



UNIVERSIDAD NACIONAL DE CATAMARCA
Facultad de Ciencias de la Salud

CURSO DE ORIENTACIÓN Y NIVELACIÓN AL ESTUDIO
UNIVERSITARIO EN CIENCIAS DE LA SALUD

EJE TEMÁTICO: QUÍMICA

Carreras:

- Licenciatura en Bromatología
- Tecnicatura en Hemoterapia

AÑO 2.021

SE DA LA BIENVENIDA A LOS CURSANTES CON EL DESEO QUE SE SIENTAN CÓMODOS EN NUESTRA CASA DE ALTOS ESTUDIOS, Y QUE MEDIANTE LA GUÍA DE LOS DOCENTES LOGREN DESARROLLAR EL INTERÉS POR LA QUÍMICA, COMO TAMBIÉN LA CAPACIDAD PARA ESTUDIAR Y APRENDER DE MANERA AUTÓNOMA LOS CONTENIDOS DE LA ASIGNATURA.

Coordinación: Bioq. Leticia Córdoba, Dra. Cecilia Salcedo

Docentes:

- AHUMADA, EDGAR
- BRIZUELA DE MORAL, MARTÍN
- CARRIZO, DANIELA
- DE LA ROSA, PATRICIA
- FEDELI, CINTHIA
- JIMENEZ, LORENA
- LARCHER, BERTA
- LUNA AGUIRRE, LILIA
- LUNA, CELIA
- MEDINA, RITA
- MOLINA, MARÍA SOL
- MOYANO, PATRICIA
- MELO GONZÁLEZ, MARIA GABRIELA
- NIETO, SONIA
- NOTARFRANCESCO, MARIO
- PICCCOLO, NORMA
- PORCÚ, ESTELA
- RODRÍGUEZ, MARÍA ALEJANDRA
- ROLDÁN, LUIS
- ZELARAYÁN FROGEL, EUGENIA

UNIDAD N° I: INTRODUCCIÓN AL ESTUDIO DE LA QUÍMICA

Química. Concepto y clasificación.

Materia, propiedades intensivas y extensivas. Estado de agregación de la materia. Fenómenos físicos y químicos. Cambios de estado. Cuerpo y sustancia: propiedades y clasificación. Molécula y átomo. Energía, masa y peso (diferencias).

Sistemas materiales: abiertos cerrados y aislados. Clasificación: homogéneos y heterogéneos. Sistemas dispersos y sistemas coloidales. Unidades de medida. Temperatura, definición y escalas.

QUÍMICA: CONCEPTO Y CLASIFICACIÓN

- La Química estudia la materia, su estructura molecular y atómica, sus propiedades y reacciones, y las leyes que rigen estas reacciones.
- En Química se elaboran modelos como analogía de la realidad porque no se puede ver las sustancias microscópicas.
- La química utiliza principalmente los métodos de *Observación y Experimentación*. Es por ello que a la química se la considera una ciencia experimental.

MATERIA: es todo lo que posee *masa* y ocupa un lugar en el espacio.

CUERPO: es una porción limitada de materia.

SUSTANCIA: cada una de las clases particulares de materia es una sustancia.

Son sustancias el azufre, el azúcar, el algodón, el alcohol. Las características especiales que muestran y distinguen a cada una de ellas son las propiedades de esa sustancia. Es lo que posee en común toda materia que tiene iguales propiedades intensivas, específicas o constantes físicas.

PESO DE LOS CUERPOS: es la fuerza con que el cuerpo es atraído hacia el centro de la tierra.

- El peso de los cuerpos aumenta desde el Ecuador al Polo.
- El peso disminuye a medida que el cuerpo se aleja de la tierra. Hasta llegar a anularse (zona gravitacional).

