde se puede encontrar al electrón

SON CORRECTAS:

- a.- I
- b.- II
- c.- I y II
- d.- I y III

7.- En el Sistema Periódico los elementos se ordenan según:

- a.- aumento en el número de protones

- b.- aumento en el volumen atómico
- c.- aumento de la masa atómica
- d.- ninguna es correcta

8.- A partir de los Z de los siguientes pares de átomos¿Cuál de ellos tendrá un comportamiento químico semejante?

- a.- Li y Be Li Z=3 Be Z=4
- b.- F y H F Z=9 H Z=1
- c.- O y Se O Z=8 Se Z=34
- d.- Cl y S Cl Z=17 S Z=16

9.- A partir de la configuración electrónica del elemento de Z=20 ¿A qué grupo y a qué período pertenece?

- a.- Grupo IIA P2
- b.- Grupo IIA P4
- c.- Grupo IIIA P4
- d.- Grupo IIA P4

10.- Un elemento de transición es aquel que tiene en su último nivel:

- a.- sólo orbitales s ocupados
- b.- orbitales d y f ocupados
- c.- orbitales s y p ocupados
- d.- ninguna es correcta

11.- Los gases nobles se caracterizan por:

- i.- Su gran estabilidad
- II.- tener su nivel de valencia completo
- III.- no ceder ni captar electrones.

SON CORRECTAS:

- a.- I
- b.- II
- c.- III
- d.- todas son correctas

12.- El átomo de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ se debe clasificar como:

- a.- gas noble
- b.- elemento de transición
- c.- elemento representativo
- d.- no se puede clasificar con esa información

13.- Los grupos A de la tabla periódica se caracterizan por:

- I.- tener sólo elemento representativos
- II.- ser todos metálicos
- III.- que los electrones externos se ubican en los orbitales s o p

SON CORRECTAS:

- a.- I
- b.- I y II
- c.- I y III
- d.- todas

14.- Es un gas noble:

- a.- $1s^2$
- b.- $1s^2 2s^2 2p^6$
- c.- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- d.- todos los anteriores

15.- Es un elemento de transición:

- a.- $1s^2 2s^2 2p^3$
- b.- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- c.- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d.- ninguno

16.- Los elementos metálicos son aquellos que:

- a.- ceden electrones para estabilizarse
- b.- captan electrones para estabilizarse
- c.- son estables como los gases nobles
- d.- ninguna alternativa es correcta

17.- Hidrógeno, litio, helio, calcio, aluminio son respectivamente:

- a.- He, Li, H, Ca, Al
- b.- H, Li, He, Al, Ca
- c.- H, Li, He, Ca, Al
- d.- Li, H, He, Ca, Al

18.- Es un elemento no metálico.

- a.- $1s^2 2s^2 2p^6$
- b.- $1s^2 2s^2 2p^5$
- c.- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d.- ninguno

19.- Es un elemento metálico:

- a.- $1s^2 2s^2 2p^6$
- b.- $1s^2 2s^2 2p^5$
- c.- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d.- ninguno

20.- El radio atómico es una propiedad periódica porque varía de una manera periódica y ordenada en la tabla:

- I.- En los grupos aumenta hacia abajo
- II.- en los períodos disminuye hacia la derecha
- III.- en los grupos disminuye hacia abajo

SON CORRECTAS:

- a.- I y II
- b.- I y III
- c.- II y III
- d.- ninguna

21.- Escriba la configuración electrónica para los átomos con las siguientes características e indique sin mirar la tabla periódica el grupo, periodo y tipo de elemento.

- a) el primer átomo del grupo IA con un electrón exterior 3s
- b) átomo(s) del grupo VIIA con electrones 4p
- c) átomo(s) del grupo IA sin orbitales d ocupados
- d) átomos del 3° periodo que contienen más de 4 electrones exteriores
- e) átomo(s) que contiene(n) únicamente electrones s y p

22. Ubique al elemento sodio en la tabla periódica y resuelva:

- A) ¿A qué periodo y grupo de la tabla periódica pertenece?
- B) Enuncie su número atómico y símbolo químico
- C) ¿Es un elemento de transición? Justifique

2. Ubique al elemento azufre en la tabla periódica y resuelva:

- A) ¿A qué periodo y grupo de la tabla periódica pertenece?
- B) Enuncie su número atómico y símbolo químico
- C) ¿Es un elemento de transición? Justifique.

3. Cuál de los siguientes elementos se encuentra en el mismo periodo que el antimonio:

Fósforo Europio Estroncio Arsénico Yodo

4. Discuta el Tamaño relativo de los siguientes elementos:

- A) Li ; Cs C) O ; Cl
- B) C ; F D) Tc ; Re

5. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene menor radio?

N, Cl, S, F, O

6. Si se quita un electrón de cada una de las siguientes especies: He, Li, Be, se observa que la energía necesaria para hacerlo:

- A) Sería la misma ya que son isoelectrónicos.
- B) Sería mayor en el caso del Helio (es un gas noble)
- C) Sería mayor en el Be
- D) Sería mayor en el Li
- E) Ninguna de las anteriores

7. Si se quita un electrón de cada una de las siguientes especies: He, Li⁺, Be²⁺, se observa que la energía necesaria para hacerlo:

- A) Sería la misma ya que son isoelectrónicos.

- B) Sería mayor en el caso del Helio (es un gas noble)
- C) Sería mayor en el Be^{2+}
- D) Sería mayor en el Li^+
- E) Ninguna de las anteriores

8. Indica cuales de estas expresiones son falsas o verdaderas:

- a. Los elementos de los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 19 y 20 se denominan representativos.
- b. Los electrones de valencia pertenecen al penúltimo y último nivel.
- c. El nivel energético más externo siempre está incompleto, excepto en los gases nobles.
- d. Los electrones del nivel más externo se denominan de valencia.

9. según las siguientes configuraciones electrónicas señala:

- a. Cuales corresponden a elementos de un mismo grupo.
- b. Cuales a elementos de un mismo período.
 - $1s^2 2s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Dado este elemento: ${}_{51}\text{Sb}^{122}$

- a. Representa la configuración electrónica
- b. ¿Cuántos electrones posee en el nivel energético externo?
- c. ¿Cuántos en el cuarto nivel?

10. Señala, observando la TP a que periodos y grupos pertenecen los átomos de los siguientes elementos:

- a. Elemento M que produce un anión bivalente y que, entonces posee 18 electrones.
- b. Elemento N con 15 protones en su núcleo.
- c. Elemento Q que tiene sus últimos 5 electrones en nivel 5p.

11. ordena de manera decreciente según su electronegatividad los siguientes átomos.

- A) C, Be, Li, B
- B) Br, F, I
- C) Mg, Ca, Sr, Ba
- D) K, Cl, Rb, Na

12. Señala en orden creciente e radio de los átomos.

- a. N, Cl, S, F, O

13. discuta el tamaño relativo de las siguientes especies.

- a. Fe, Fe⁺², Fe⁺³
- b. S, S⁻²

14. Si comparamos la energía de ionización (EI) del segundo halógeno (x) con el tercer alcalino terreo (y) podemos afirmar que:

- a. $EI_x < EI_y$
- b. $EI_x > EI_y$
- c. $EI_x = EI_y$
- d. No se puede predecir
- e. correcta

Ninguna es

15. Indica la opción incorrecta:

- a. El anión del átomo de N tiene un radio mayor que el ion negativo del átomo de O.
- b. Los cationes poseen siempre un radio menor que el del átomo neutro respectivo.
- c. El radio de los elementos de un periodo es inversamente proporcional a su carga nuclear efectiva.
- d. Los gases nobles son los elementos más electronegativos de la tabla.
- e. Los metales alcalinos tienen una alta electropositividad.

UNIDAD 6: UNIONES QUIMICAS

Siempre que dos átomos o iones están unidos fuertemente entre sí, decimos que hay un **enlace químico ó unión química** entre ellos. Existen tres tipos generales de enlaces químicos: *iónico*, *covalente* y *metálico*. La Fig. 1 muestra ejemplos de sustancias en la que encontramos cada uno de estos tipos de fuerzas de atracción.



Figura 1. Enlaces químicos. Ejemplos de sustancias en las que encontramos enlaces iónicos, covalentes y metálicos.

El término **enlace iónico** se refiere a las fuerzas electrostáticas que existen entre iones con cargas opuestas. Los iones pueden formarse a partir de átomos mediante la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro.

Las sustancias iónicas por lo general resultan de la interacción de metales del lado izquierdo de la tabla periódica, con no metales del lado derecho de la tabla (a excepción de los gases nobles).

Un **enlace covalente** se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones. Los ejemplos más conocidos de enlaces covalentes son los que se aprecian en las interacciones entre elementos no metálicos.

Por su lado, los **enlaces metálicos**, se encuentran en los metales como cobre, hierro y aluminio. Cada átomo de un metal se encuentra unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace se encuentran relativamente libres para moverse a través de la estructura tridimensional del metal. Los

enlaces metálicos dan lugar a propiedades metálicas típicas, como la elevada conductividad eléctrica y brillo.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas, por lo cual son los electrones de valencia los cuales se encuentran involucrados. Para determinar cuáles son los electrones que se ponen en juego durante la formación de estos enlaces, se emplea un sistema de puntos (símbolos de electrón-punto de Lewis). Este sistema consta del símbolo del elemento, y por cada electrón de valencia un punto (Fig. 2).

H •									He ••
Li •	Be ••			B ••	C ••	N •••	O ••••	F •••••	Ne ••••••
Na •	Mg ••			Al ••	Si •••	P ••••	S •••••	Cl ••••••	Ar •••••••
K •	Ca ••			Ga ••	Ge •••	As ••••	Se •••••	Br ••••••	Kr •••••••
Rb •	Sr ••			In ••	Sn •••	Sb ••••	Te •••••	I ••••••	Xe •••••••
Cs •	Ba ••			Tl ••	Pb •••	Bi ••••	Po •••••	At ••••••	Rn •••••••

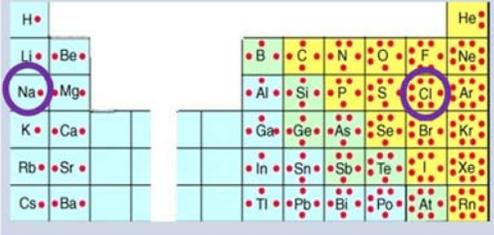
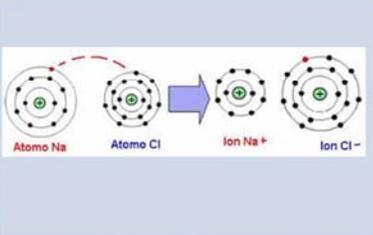
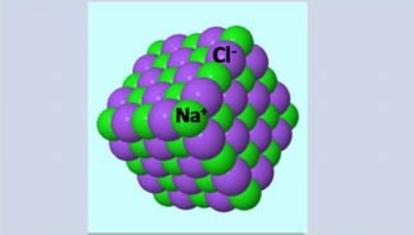
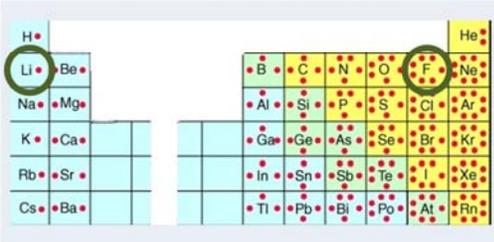
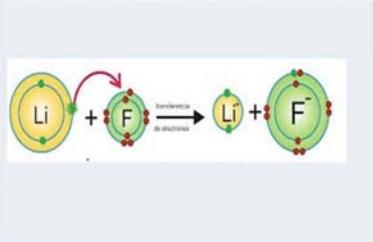
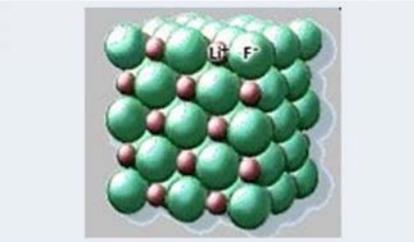
Figura 2. Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos desapareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto.

Obsérvese, que a excepción del Helio (He), el número de electrones de valencia de cualquier elemento representativo es el mismo que el número del grupo de donde se encuentran los mismos. Los metales de transición, lantánidos y actínidos, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos.

Dentro de la tabla periódica (TP), los elementos del grupo VIIIA, son los denominados gases nobles o elementos inertes, ya que por su alta estabilidad (demostrado por sus altas energías de ionización), no reaccionan con otros elementos. Esta estabilidad está determinada por presentar sus orbitales más externos completos. Teniendo en cuenta esto, los átomos con frecuencia tienden a ganar, perder o compartir los electrones de la última capa, de modo de alcanzar el mismo número de electrones que el gas noble que se encuentra más cercano de ellos dentro de la tabla periódica. Como todos los gases nobles (excepto el He) tienen ocho electrones de valencia, mucho de los átomos que experimentan reacciones también terminan con ocho electrones de valencia. Esta observación dio lugar a un principio conocido como la regla del octeto: **los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta que se encuentran rodeados por ocho electrones de valencia**. Existen excepciones a

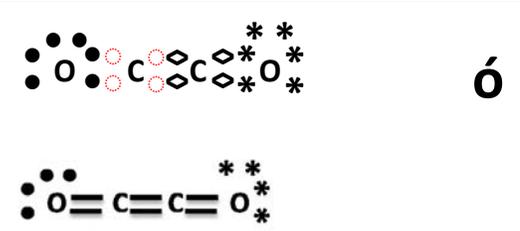
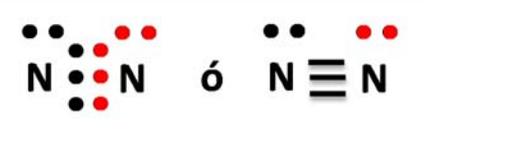
la regla del octeto, sin embargo este concepto es importante al momento de entender los enlaces químicos. En términos de los símbolos de Lewis, un octeto puede visualizarse como cuatro pares de electrones de valencia acomodados alrededor del átomo.

Los átomos de los elementos con bajas energías de ionización tienden a formar cationes, en cambio los que tienen alta afinidad electrónica tienden a formar aniones. Como regla, los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen más probabilidad de formar cationes en los compuestos iónicos, y los más aptos para formar aniones son los halógenos y los oxigenoides. En consecuencia, la composición de una gran variedad de compuestos iónicos resulta de la combinación de un metal del grupo IA ó IIA, con los halogenoides u oxigenoides. La fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico se denomina enlace iónico.

Ubicación en la TP	Diagrama de Lewis	Estructura cristalina del compuesto
		
		

En el siguiente cuadro se muestran dos ejemplos de enlaces del tipo iónico, entre elementos de baja energía de ionización (Na y Li) con alta energía (Cl y F). Como puede observarse los elementos ubicados hacia la mano izquierda de la TP (Na y Li) presentan en su último nivel de energía un electrón, el cual es cedido a los elementos más electronegativos (Cl y F) para dar lugar al enlace del tipo iónico. Ésta donación-acepción electrónica, es posible tanto en los elementos ubicados hacia la izquierda como hacia la derecha de la TP, ya que todos ellos buscan obtener la mayor estabilidad energética adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo. Como resultado de esta transferencia de electrones se generan iones con cargas positivas (aquellos elementos que cedieron) y negativas (aquellos elementos capaces de tomarlos), los cuales se denominan cationes y aniones, respectivamente. Éstos iones con cargas eléctricas opuestas, se atraen entre sí, dando lugar al enlace

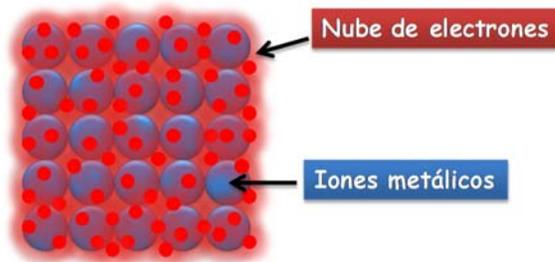
igual intensidad por los núcleos de los átomos, por lo cual esta fuerza atractiva es lo que garantiza la estabilidad del enlace covalente. Cuando se comparte un par de electrones, se forma un *enlace covalente sencillo ó simple*; sin embargo, en muchas moléculas para que sus átomos cumplan con la ley del octeto, es necesario que se comparta más de un par de electrones, dando lugar a los enlaces del tipo múltiple. Cuando se comparten dos pares de electrones, el enlace es *doble* y su representación es con una doble flecha, mientras que cuando los pares compartidos son tres se denominan *enlaces triples*, y en este caso se hace uso de tres líneas en su representación en el diagrama de Lewis. Ejemplos de estos tipos de enlaces lo son las moléculas de CO_2 y N_2 , respectivamente.