MASA DE LOS CUERPOS: si sobre un cuerpo se ejerce una fuerza, el cuerpo adquiere una aceleración. El cociente entre la fuerza que actúa sobre el cuerpo y la aceleración que éste adquiere es una constante (en cualquier latitud y lugar) denominada masa del cuerpo.

$$m = \frac{F}{a} = k \text{ (constante);} \quad a = \frac{F}{m}$$

La masa es invariable independientemente del lugar de la tierra donde se la mida.

$$m = \frac{P}{g}; \quad P = m \times g$$

FENÓMENO: es todo cambio que en sus propiedades, en su estructura o en sus relaciones presentan las sustancias o los cuerpos. Clasificación de los Fenómenos:

1) Fenómeno Físico:

- a) Se puede repetir con la sustancia inicial.
- b) El cambio que experimenta la sustancia no es permanente, pues no afecta a su composición molecular.
- c) Ej.: calentar hierro y luego dejar enfriar. Posteriormente puede volverse a calentar y enfriar. Transformación agua–hielo, hielo-agua.

2) Fenómeno Químico:

- a) No se puede repetir con la misma sustancia inicial.
- b) El cambio que experimenta la sustancia es permanente, pues se afecta su estructura molecular.
- c) Ej.: combustión del papel.

PROPIEDADES DE LA MATERIA: una propiedad de la materia es una cualidad que puede ser apreciada por nuestros sentidos (caracteres organolépticos) o determinada por mediciones (constantes físicas o específicas).

1. CARACTERES ORGANOLEPTICOS: color, textura, olor, permiten diferenciar o identificar.

2. CONSTANTES FÍSICAS O ESPECÍFICAS

a) PROPIEDADES FÍSICAS: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, calor específico.

b) PROPIEDADES QUÍMICAS: son aquellas que se manifiestan en las sustancias cuando se ponen en contacto con otra sustancia: oxidación, reacción frente al ácido.

- Propiedades Extensivas: dependen de la cantidad de materia que constituye el sistema, ejemplo masa, volumen.
- Propiedades Intensivas: no dependen de la cantidad de materia que constituye el sistema. Por ejemplo: punto de ebullición.

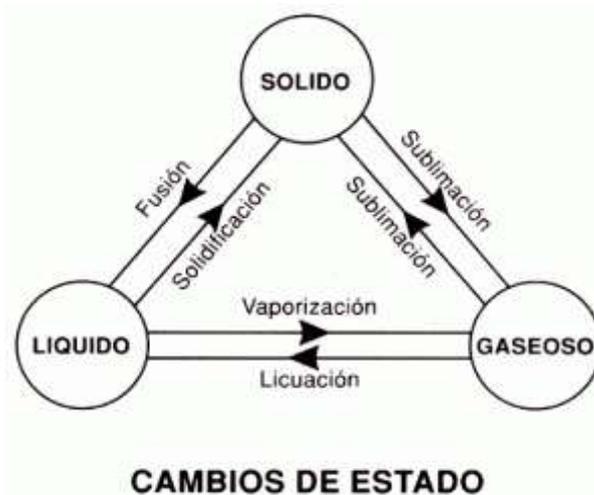
TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR: Teoría cinética de la materia (Maxwell, Clasius).

Según esta teoría, las moléculas de las sustancias se hallan en agitación al existir entre ellas fuerzas de atracción que tienden a mantenerlas unidas en contra de las de repulsión originadas por su energía cinética.

Las fuerzas de atracción, que son débiles cuando las moléculas están alejadas e intensas cuando se aproximan se denominan “FUERZAS DE VAN DER WAALS”.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: de la diferente intensidad de las fuerzas de atracción y de repulsión molecular dependen 3 estados físicos característicos de la materia, que se detallan a continuación:

ESTADO SÓLIDO	ESTADO LIQUIDO	ESTADO GASEOSO
Poseen forma propia	No tienen forma propia, pero sí volumen propio.	No tienen forma ni volumen propio.
Sus moléculas se hallan en estado de ordenación regular	Sus moléculas no se hallan en estado de ordenación regular	Moléculas con mucha movilidad, necesitando espacios grandes con respecto a su propio volumen. Poseen Fuerza expansiva.
El estado sólido verdadero se halla asociado a una forma cristalina definida.	Tiene superficie plana y horizontal	No tiene superficie libre.
No son compresibles y su volumen cambia poco con la presión	Se comprimen con dificultad.	Son fácilmente compresibles.
Entre sus moléculas predominan las fuerzas de atracción, fuerzas de Van der Waals.	Las fuerzas de repulsión y de atracción se hallan en equilibrio.	Predominan entre sus moléculas las fuerzas de repulsión. Las fuerzas de Van der Waals son despreciables.



FUSION: pasaje del estado sólido al líquido producido por acción del calor. A una determinada temperatura se denomina "Punto de Fusión". Las fuerzas de atracción disminuyen y el cuerpo pasa al estado líquido. Ej. hielo, azufre, plomo hierro, etc.

LEYES DE FUSIÓN:

- 1) Cada sustancia pura tiene una temperatura de fusión propia.
- 2) Mientras dura la fusión de una sustancia pura, la temperatura permanece constante.
- 3) La temperatura de fusión depende de la presión exterior.

SOLIDIFICACIÓN: pasaje del estado líquido al sólido, producido por disminución de la temperatura. Ej.: Agua (frío) → Hielo.

El agua se congela a la temperatura de 0°C, si la presión exterior es normal.

El hielo funde, en iguales condiciones, a la temperatura de 0°C.

Esto nos indica que 0°C es la temperatura de equilibrio para el sistema HIELO-AGUA.

Si al sistema se le proporciona calor, el hielo se fundirá.

Si en cambio se le quita calor, el agua se solidificará.

VAPORIZACIÓN: se engloban bajo este nombre los fenómenos de evaporación y ebullición.

EVAPORACIÓN: si las moléculas de un líquido aumentan su energía interna, las más próximas a la superficie (que además tienen fuerzas de atracción de menor intensidad que las que se hallan más abajo), abandonan el estado líquido y pasan al estado gaseoso.

Las moléculas que escapan llevan mucha energía interna, y le restan a la que posee la masa líquida, por eso la temperatura del líquido disminuye mientras se produce la evaporación. La evaporación es el pasaje del estado líquido al estado de vapor o de gas que se verifica en la superficie del líquido. La rapidez con que se efectúa la evaporación depende de varios factores:

- ✓ La naturaleza del líquido: los que evaporan rápidamente se denominan volátiles (sulfuro de carbono y cloroformo). Los no volátiles lo hacen con lentitud. Ej.: Agua, mercurio.
- ✓ La superficie expuesta: cuanto mayor la superficie, mayor velocidad de evaporación.
- ✓ La presión exterior: la velocidad de evaporación es proporcional a la diferencia entre la presión del vapor del líquido y la presión del vapor en la atmósfera (por esta razón la ropa húmeda, tarda en secar los días de mucha humedad, porque la diferencia es casi nula).
- ✓ La circulación de una corriente de aire sobre el líquido: las telas mojadas secan más rápidamente con el viento.

EBULLICIÓN: si a un líquido se le suministra calor, muchas de sus moléculas adquieren energía interna suficiente como para pasar a la fase gaseosa. El pasaje del vapor se produce en varios puntos de la masa del líquido incluida la superficie. Estas porciones gaseosas ascienden a la superficie formando burbujas, "el líquido entra en Ebullición".

Ebullición es el pasaje del estado líquido al gaseoso que se cumple en el seno y en la superficie del líquido. Cada líquido tiene una temperatura de ebullición que le es propia y lo caracteriza (constante física). Mientras dura la ebullición de un líquido, la temperatura de sus vapores permanece constante. La presión que soporta el líquido modifica su temperatura de ebullición. Si la presión que soporta un líquido, que se ejerce sobre una masa de agua es menor de 1 atm (76 cm de mercurio) la ebullición se produce a menos de 100°C. Si la presión es mayor, también aumenta la temperatura a la que el líquido ebulle.