Molécula	Configuración electrónica	Electrones del último nivel	Representación de Lewis
CO_2	$\text{C}=1s^22s^22p^2$	4 electrones	
	$\text{O}=1s^22s^22p^4$	6 electrones	
N_2	$\text{N}=1s^22s^22p^3$	5 electrones	

Tanto en los enlaces del tipo iónico, como covalente, los átomos que participan en la formación de la molécula, buscan alcanzar la estabilidad, adquiriendo la configuración electrónica de su gas noble más próximo, para lo cual ponen en juego los últimos electrones de valencia. Es así que en la mayoría de las moléculas, a excepción del H_2 , los átomos tienden a tener 8 electrones en el último nivel. Sin embargo, en los *enlaces del tipo metálico*, los átomos de los elementos metálicos (tales como Na, Ca, Cu, etc.) se caracterizan por tener pocos electrones de valencia por lo cual no pueden formar enlaces covalentes, pues compartiendo electrones no pueden llegar a adquirir la estructura de gas noble. Es así que la estabilidad la consiguen de otro modo, los electrones de valencia de cada átomo entran a formar parte de "un fondo común", constituyendo una nube electrónica que rodea a todo el conjunto de iones positivos, dispuestos ordenadamente, formando un cristal metálico. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos a otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de líneas tridimensionales que adquieren estructuras tales como: la típica de empaquetamiento compacto de esferas (hexagonal compacta), cúbica centrada en las caras o la cúbica centrada en el cuerpo. En este

tipo de estructura cada átomo metálico está dividido por otros doce átomos (seis en el mismo plano, tres por encima y tres por debajo). Además, debido a la baja electronegatividad que poseen los metales, los electrones de valencia son extraídos de sus orbitales. Al estar los átomos tan cercanos unos de otros, interaccionan sus núcleos junto con sus nubes electrónicas, empaquetándose en las tres dimensiones, por lo que quedan los núcleos rodeados de tales nubes.

Como regla general, los metales no tienen suficientes electrones de capa de valencia para satisfacer sus requerimientos de enlace a través de la formación de enlaces de pares de electrones localizados. En respuesta a esta deficiencia, los electrones de valencia se comporten de manera colectiva. Una red empaquetada de átomos facilita una compartición de electrones deslocalizados entre todos los átomos en la red.



Un modelo sencillo que explica las características más importantes de los metales es el modelo de mar de electrones. En este modelo el metal se representa como un arreglo de cationes metálicos en un “mar” de electrones de valencia, como se muestra en la figura.

Estos electrones están confinados al metal por medio de atracciones electrostáticas a los cationes y se distribuyen de manera uniforme a través de su estructura. Sin embargo, los electrones son móviles y ningún electrón individual se encuentra confinado a un ion metálico en particular. Es por ello que estos electrones libres son los responsables de que los metales presenten una elevada conductividad eléctrica y térmica, ya que estos se pueden mover con facilidad si se ponen en contacto con una fuente eléctrica. La capacidad de los metales para deformarse (maleabilidad y ductilidad) se puede explicar por el hecho de que los átomos metálicos forman enlaces con muchos vecinos. Los cambios en la posición de los átomos que resultan por el cambio de forma del metal se acomodan de manera parcial mediante una redistribución de electrones.

Ejercicios

1-Dados los siguientes compuestos, describa para cada uno de ellos:

- a) Configuración electrónica de los elementos que lo conforman
- b) Número de electrones involucrados en el enlace químico

c) Representación mediante el diagrama de Lewis cuando se trate de compuestos formados mediante enlaces iónicos ó covalentes.

LiBr, CH₄, Li, H₂O, CaBr₂, O₂, Fe, MgO, HCN, KI, HNO₂, Cl₂, AgNO₃, KOH, MgCl₂, H₂S, HCl, Fe₂S₃, NaClO, Ca, MnCl₂, NH₃

2.-Cuantos electrones se encuentran en el nivel energético más externo de cada uno de los siguientes elementos:

- | | |
|-------|-------|
| a. Mg | e. K |
| b. Al | f. P |
| c. Pb | g. Li |
| d. Br | |

3. Cuantos electrones son necesarios para que los siguientes átomos cumplan la ley del octeto:

- | | |
|-------|-------|
| a. Mg | d. S |
| b. O | e. Br |
| c. H | |

4. Para las siguientes formulas mencionar las clase de polaridad que presenta cada molécula y por qué. Elaborar los diagramas de cada una:

- | | |
|---------------------|-------------------|
| a. CO | d. HBr |
| b. H ₂ O | e. N ₂ |
| c. Cl ₂ | |

5. Esquematizar el enlace que ocurre entre el cloro y el aluminio. ¿A qué clases de enlace pertenece?

6. Entre cuales de los siguientes pares de elementos cabe esperar un enlace covalente, estableciendo en caso afirmativo, sus fórmulas:

- | | |
|-------------------------|---------------------------|
| a. Hidrogeno y cloro. | d. Nitrógeno e hidrogeno. |
| b. Cloro y magnesio. | e. Carbono y cloro. |
| c. Hidrogeno y oxígeno. | f. Sodio y potasio. |

7. Elaborar un cuadro comparativo entre enlace iónico, enlace covalente y enlace covalente coordinado.

8. Representar la unión química entre los siguientes pares de elementos haciendo uso de la estructura de Lewis. Indicar si la unión es iónica o covalente:

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| a. Rubidio y cloro. | d. Cesio y azufre. |
| b. Hidrogeno y selenio. | e. Estroncio y oxígeno. |
| c. Boro y cloro. | f. Hierro y cloro. |

9. Las siguientes sustancias tiene enlaces covalentes múltiples. Elaborar la estructura de Lewis para cada una:

- | | | | |
|----|------------------|----|-----------------|
| a. | | d. | SO ₂ |
| b. | SO ₃ | e. | O ₂ |
| c. | HNO ₃ | | |

10. Para las siguientes formulas mencionar las clase de polaridad que presenta cada molécula y por qué. Elaborar los diagramas de cada una:

- | | | | |
|----|------------------|----|----------------|
| a. | CO | d. | HBr |
| b. | H ₂ O | e. | N ₂ |
| c. | Cl ₂ | | |

11. Escribir un (+) encima del átomo o átomos que sean relativamente positivos y un (-) encima del átomo o átomos que sean relativamente negativos en las siguientes moléculas de enlace covalente:

- f. HF
- g. H₂O
- h. ICl
- i. BrCl
- j. NH₃
- k. Cl₂O

12. Determina cuáles de las siguientes sustancias pueden considerarse iónicas y cuales covalentes:

- fluoruro de estroncio, SrF₂
- dióxido de carbono, CO₂
- nitrógeno, N₂
- bromuro de hidrógeno, HBr
- óxido de potasio, K₂ O
- óxido hipocloroso, Cl₂ O
- fosfina, PH₃

Resuelvo en casa los siguientes ítems:

1. ¿Qué diferencia hay entre las propiedades de los compuestos iónicos y los compuestos covalentes?
2. Explique porque las sustancias iónicas conducen la corriente eléctrica en estado líquido pero no en estado sólido.
3. ¿Por qué a los gases nobles no se les asigna generalmente valores de electronegatividad?
4. En cada uno de los siguientes grupos escoja el elemento con la electronegatividad mas baja:
 - a. F – Cl – Br
 - b. Ge – As – Sn – Sb
 - c. Rb – Cs – Fr

UNIDAD 7: NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS

Al existir una gran variedad de compuestos químicos es necesario desarrollar un método que sea entendible y evite que un mismo compuesto sea nombrado de formas distintas según el criterio personal. La **nomenclatura** es un conjunto de reglas que se diseñan con la finalidad de asignar - de forma sistemática y ordenada- nombres a objetos relacionados. En el caso de los compuestos químicos, se trata de asignar nombres a las sustancias químicas inorgánicas, de modo que la asociación entre el nombre y el producto nombrado sea lo más sencilla posible, de modo tal que el nombre de cada sustancia evoque fácilmente algunas de las propiedades importantes de los elementos que la constituyen. La institución encargada de establecer las reglas para nombrar las sustancias químicas es la **IUPAC** (Internacional Union of Pure and Applied Chemistry, sigla en inglés de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). La nomenclatura actual está *sistematizada* mediante las reglas propuestas por la **IUPAC**, también es necesario conocer la de *stock* y la *tradicional* ya que para determinados compuestos, como los oxoácidos y oxisales, son admitidas.

7-NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS:

Aplicaremos tres nomenclaturas:

-Nomenclatura tradicional: es la que más información requiere para poder nombrar un compuesto inorgánico (estados de oxidación y si se trata del mayor o menor de los estados de oxidación, además en ocasiones necesitamos conocer la raíz del nombre del elemento en latín). Tiene la limitación de distinguir solamente dos estados de oxidación posible para los metales. *Utiliza las terminaciones hiposo, -oso, -ico, -per-ico, para indicar la valencia del elemento, en orden ascendente.*

-Nomenclatura de numerales de Stock: surge cuando comienzan a identificarse metales que actúan con más de dos estados de oxidación (por ejemplo manganeso) para aplicar esta nomenclatura debo conocer los estados de oxidación con los que actúan los elementos que forman parte de los compuestos inorgánicos y poder expresar ese estado de oxidación con números romanos. *La valencia del elemento se indica con números romanos. Si esta es única no se indica.*

Nomenclatura sistemática: nombra lo que ve, de atrás para adelante. *Nombra a los elementos que forman parte del compuesto inorgánico e indica los subíndices como prefijos.* Muy útil para nombrar compuestos binarios, se complica cuando se aplica a moléculas poliatómicas.

Para poder formular y nombrar compuestos inorgánicos lo primero que tienes que aprender es:

- Símbolos y nombres de los elementos

- Grupo al que pertenecen en la tabla periódica
- Distinguir entre elementos metálicos y no metálicos
- Saber que siempre los metales forman cationes y los no metales, normalmente, aniones
- Y por supuesto los estados de oxidación de los distintos elementos, además de una serie de reglas que veremos después.

La primera gran clasificación de los compuestos es en orgánicos e inorgánicos: toda la sistematización que comenzamos a presentar se refiere a éstos últimos. Los compuestos inorgánicos se pueden clasificar según distintos criterios: por ejemplo, por la cantidad de átomos en su mínima unidad (monoatómicos, diatómicos, triatómicos, etc.), por la variedad de elementos que lo componen (binarios, ternarios) o según familias de compuestos relacionados por tener comportamientos químicos similares (la misma “función” química), por ejemplo, en fórmulas genéricas:

Binarios:

Óxidos básico: XO

Óxidos ácidos: YO

Hidruros metálicos: XH

Hidruros no metálicos (hidrácidos): HY

Hidrosales: XY

Ternarios:

Oxoácidos: HYO

Oxosales: XYO

Cuaternarios: Sales ácidas: XHYO

Sales básicas: X(OH)YO

Donde X: metal; Y: no metal; H: hidrógeno; O: oxígeno, sin importar cuantos átomos de cada uno.

El estado de oxidación de un elemento es el número de electrones que se ponen en juego para formar un compuesto. Un elemento en estado fundamental tiene de número de oxidación 0, no tiene ningún tipo de carga y así es estable. Cuando se forma un compuesto es porque sus elementos, redistribuyen los electrones, dando lugar a una unión de tipo electrostático que se llama **enlace** y adquiere mayor estabilidad.

-Número de oxidación por elementos:

a-Metales

Número oxidación +1	Número oxidación +2	Número oxidación +3	Número oxidación +1 +2	Número oxidación +1 +3	Número oxidación +2 +3	Número oxidación +2 +4	Número oxidación +2+3 +6	Número oxidación +2+3 +4+6+7
Litio Sodio Potasio Rubidio Cesio Francio Plata	Berilio Magnesio Calcio Estroncio Zinc Cadmio Bario Radio	Aluminio	Cobre Mercurio	Oro Talio	Hierro, Cobalto Níquel	Platino , Plomo, estaño	Cromo	Manganeso

b-No metales

Número oxidación -1	Número oxidación +/-1 +3+5+7	Número oxidación -2	Número oxidación +/-2 +4 +6	Número oxidación +2 +/-3 +4 +5	Número oxidación +/-3 +5	Número oxidación +/-2 +4	Número oxidación +4	Número oxidación +3
Flúor	Cloro, Bromo, Yodo	Oxígeno	Azufre, Selenio y Telurio	Nitrógeno	Fósforo, Arsénico y Antimonio	Carbono	Silicio	Boro

Los compuestos surgen a partir de reacciones químicas, y a continuación se presentan las formas mediante las cuales se forman:

Reacciona con	Metal	No Metal
Oxígeno (O ₂)	Óxido básico	Óxido ácido
Hidrógeno (H ₂)	Hidruro metálico	Hidruro no metálico (hidrácido si se encuentra en solución)
Reacciona con	Óxido básico	Óxido ácido
Agua (H ₂ O)	Hidróxido	Oxoácidos

-Reacciones de neutralización

Reacciona con	Oxoácidos	Hidrácidos
Hidróxidos	Oxíal + agua	Sal haloidea + agua

A continuación, aplicaremos en algunos ejemplos las tres nomenclaturas a cada uno de los tipos de compuestos inorgánicos mencionados en las tablas precedentes:

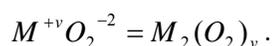
a-OXIDOS

Un **óxido** es la combinación de cualquier elemento con el oxígeno. Todos reciben la denominación óxido de, salvo el compuesto con hidrógeno, que se llama agua. Para formular los óxidos, escribimos en primer lugar el elemento del que se desea formular el óxido, con el subíndice 2 y a continuación el símbolo del oxígeno, que llevará como subíndice la **valencia** del elemento. Si la valencia es par, se simplifican ambos subíndices y no se escribe el subíndice 1: $M^{+v}O^{-2} = M_2O_v$

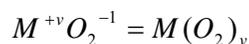
Ejemplos:

Nomenclatura	Fe_2O_3	FeO	Cl_2O_7
Tradicional	Óxido férrico	Óxido ferroso	Óxido perclórico
Stock	Óxido de hierro (III)	Óxido de hierro (II)	Óxido de cloro (VII)
Sistemática	Trióxido de hierro	Monóxido de hierro	Heptaóxido de cloro

Un **peróxido** es la combinación de un metal o el hidrógeno con el grupo peróxido (O_2^{-2}). Si la valencia es par, se simplifican ambos subíndices y no se escribe el subíndice 1:



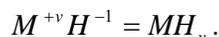
Un **superóxido o hiperóxido** es la combinación de un metal con el grupo O_2^{-1} (anión superóxido):



Ejemplos:

Nomenclatura	Na_2O_2	CaO_2	BaO_4
Tradicional	Peróxido sódico	Peróxido cálcico	Superóxido bárico
Stock	Peróxido de sodio	Peróxido de calcio	Superóxido de bario
Sistemática	Dióxido de disodio	Dióxido de calcio	Tetraóxido de bario

b-HIDRUROS METALICOS resultan de la combinación del hidrógeno con un metal. El hidrógeno actúa con estado de oxidación -1. Se formulan escribiendo en primer lugar el símbolo del metal correspondiente y después el símbolo del hidrógeno, que llevará como subíndice la valencia del metal:

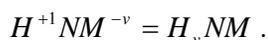


Ejemplos:

Nomenclatura	FeH ₃	HgH	LiH
Tradicional	Hidruro férrico	Hidruro mercurioso	Hidruro lítico
Stock	Hidruro de hierro (III)	Hidruro de mercurio (I)	Hidruro de litio
Sistemática	Trihidruro de hierro	Monohidruro de mercurio	Hidruro de litio

c-HIDRUROS NO METALICOS

Los **hidrácidos (ó hidruros no metálicos)** resultan de la combinación del hidrógeno con los anfígenos (elementos del grupo del VIA: oxígeno, azufre, selenio y telurio) o los haluros (elementos del grupo del VIIA: flúor, cloro, bromo y yodo). El hidrógeno actúa con estado de oxidación +1 y el otro elemento con su estado de oxidación negativo. Se formulan escribiendo en primer lugar el símbolo del hidrógeno, que llevará como subíndice la valencia del otro elemento, seguido del símbolo de ese segundo elemento:



Ejemplos:

Compuestos	Tradicional		Sistemática
	Medio acuoso	Estado gaseoso	
HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno
HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno	Bromuro de hidrógeno
HI	Ácido iohídrico	Ioduro de hidrógeno	Ioduro de hidrógeno
H₂S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno	Sulfuro de dihidrógeno
H₂Se	Ácido selenhídrico	Selenuro de hidrógeno	Selenuro de dihidrógeno
H₂Te	Ácido telurhídrico	Telenuro de hidrógeno	Telenuro de dihidrógeno

Los **hidruros volátiles**, son hidruros gaseosos que se forman a partir de la combinación del hidrógeno con los elementos del grupo del nitrógeno, del carbono, o boro. El hidrógeno actúa con su estado de oxidación +1, y el otro elemento con su número de oxidación negativo.