VAPORES Y GASES: Los vapores como el agua, por efecto de enfriamiento o compresión pasan al estado líquido, "se condensan". Los gases como el CO₂ para pasar al estado líquido deben enfriarse hasta cierta temperatura, y luego comprimirse entonces "LICUAN".

TEMPERATURA CRÍTICA: es aquella que por encima de la cual no es posible licuar a ningún gas "cualquiera sea la presión".

VOLATILIZACIÓN Y SUBLIMACIÓN: El pasaje del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido se denomina volatilización. El pasaje del estado gaseoso al sólido, sin pasar

por el estado líquido se denomina sublimación. Ejemplos: naftalina, yodo, ácido benzoico. Si un sólido volatiliza, sus vapores pueden sublimar.

La materia existe en diferentes fases o estados. Modificando la temperatura y la presión de una porción de materia, ésta puede pasar de uno de sus estados (sólido, líquido o gaseoso) a otro, se trata de una transición de fase o cambio de estado.

SISTEMAS MATERIALES

Un sistema material es toda porción del universo que se aísla real o imaginariamente para su estudio. Es un cuerpo o un conjunto de cuerpos, o de partes de un cuerpo, o una porción de universo que aislamos convenientemente para someterlo a estudio.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LOS SISTEMAS (CLASIFICACION):

Sistemas Homogéneos:

Son aquellos que en todos los puntos de su masa poseen las mismas propiedades intensivas. Diluyendo sal en agua (solución) y determinando luego las propiedades intensivas de varias porciones diferentes extraídas de la solución, se podrá comprobar que las propiedades intensivas de todas las porciones son iguales, por lo que se considera que el agua salada es un sistema homogéneo.

Todo sistema homogéneo se caracteriza por presentar continuidad cuando se lo observa a simple vista, al microscopio y aún, al ultramicroscopio.

Si analizamos las propiedades intensivas de la muestra de agua pura (punto de ebullición, de fusión, densidad), veremos que permanece constante para cualquier porción.

Sistemas Heterogéneos:

Son aquellos que presentan distintas propiedades intensivas en por lo menos 2 de sus puntos. Si analizamos un sistema constituido por agua y nafta, comprobaremos que no posee homogeneidad, ya que puede discriminarse a simple vista, entre la zona ocupada por un líquido y la que ocupa el otro. Esta disposición demuestra que las densidades son distintas.

Sistemas Inhomogéneos:

Son aquellos cuyas propiedades intensivas varían en forma gradual y continua. Puntos próximos en estos sistemas, tienen propiedades semejantes, pero si se analizan porciones muy separadas unas de otras se exhiben propiedades diferentes Ej.: atmósfera terrestre.

FASE: es cada uno de los sistemas homogéneos que componen un sistema heterogéneo. Las fases están separadas unas de otras, en los sistemas heterogéneos, por superficies llamadas interfases. Los sistemas inhomogéneos no presentan interfases bien determinadas. Las fases pueden presentar cualquiera de los 3 estados físicos, y están separadas entre sí por superficies netas y definidas.

SEPARACIÓN DE FASES: en la naturaleza los sistemas homogéneos suelen formar parte de sistemas heterogéneos, cuyas fases es necesario separar. Para ello se emplean diversos métodos cuyas características dependen del estado físico que presentan fases.