Ejemplos:

Compuesto	Nombres especiales	Tradicional	Sistémica
CH_4	Metano	Carburo de hidrógeno	Tetrahidruro de carbono
SiH_4	Silano	Siliciuro de hidrógeno	Tetrahidruro de silicio
NH_3	Amoníaco	Nitruro de hidrógeno	Trihidruro de nitrógeno
PH_3	Fosfina	Fosfuro de hidrógeno	Trihidruro de fósforo
AsH_3	Arsina	Arseniuro de hidrógeno	Trihidruro de arsénico
SbH_3	Estebina	Antimoniuro de hidrógeno	Trihidruro de antimonio

d- SALES BINARIAS

Las **sales binarias** son combinaciones de un metal con un no metal o dos no metales entre sí. En los compuestos de un metal y un no metal, el no metal actúa siempre con su estado de oxidación negativo.

Ejemplos:

Sales	Tradicional	Stock	Sistemática
FeCl_3	Cloruro férrico	Cloruro de hierro (III)	Tricloruro de hierro
FeS	Sulfuro ferroso	Sulfuro de hierro (II)	Monosulfuro de hierro
NaF	Fluoruro sódico	Fluoruro de sodio	Fluoruro de sodio
BaCl_2	Cloruro bórico	Cloruro de bario	Dicloruro de bario
Co_2S_3	Sulfuro cobáltico	Sulfuro de cobalto (III)	Trisulfuro de dicobalto
CoS	Sulfuro cobaltoso	Sulfuro de cobalto (II)	Monosulfuro de cobalto

Ejercicios

- 1) Coloca el nombre mediante los tres tipos de nomenclatura: tradicional, stock y sistemática.

Compuesto	Tradicional	Stock	Sistemática
Li_2O			
BeO			
CaO			
K_2O			
Al_2O_3			
FeO			
Cr_2O_3			
CuO			
PtO_2			
SrO			
MgO			
MnO_2			
Cu_2O			
Fe_2O_3			
I_2O_7			
I_2O_3			
SO_3			
Br_2O_7			
As_2O_5			
Br_2O			
P_2O_5			
Sb_2O_5			
P_2O_3			
SiO_2			
I_2O			

SiO ₂			
CrO ₃			
MnO ₃			
Mn ₂ O ₇			

2) Escriba la fórmula correcta de los siguientes compuestos:

Óxido de bromo (III)

Óxido de bario

Trióxido de nitrógeno

Pentóxido de dicloro

Óxido de plomo (II)

Óxido de titanio (IV)

Óxido de cobre (II)

Óxido de zinc

Óxido de plata

Óxido de molibdeno (V)

Trióxido de dimanganeso

Oxido sulfuroso

Anhídrido selénico

óxido de cloro (III)

Oxido brómico

Anhidrido crómico

oxido borico

anhídrido hipoyodoso

Dióxido de carbono

Dióxido de manganeso

Dióxido de cromo

óxido peryidico

anhídrido hiposelenioso

anhídrido sulfuroso

anhídrido sulfúrico

óxido nitroso

3) Coloca el nombre de los siguientes **hidruros**, mediante los tres tipos de nomenclatura:

tradicional, stock y sistemática

Compuesto	Tradicional	Stock	Sistemática
NaH			
BeH ₂			
CoH ₂			

CuH			
PbH ₄			
H ₂ S			
NH ₃			
HI			
CH ₄			
HBr			
HF			
H ₂ Se			
CsH			
BaH ₂			
MnH ₂			
MnH ₃			
AgH			

4) Escriba la fórmula correcta de los siguientes compuestos:

Hidruro níqueloso:

Arsina:

Estibina:

Hidruro mercúrico:

Hidruro rubídico:

Trihidruro de fósforo:

Tetrahidruro de silicio:

Dihidruro de estaño:

Monohidruro de potasio:

Dihidruro de cobre:

Tetrahidruro de platino:

5) Complete el cuadro de modo correcto de las siguientes **sales de hidruros**

Fórmula	Sistemática	Stock	Tradicional
NaI			
PtS ₂			

Cr_2Te_3			
			Yoduro berílico
			Carburo calcico
			Sulfuro cuproso
		Fosfuro de platino (IV)	
		Bromuro de mercurio (II)	
		Sulfuro de carbono (IV)	
	Monotelururo de dipotasio		
	Trisulfuro de dicobalto		
	Tetracloruro de carbono		

6) Complete adecuadamente la siguiente tabla de compuestos binarios

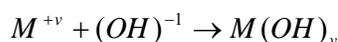
Fórmula	Tradicional	Stock	Sistemática
LiH			
BaH ₂			
CrH ₂			
MgO			
Hg ₂ O			
PtO			
ZnH ₂			
CsF			
AuF ₃			
NaCl			
Br ₂ O ₃			
MnH ₃			
SeO			
P ₂ O ₃			

NaH			
Rb ₂ O			
ZnO			
Mn ₂ O ₃			
H ₂ S			
Cs ₂ O			
ZnF ₂			
RaCl ₂			
FeP			
	Óxido níquelico		
			Monofluoruro de plata
		Fluoruro de estaño (II)	
	Óxido selénico		
	Óxido perclórico		
			Pentaóxido de diarsénico
		Óxido de silicio	
	Hidruro cobáltico		
	Ácido telurhídrico		
		Fluoruro de cobre (I)	
	Fluoruro crómico		
		Seleniuro de níquel (III)	
	Fosfina		
	Metano		
	Estibina		

-COMPUESTOS TERCIARIOS

a-Hidróxidos

Compuestos químicos formados por tres elementos distintos (metal + hidrógeno + oxígeno). Estos se forman cuando los óxidos reaccionan con el agua. Los hidróxidos se comportan como compuestos binarios, ya que el ión negativo o anión hidróxido (**OH⁻**) actúa siempre como una unidad conjunta. Todos reciben la denominación hidróxido de... y se forman con un metal. Para formular los hidróxidos, escribimos en primer lugar el símbolo del metal, a continuación el grupo hidróxido, entre paréntesis, que llevará como subíndice la valencia del metal. Si la valencia es 1 no se necesita escribirla ni poner los paréntesis:



Hidróxidos	Sistemática	Stock	Tradicional
NaOH	Monohidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido sódico
Ba(OH)₂	Dihidróxido de bario	Hidróxido de bario	Hidróxido bárico
Fe(OH)₂	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso
Fe(OH)₃	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico

b-Oxoácidos u oxiácidos

Los ácidos u oxiácidos son compuestos ternarios, formados por tres elementos distintos: hidrógeno, que actúa con su estado de oxidación +1; oxígeno, que siempre actúa con estado de oxidación -2; y un no metal que actuará con un estado de oxidación positivo. La fórmula de los oxiácidos empieza por el símbolo del hidrógeno, a continuación el símbolo del elemento y, finalmente, el símbolo del oxígeno, cada uno con un subíndice de forma que la suma de los estados de oxidación de los átomos de la fórmula sea 0. Todos tienen la fórmula general: H_aX_bO_c, donde X es un no metal, excepto en el caso del Cr y Mn que forman ácidos con los estados de oxidación más altos (Cr con +6 y Mn con +6 y +7).

Para escribir su fórmula:

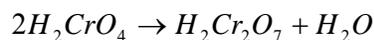
- i. Se coloca el símbolo del hidrógeno, seguido del no metal y por último el oxígeno.
- ii. Si el número de oxidación del no metal es **impar** se coloca **un** átomo de hidrógeno, si es **par** se colocan **dos**.

- iii. El número de átomos de oxígeno se obtiene sumando el número de oxidación del no metal más el número de átomos de hidrógeno y dividiendo el resultado entre dos.

Oxoácidos	Tradicional
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
HNO ₂	Ácido nitroso
HNO ₃	Ácido nítrico
HBrO	Ácido hipobromoso
HBrO ₄	Ácido perbrómico

Notas:

- 1) El **nitrógeno** solo forma oxoácidos con los números de oxidación +3 (ácido nitroso) y +5 (ácido nítrico).
- 2) El **chromo** con número de oxidación +6 forma el **ácido crómico** (H₂CrO₄). Este ácido es inestable y se descompone con pérdida de agua originando el **ácido dicrómico** (H₂Cr₂O₇) según la siguiente reacción:



- 3) El **manganeso** con los números de oxidación +6 y +7 forma los ácidos **mangánico** (H₂MnO₄) y **permangánico** (HMnO₄), respectivamente.

c-Ácidos meta, piro y orto.

Los óxidos ácidos de los elementos P, As, Sb, B pueden reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua originando los ácidos denominados *meta*, *piro* y *orto*.