- Solubilización: Permite separar un sólido soluble de otro insoluble. Ej.: arena y sal. Si se añade agua al sistema, la sal se disuelve complementando con filtración y evaporación.
- Tamización: método de separación se emplea cuando el sistema heterogéneo está formado por fases sólidas, cuyas partículas son de diferente tamaño. Ej.: para separar la arena del canto rodado se utiliza un tamiz o malla metálica. Las partículas de mayor tamaño quedan sobre el tamiz y las más pequeñas la atraviesan.
- Levigación: se separan sistemas heterogéneos formados por fases sólidas de distinta densidad. Ej.: para separar el oro de las arenas auríferas, se hace pasar sobre el sistema una corriente de agua que arrastra el componente más liviano (arena) y deja el más pesado (oro).
- Flotación: se separan sistemas heterogéneos en reposo formado por sólidos de distinta densidad, tales como arena y partículas de corcho. Si se sumerge el sistema en un líquido de densidad intermedia ej., agua, la fase más liviana flota, y la pesada se deposita en el fondo del recipiente.
- Filtración: separa una fase sólida dispersa en un medio líquido, tal como talco en agua. El material filtrante es papel de filtro, también se utiliza arena carbón en polvo, amianto, algodón.
- Decantación: separa las fases de un sistema heterogéneo formado por líquidos no miscibles (no solubles entre sí) de distinta densidad, ej., agua y nafta. Si se deja el sistema en reposo, por diferencia de densidad, se separan ambas fases, la nafta sobrenada, y el agua se deposita en el fondo. En los laboratorios se emplean recipientes especiales denominados ampollas o embudos, de decantación. Cuando se abre la llave, el líquido que ocupa la posición inferior circula hacia abajo y ambas raciones se separan. La decantación se emplea también para separar una fase sólida dispersa en un líquido, tal como arena en agua, por diferencia de densidad, la arena se deposita en el fondo, luego se inclina el recipiente eliminando el agua.
- Centrifugación: se emplea para acelerar el proceso de decantación, sometiendo el sistema a una rotación. La fuerza centrífuga que actúa sobre las fases permite la separación de las mismas con mayor rapidez.
- Dilución: se aplica cuando una de las fases es soluble en un determinado solvente, mientras la otra no lo es. Un sistema formado por arena y sal puede ser separado introduciéndolo en un recipiente que contiene agua; luego de agitar el sistema para permitir la disolución de la sal, se lo somete a filtración, separándose así la arena del agua salada. A su vez, se separa el agua de la sal por evaporación del disolvente.
- Sublimación: permite separar aquellas fases capaces de sublimar; así ocurre en el caso de un sistema constituido por yodo y arena. El yodo sublima por efecto del calor y se convierte

en vapor, adoptando luego nuevamente el estado sólido al tomar contacto con una superficie fría.

CLASIFICACION DE LOS SISTEMAS HOMOGÉNEOS:

a) SUSTANCIAS PURAS: son sistemas homogéneos que están formados por una sola sustancia. Poseen propiedades específicas o intensivas constantes. Resisten procedimientos mecánicos y físicos de análisis.

b) SOLUCIONES: son también sistemas homogéneos, pero se hallan formadas por más de una sustancia, por lo que pueden separarse en fracciones (sal-agua) por medios físicos. Ej.: destilación.

A estos procedimientos por los cuales puede separarse un sistema homogéneo en dos o más fracciones se denominan “Métodos de Fraccionamiento”



FRACCIONAMIENTO DE ALGUNOS SISTEMAS HOMOGÉNEOS (SOLUCIONES)

- Destilación simple: se emplea para separar un líquido de las sales disueltas en él. Así es posible obtener agua pura a partir de agua de mar. Si la solución es llevada a una temperatura adecuada, el agua se vaporiza, separándose de la sal disuelta en ella. Al condensar el vapor de agua, obtenemos nuevamente agua en estado líquido.
- Destilación fraccionada: se emplea para separar líquidos volátiles que tengan puntos de ebullición diferentes. En la práctica se utilizan dispositivos llamados columnas rectificadoras o deflagmadores, permiten una separación definida de los líquidos.
- Cristalización: empleado para obtener un sólido disuelto en un líquido, siempre que aquel tenga la propiedad de cristalizar. Por evaporación del disolvente se separa el sólido cristalino. Es posible obtener sal a partir del agua salada dejando simplemente que el agua se evapore.
- Cromatografía en papel: esta técnica se basa en el principio por el cual varios solutos, en contacto con dos disolventes no miscibles entre sí, se reparten entre ellos. Esta distribución se realizará de acuerdo con la solubilidad de cada uno de los solutos en cada disolvente.

SOLUCIONES: sistemas dispersos Homogéneos. 1 FASE.

DISPERSIONES: sistemas dispersos Heterogéneos. VARIAS FASES.

En estos sistemas dispersos se distinguen dos medios:

- El medio externo o fase dispersante.
- El medio interno o fase dispersa.

FASE DISPERSANTE O EXTERNA	FASE DISPERSA O INTERNA
<i>Tinta China:</i> AGUA	NEGRO DE HUMO
<i>Niebla:</i> AIRE	AGUA
<i>Agua azucarada 1 sola fase:</i> AGUA	AZUCAR

CARACTERES DE LOS SISTEMAS DISPERSOS O MEZCLAS:

- Los componentes de las mezclas conservan sus propiedades.
- Intervienen en proporciones variadas.
- En ellos hay diferentes clases de moléculas.
- Cuando son homogéneos se pueden fraccionar.
- Cuando son heterogéneos se pueden separar en fases.

CASOS POSIBLES DE SISTEMAS DISPERSOS:

Según sea el estado físico del dispersante (Solvente) y el Disperso (soluto), existen casos posibles de mezclas o sistemas dispersos.

Dispersante (Solvente)	MEZCLAS	EJEMPLOS
GASEOSO	GAS EN GAS	AIRE
	LIQUIDO EN GAS	NIEBLA
	SÓLIDO EN GAS	HUMO
LIQUIDOS	GAS EN LÍQUIDO	OXIGENO EN AGUA
	LIQUIDO EN LIQUIDO	ACEITE EN AGUA
	SÓLIDO EN LIQUIDO	SAL EN AGUA
SÓLIDOS	GAS EN SÓLIDO	HIELO CON AIRE
	LIQUIDO EN SÓLIDO	AZUCAR HUMEDA
	SÓLIDO EN SÓLIDO	ARENA Y AZUFRE EN POLVO

CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS DISPERSOS:

Según el grado de división de las partículas dispersas los sistemas dispersos se clasifican en:

1) Dispersiones Macroscópicas o Groseras: sistema heterogéneo mayor a 500.000 Amstrong (50 μm). Ejemplo: agua-arena.

2) Dispersiones finas: sistemas heterogéneos visibles al microscopio. Menores a 500.000 Amstrong (50 μm), y mayores a 10^3 Amstrong (0,1 μm).

Toman distintos nombres según el estado físico de los medios dispersos o dispersantes:

a) Emulsiones: ambos medios líquidos (leche: Crema + Suero).

b) Suspensiones: medio dispersante líquido y disperso sólido (Tinta China)

3) Dispersiones o sistemas coloidales: marcan el límite entre ambos sistemas Homogéneo y Heterogéneo, visibles al ultramicroscopio, entre 0,1 μm y 0,001 μm .

4) Soluciones verdaderas: las partículas dispersas son moléculas o iones menores a 0,001 μm . Sistemas homogéneos: sal en agua, azúcar en agua.

ENERGÍA: Es la capacidad que tienen los cuerpos para generar trabajo. La **Energía** puede manifestarse de diferentes maneras: en forma de movimiento (cinética), de posición (potencial), de calor, de electricidad, de radiaciones electromagnéticas, etc. Según sea el proceso. En esta asignatura nos interesa **la Energía química**, es la que se produce en las reacciones químicas. Una pila o una batería poseen este tipo de energía, como también la que posee el carbón y que se manifiesta al quemarlo.