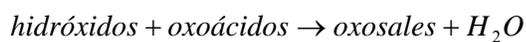
Ejemplo:

Óxido ácido	Reacción estequiométrica	Nomenclatura tradicional
P ₂ O ₃	P ₂ O ₃ + H ₂ O → 2 HPO ₂	ácido <i>meta</i> fosforoso
P ₂ O ₃	P ₂ O ₃ + 2H ₂ O → H ₄ P ₂ O ₅	ácido <i>piro</i> fosforoso
P ₂ O ₃	P ₂ O ₃ + 3H ₂ O → 2 H ₃ PO ₃	ácido <i>orto</i> fosforoso
P ₂ O ₅	P ₂ O ₅ + H ₂ O → 2 HPO ₃	ácido <i>meta</i> fosfórico
P ₂ O ₅	P ₂ O ₅ + 2H ₂ O → H ₄ P ₂ O ₇	ácido <i>piro</i> fosfórico
P ₂ O ₅	P ₂ O ₅ + 3H ₂ O → 2 H ₃ PO ₄	ácido <i>orto</i> fosfórico

Nota: Por lo general el prefijo *orto* se puede omitir, por lo tanto los ácidos *ortofosforoso* y *ortofosfórico* se pueden denominar ácido fosforoso y ácido fosfórico, respectivamente.

d-Oxisales neutras

Las sales neutras son compuestos que resultan de la unión de un anión procedente de una oxoácido con un catión metálico. El anión tendrá una carga negativa igual al número de hidrógenos que tenía el ácido del que proviene. Para formular una sal, se escribe en primer lugar el catión, después el anión, y se intercambian las valencias. Si se puede, los subíndices se simplifican y si alguno vale 1 no se escribe. Estequiométricamente estas sales se forman a partir de reacciones de neutralización:



Nomenclatura tradicional: Se coloca el nombre del *no metal* terminado en *ato* (cuando el no metal tiene un solo número de oxidación). Cuando el no metal posee dos números de oxidación se debe colocar el sufijo *-ito* para indicar el menor de estos, y *-ato* para indicar el mayor. Si el no metal presenta más de dos números de oxidación se usan los prefijos *hipo-* y *per-* para indicar el menor y mayor respectivamente. Por último se designa al *metal*. Si solo tiene un número de oxidación se coloca el *nombre del metal*; si presenta dos números de oxidación se escribe el *nombre del metal* con terminación *-oso* (menor estado de oxidación) o *-ico* (mayor número de oxidación).

Oxosales	Tradicional
Na_2SO_3	Sulfito de sodio
K_2SO_4	Sulfato de potasio
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$	Nitrito ferroso
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato de calcio
$\text{Fe}(\text{BrO}_3)_3$	Hipobromito férrico
CuBrO_4	Perbromato cuproso

Ejercicios

1- Escribir el nombre de los siguientes Hidróxidos

Formula	Sistemática	Stok	Tradicional
CuOH			
Pt (OH) ₂			
LiOH			
Mg(OH) ₂			
NaOH			
Co (OH) ₂			
Fe (OH) ₃			
AgOH			
Al(OH) ₃			
Cr (OH) ₃			
Sn (OH) ₄			
Mn(OH) ₃			
Fe (OH) ₂			
Sn (OH) ₂			

2- Escriba la fórmula de los siguientes Hidróxidos:

- 1- Hidróxido de plomo (IV)
- 3- Hidróxido de berilio
- 4- Hidróxido de Zinc
- 5- Hidróxido de plomo (II)
- 6- Hidróxido de platino (IV)
- 7- Hidróxido de cadmio
- 8- Hidróxido de plomo (II)
- 9- Trihidróxido de hierro
- 10- Dihidróxido de cadmio
- 11- Trihidróxido de aluminio
- 12- Hidróxido de sodio
- 13- Hidroxido crómico
- 14- Hidroxido mangánico

3-Escriba el nombre de los siguientes ácidos (TRADICIONAL):

1. HBrO
2. HClO₂
3. HClO₃
4. HBrO₄
5. H₂SO₃

6. H_2SeO_4
7. HNO_2
8. H_2SiO_3
9. HMnO_4
10. H_2ReO_4
11. HPO_3
12. H_2WO_4
13. HClO_4
14. HBrO_3
15. H_2CrO_4
16. H_2SO_4
17. HBO_2
18. H_2CO_3
19. HSbO_2
20. HSbO_3
21. HAsO_3
22. HAsO_2
23. HPO_3
24. HPO_2
25. HBO_2
26. H_2CrO_4
27. HMnO_4
28. H_2MnO_4
29. HIO_4
30. HIO_3
31. HIO_2
32. HIO
33. HBrO_3
34. HBrO_2
35. H_2TeO_4
36. H_2TeO_3
37. H_2SeO_4
38. H_2SO_3
39. H_2SO_4
40. HNO_3
41. HNO_2
42. H_2SiO_3
43. H_2CO_3

4- Escriba la fórmula de los siguientes ácidos

1. Ácido hipoyodoso
2. Ácido nítrico
3. Ácido selénico
4. Ácido sulfúrico
5. Ácido telúrico

6. Ácido cloroso
7. Ácido perclórico
8. Ácido hipocloroso
9. Ácido clórico
10. ácido carbonico
11. ácido silícico
12. ácido nitroso
13. ácido nítrico
14. ácido sulfúrico
15. ácido sulfuroso
16. ácido selenioso
17. ácido selénico
18. ácido teluroso
19. ácido telúrico
20. ácido hipocloroso
21. ácido cloroso
22. ácido clórico
23. ácido perclórico
24. ácido hipobromoso
25. ácido bromoso
26. ácido brómico
27. ácido perbrómico
28. ácido hipo bromoso
29. ácido yodoso
30. ácido yódico
31. ácido peryódico
32. ácido mangánico
33. ácido permangánico
34. ácido crómico
35. ácido dicrómico

5- Escribir el nombre de las siguientes sales

1. AlPO_3
2. BaSO_4
3. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
4. $\text{Ca}(\text{ClO})_2$
5. ZnCrO_4
6. NH_4IO_4

7. CaS
8. CuSO_4

9. Na_2CO_3
10. K_2SO_4
11. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

6-Formular los siguientes compuestos

1. Cloruro de estaño (IV) Cloruro sódico
2. Yoduro de plata
3. Bromuro de cobalto (III)
4. Sulfuro de plomo (IV)
5. Seleniuro de cobre (II)
6. Telururo de mercurio (I)
7. Clorato de potasio
8. Hipobromito de calcio
9. Bromato de estaño (IV)
10. Perclorato de mercurio (II)
11. Sulfato de calcio
12. Hiposelenito de cobre (II)
13. Telurito de cobre (I)
14. arseniato de hierro (III)
15. antimonito de estaño (IV)
16. fosfato de calcio
17. arsenito de sodio
18. antimoniato de níquel (III)
19. Carbonato de sodio
20. Silicato de potasio

EJERCICIOS

1. Escriba el nombre de los siguientes compuestos, identificando al tipo de compuestos químicos pertenece. Recuerde las reglas de asignación de números de oxidación.

Fórmula	Sistemática	Stock	Tradicional
Na ₂ O			
Cl ₂ O ₅			
SO ₂			
B ₂ O ₃			
H ₂ SO ₄			
HIO ₄			
SO ₃			
Br ₂ O ₇			
Cu ₂ O			
KOH			
H ₂ CO ₃			
Fe(OH) ₃			
Li ₂ O			
Al ₂ O ₃			
Fe ₂ O ₃			
CuOH			
HClO			
HBrO ₃			
CaO			
I ₂ O ₃			
HNO ₃			
HCl			
H ₂ S			
Al(OH) ₃			
HNO ₂			
H ₃ PO ₄			
CaSO ₄			
KCl			
HgOH			
HF			
H ₂ SO ₃			
Sn(SO ₃)			
Cu(NO ₃)			
Na ₂ CO ₃			
K ₂ SO ₄			
Fe(NO ₃) ₃			
BaSiO ₃			
Al ₂ (SO ₃) ₃			
Ga(ClO ₄) ₃			
MgS			

KClO ₄			
Fe(ClO ₄) ₂			
KNO ₂			
Ca(NO ₃) ₂			
Na ₂ SO ₄			
Cu(BrO ₃) ₂			
RbIO			
K ₃ PO ₄			
CuSO ₄			

2. Escriba las fórmulas químicas de los siguientes ácidos e hidróxidos:

Fórmula	Sistemática	Stock	Tradicional
			Hidróxido ferroso
		Hidróxido de oro (I)	
		Sulfato(IV) de hidrógeno	
			Ac. Nítrico
			Hidróxido de berilio
			Ac. Clorhídrico
		Yodato (V) de hidrógeno	
			Ac. Sulfhídrico
			Ac. Carbónico
		Bromato(VII) de hidrógeno	
			Hidróxido cuproso
			Hidróxido níquelico
			Hidróxido de aluminio
			Ac. Bórico
			Hidróxido plúmbico
			Hidróxido níqueloso
		Nitrato (III) de hidrógeno	
		Hidróxido de cobre (II)	

UNIDAD 8: ESTEQUIOMETRIA

8.1-ESTEQUIOMETRIA DE LA MOLECULA

En química, la **estequiometría** (del griego "stoicheion" (elemento) y "métron" (medida) es una herramienta indispensable.

Problemas tan diversos como, por ejemplo, la medición de la concentración de ozono en la atmósfera, la determinación del rendimiento potencial de oro a partir de una mina y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles gaseosos, comprenden aspectos de **estequiometría**.

El primero que enunció los principios de la estequiometría fue Jeremias Benjamin Richter (1762-1807), en 1792. Escribió:

La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en la que los elementos químicos que están implicados.



Jeremias Benjamin Richter.

CONCEPTOS BÁSICOS

-Elemento

Sustancia pura conformada por átomos que poseen el mismo número atómico. Ejemplo: una varilla de cobre, una lámina de zinc, etc.

-Átomo

Mínima porción de materia que posee aún las propiedades del elemento.

-Compuesto

Sustancia pura conformada por dos o más elementos unidos íntimamente, es decir los átomos que lo conforman son diferentes. Ejemplo: Sal común, yeso, agua, etc.

-Molécula

Es la menor porción de sustancia pura (simple o compuesta) que puede existir en estado libre, conservando las propiedades de esa sustancia. También puede definirse como un conjunto neutro de átomos que se comporta como una unidad.

-Fórmula

Es la representación gráfica de un compuesto. La fórmula de una sustancia indica su composición química.

-Atomicidad

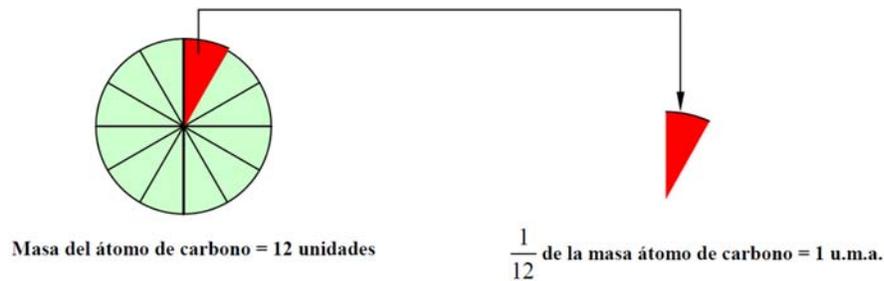
Se llama así al número de átomos que forman la molécula de una sustancia pura.

MASAS ATÓMICAS

Las masas de los átomos son extremadamente pequeñas, por ejemplo, la masa de un átomo de plomo es de $3,53 \times 10^{-26}$ kg. Si se usa como unidad de masa el kilogramo, resultan números muy pequeños y, por tanto, difíciles de manejar.

¿Dónde encontrar una unidad de masa que sea acorde con las dimensiones del átomo?, solamente la podemos hallar en el propio mundo de los átomos.

Por ello, las masas de los átomos se van a comparar con la masa de uno de ellos, al que llamaremos átomo patrón. Aunque, a lo largo de la historia de la química, se han escogido varios patrones, actualmente las masas de los átomos se comparan con el **átomo de carbono de número másico 12 (^{12}C)**, al que se le asigna el valor de doce unidades. La unidad, por tanto, será la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C .



Se define **unidad de masa atómica (u.m.a.)** como la doceava parte del isótopo de ^{12}C . Lo que equivale a $1,66 \times 10^{-27}$ kg.

Se define **peso atómico (masa atómica relativa)** de un elemento al cociente que resulta de dividir la masa de un átomo de un elemento entre la doceava parte de la masa del isótopo de ^{12}C .

Por ejemplo, cuando se dice que la masa atómica del cloro es 35,45 lo que se quiere expresar es que un átomo de cloro tiene 35,45 veces la masa de la doceava parte del isótopo de ^{12}C .

-PESO MOLECULAR RELATIVO (PMr)

Es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una molécula de una sustancia y se expresa en unidades de masa atómica.

Por ejemplo, el PMr del agua, H_2O :

$$2 \times 1.0 \text{ uma} + 1 \times 16.0 \text{ uma} = 18.0 \text{ uma.}$$

-MOL

Se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades elementales como el número de átomos en exactamente 12 g de ^{12}C . El número de átomos en una muestra de 12 g de ^{12}C , se llama **número de Avogadro (N_A)** y tiene un valor de 6.02×10^{23} . Por lo tanto, un mol de moléculas, de átomos, etcétera, contiene el número de Avogadro. Por ejemplo, un mol de etanol es igual a 6.02×10^{23} moléculas de etanol.

-MASA MOLAR (M)

Es la masa de un mol de la sustancia. El ^{12}C tiene, por definición, una masa molar de exactamente 12 g/mol. Para todas las sustancias, la masa molar en gramos por mol es numéricamente igual al peso fórmula en unidades de masa atómica.

$$1 \text{ u.m.a.} = 1 \text{ g/mol}$$

Un mol de cualquier sustancia es la cantidad en gramos que contiene el N_A de esa sustancia.

$$\text{Un mol de S} \quad \rightarrow \quad 6.02 \times 10^{23} \text{ át de S} = 32.0 \text{ g}$$

$$\text{Un mol de H}_2\text{SO}_4 \quad \rightarrow \quad 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4 = 98.0 \text{ g. } 1.204 \times 10^{24} \text{ át de H; } 6.02 \times 10^{23} \text{ át de S y } 2.408 \times 10^{24} \text{ át de O.}$$

Para convertir en moles (n) los gramos (m) de cualquier sustancia sólo hay que dividir por la masa molar (M) de dicha sustancia:

$$n = \frac{m}{M}$$

Ejemplo: ¿Cuántos moles hay en 24.5 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?

La masa molar del H_2SO_4 es 98g/mol, por lo tanto:

$$24.5 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 0.25 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 1 \text{ mol}$$

$$24.5 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } x = 0.25 \text{ mol}$$

-VOLUMEN MOLAR

La **Ley de Avogadro** enuncia que *un mol de cualquier gas en las mismas condiciones de presión y temperatura ocupa el mismo volumen, independientemente del tipo de gas*. En condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) el volumen corresponde a 22.4 L. Las condiciones normales son: temperatura de 0°C (273 K) y presión de 1 atm (760 mmHg).

A partir de los conceptos anteriores es posible establecer las siguientes igualdades:

$$1 \text{ mol de átomos de X} = 1 \text{ átomo-gramo} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de X} = \text{PA en g}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de AB} = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de AB} = \text{M o PM en g} = 22.4 \text{ L (gas en CNPT)}$$

EJERCICIOS RESUELTOS

MOLES

1. ¿Cuántos moles se encuentran contenidos en 120 g de H_2O ?

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ ----- } 18 \text{ g}$$

$$X \text{ ----- } 120 \text{ g} \quad \rightarrow \quad X = (120 \text{ g}) \times (1 \text{ mol}) / (18 \text{ g}) = 6.6 \text{ moles}$$

2. ¿A cuántos gramos equivalen 0.6 moles de NaNO_2 ?

$$1 \text{ mol NaNO}_2 \text{ ----- } 69\text{g}$$

$$0.6 \text{ moles NaNO}_2 \text{ ----- } X \quad \rightarrow \quad X = (0.6\text{mol}) \times (69\text{g}) / (1\text{mol}) = \mathbf{41.4 \text{ g}}$$

NÚMERO DE ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

3. ¿Cuántos átomos están contenidos en 15 moles de Cu?

$$1 \text{ mol Cu ----- } 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$15 \text{ moles Cu ----- } X \quad \rightarrow \quad X = (15\text{mol}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{ át}) / (1 \text{ mol})$$

$$\mathbf{X = 9.02 \times 10^{24} \text{ át}}$$

4. ¿Cuántos átomos están contenidos en 230 g de Ni?

1°) Convertir **g** en **moles**

$$1 \text{ mol Ni ----- } 58.5\text{g}$$

$$X \text{ ----- } 230\text{g} \quad \rightarrow \quad X = (230\text{g}) \times (1\text{mol}) / (58.5\text{g}) = \mathbf{3.93 \text{ moles}}$$

2°) Convertir **moles** en **átomos**

$$1 \text{ mol Ni ----- } 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$3.93 \text{ mol Ni ----- } X \quad \rightarrow \quad X = (230\text{g}) \times (1\text{mol}) / (58.5\text{g}) = \mathbf{2.36 \times 10^{24} \text{ át}}$$

Otra forma

$$58.5\text{g Ni ----- } 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$230\text{g Ni ----- } X \quad \rightarrow \quad X = (230\text{g}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{ át}) / (58.5\text{g})$$

$$\mathbf{X = 2.37 \times 10^{24} \text{ át}}$$

5. ¿Cuántas moléculas están contenidas en 0.25 moles de CO_2 ?

$$1 \text{ mol CO}_2 \text{ ----- } 6.02 \times 10^{23} \text{ moléc}$$

$$0.25 \text{ moles C O}_2 \text{ ----- } X \quad \rightarrow \quad X = (0.25\text{mol}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{ moléc}) / (1 \text{ mol})$$

$$\mathbf{X = 1.50 \times 10^{24} \text{ moléc}}$$

6. ¿Cuántas moléculas están contenidas en 10g de HCl?

Convertir g en moles (10g HCl = 0.27 moles)

$$1 \text{ mol HCl ----- } 6.02 \times 10^{23} \text{ moléc}$$

$$0.27 \text{ moles CO}_2 \text{ ----- } X \quad \rightarrow \quad X = (0.27\text{mol}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{ moléc}) / (1 \text{ mol})$$

$$\mathbf{X = 1.60 \times 10^{24} \text{ moléc}}$$

7. ¿Cuántos átomos de H están contenidos en 0.85 moles de H_2CO_3 ?

$$1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3 \text{ -----} 2 \text{ mol de át H}$$

$$0.85 \text{ mol H}_2\text{CO}_3 \text{ -----} X \quad \rightarrow \quad X = (0.85\text{mol}) \times (2\text{mol}) / (1\text{mol}) = \mathbf{1.7 \text{ mol át H}}$$

$$1 \text{ mol de át H -----} 6.02 \times 10^{23} \text{ át H}$$

$$1.7 \text{ mol de át H -----} X \quad \rightarrow \quad X = (1.7\text{mol}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{át}) / (1\text{mol})$$

$$\mathbf{X = 1.02 \times 10^{24} \text{ át de H}}$$

Otra forma:

$$1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3 \text{ -----} 2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ át H}$$

$$0.85 \text{ mol H}_2\text{CO}_3 \text{ -----} X \quad \rightarrow \quad X = (0.85\text{mol}) \times (2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{moléc}) / (1 \text{ mol})$$

$$\mathbf{X = 1.02 \times 10^{24} \text{ át de H}}$$

VOLUMEN MOLAR

8. ¿Qué volumen ocupan 0.75 moles de N₂ en CNPT?

$$1 \text{ mol N}_2 \text{ -----} 22.4 \text{ L}$$

$$0.75 \text{ mol N}_2 \text{ -----} X \quad \rightarrow \quad X = (0.75\text{mol}) \times (22.4\text{L}) / (1\text{mol}) = \mathbf{16.8\text{L}}$$

9. ¿Qué volumen ocupan 100 g de CO₂ en CNPT?

1°) Convertir **g** en **moles**

$$1 \text{ mol CO}_2 \text{ -----} 44 \text{ g}$$

$$X \text{ -----} 100\text{g} \quad \rightarrow \quad X = (100\text{g}) \times (1\text{mol}) / (44\text{g}) = \mathbf{2.27 \text{ moles}}$$

2°) Convertir **moles** en **L**

$$1 \text{ mol CO}_2 \text{ -----} 22.4 \text{ L}$$

$$2.27 \text{ mol CO}_2 \text{ -----} X \quad \rightarrow \quad X = (2.27\text{mol}) \times (22.4\text{L}) / (1\text{mol}) = \mathbf{50.8\text{L}}$$

Otra forma

$$44\text{g CO}_2 \text{ -----} 22.4\text{L}$$

$$100\text{g CO}_2 \text{ -----} X \quad \rightarrow \quad X = (100\text{g}) \times (22.4\text{L}) / (44\text{g}) = \mathbf{50.9\text{L}}$$

10. ¿Cuántas moléculas de O₂ están contenidas en un recipiente de 36L a CNPT?

1°) Convertir **L** en **moles**

$$1 \text{ mol O}_2 \text{ -----} 22.4 \text{ L}$$

$$X \text{ -----} 36 \text{ L} \quad \rightarrow \quad X = (36\text{L}) \times (1\text{mol}) / (22.4\text{L}) = \mathbf{1.61 \text{ moles de O}_2}$$

2°) Convertir **moles** en **moléculas**

$$1 \text{ mol O}_2 \text{ -----} 6.02 \times 10^{23} \text{ moléc}$$

$$1.61 \text{ moles O}_2 \text{ -----} X \quad \rightarrow \quad X = (1.61\text{mol}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{moléc}) / (1 \text{ mol})$$

$$\mathbf{X = 9.69 \times 10^{23} \text{ moléc}}$$

Otra forma

$$22.4\text{L O}_2 \text{-----} 6.02 \times 10^{23} \text{ moléc}$$

$$36\text{L O}_2 \text{-----} X \quad \rightarrow \quad X = (36\text{L}) \times (6.02 \times 10^{23} \text{ moléc}) / (22.4\text{L})$$

$$X = 9.67 \times 10^{23} \text{ moléc}$$

Ejercicios:

1. Calcule el Peso molecular de:

a) NaCl

b) HNO₃

c) AgNO₃

d) KNO₃

e) BaO

f) O₂

2. Calcular el nº de átomos presentes en 2,3 g de Sodio (PM = 23,0 g/mol)

3. Calcular cuantas moléculas hay en 4,4 gramos de CO₂ (PM = 44,0 g/mol)

4. Calcular la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua (H = 1, O = 16 g/mol)

5. Calcular el número de átomos de azufre y de hidrógeno contenidos en 25 g de H₂S (H=1, S=32 g mol)

6. 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

7. Una muestra de 1 gramo de un elemento contiene $1,5 \times 10^{22}$ átomos. ¿Cuál es la masa molar del elemento?

8. Considerando que el SO₃ es un gas:

a. ¿Cuántas moléculas contienen 160 g de SO₃?

b. ¿Cuántos átomos y gramos de oxígeno contiene?

9. Disponemos de una muestra de 10 g de Oxido Nítrico. Calcular: los moles y moléculas de oxido
10. Se disponen de 2 moles de moléculas de N_2 , calcular:
1. Masa en gramos
 2. Número de moléculas
 3. Volumen en CNPT
11. ¿Cuál es la masa en gramos de 0.257 mol de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$?
12. Determine el peso formular aproximado del compuesto siguiente: $Ca(C_2H_3O_2)_2$
13. Un muestra de glucosa $C_6H_{12}O_6$, contiene 4.0×10^{22} átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuantas moléculas de glucosa contienen la muestra?
1. 8.0×10^{22} átomos de H, 8.0×10^{22} moléculas de glucosa
 2. 8.0×10^{22} átomos de H, 4.0×10^{22} moléculas de glucosa
 3. 4.0×10^{22} átomos de H, 4.0×10^{22} moléculas de glucosa
14. Con base en la fórmula $(CH_2CO)_2C_6H_3(COOH)$, calcule el porcentaje de carbono presente.
1. 64,70%
 2. 66,67%
 3. 69,25%
 4. 76,73%
15. ¿Cuántos átomos están contenidas en 15 g de Cobre?
16. ¿Cuántos átomos están contenidos en 230 g de Niquel ?
17. ¿Cuántas moléculas están contenidas en 0.25 moles de CO_2 ?
18. ¿Cuántas moléculas están contenidas en 10 g de HCl?
19. ¿Qué volumen ocupan 0.75 moles de N_2 en condiciones estándar?
20. ¿Qué volumen ocupan 100g de CO_2 en condiciones estándar?

Bibliografía:

- Chang Raymond, McGraw Hill, "Química General e inorgánica", séptima edición, 2002
- Angelini M y otros (1999). "Temas de Química General e Inorgánica". Versión ampliada. Eudeba.
- Timberlake Karen, Timberlake (William (2008). "Química". Segunda edición México, Pearson Prentice Hall.
- Whitten Kennet, Gailey Kennet, David Raymond (1992). "Química General". 3ra. Edición Mc. Graw Hill.
- Burns Ralph A. (1995) "Fundamentos de Química". Segunda Edición. Edición Prentice Hall Inc.
- Google imágenes públicas.