Representación de los tipos de energía:



TEMPERATURA: Es una medida de la cantidad de calor de los cuerpos. Para medirla se utilizan termómetros. El desarrollo de técnicas para la medición de la temperatura ha pasado por un largo proceso histórico, ya que es necesario darle un valor numérico a una idea intuitiva como es el frío o el calor. Los termómetros pueden ser calibrados de acuerdo a diversas escalas que dan lugar a unidades de medición de la temperatura. En el Sistema Internacional de Unidades, la unidad de temperatura es el kelvin (K), y la escala correspondiente es la escala Kelvin o escala absoluta, que asocia el valor «cero kelvin» (0 K) al «cero absoluto», y se gradúa con un tamaño de grado igual al del grado Celsius. Sin embargo, fuera del ámbito científico el uso de otras escalas de temperatura es común. La escala más extendida es la escala Celsius, llamada «centígrada», y, en mucha menor medida, y prácticamente solo en los Estados Unidos, la escala Fahrenheit. Unidades de medida: en el caso de la escala *Centígrado* la unidad de medida corresponde a 1/100 entre el punto triple del agua y la temperatura de ebullición del agua a 1 atmósfera de presión. Para la escala *Fahrenheit* su unidad de medida se define como 5/9 de 1°C. La temperatura media del cuerpo humano corresponde a 100°F.

La escala *Fahrenheit* tiene puntos de referencia poco precisos, a diferencia de la escala *Centígrada*, por lo que la escala *Fahrenheit* tiene su referencia real en la *Centígrada*. Para pasar de grados *Centígrados* a grados *Fahrenheit*, o viceversa se utilizan las siguientes ecuaciones:

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5}^{\circ}\text{C} + 32^{\circ}\text{C}$$

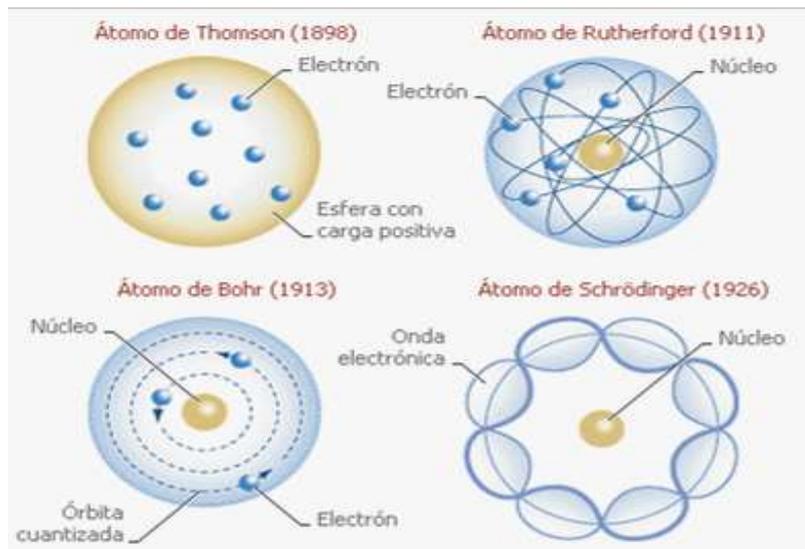
$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \times \frac{5}{9}$$

UNIDAD N° II: ESTRUCTURA ATÓMICA

Estructura atómica, generalidades. Partículas atómicas y subatómicas. Modelos Atómicos. Número másico y número atómico. Isótopos e isóbaros.

Modelos atómicos modernos. Números cuánticos. Orbitales. Regla de construcción atómica, llenado de orbitales. Principio de exclusión de Pauling. Regla de Hund. Tabla periódica moderna. Períodos, grupos y subgrupos: características. Tipo de enlace, enlace iónico y covalente.

ATOMO Y MOLÉCULA



EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO:

1) El primer modelo atómico: en 1898 Thompson, lo propuso, describiendo al átomo como una esfera con carga positiva en la que estaban incrustadas unas pocas partículas con carga negativa llamadas electrones.

2) Átomo de Rutherford: en 1911 descubrió que:

a) el átomo está formado por un núcleo central, cargado positivamente rodeado de electrones que giran (símil sistema planetario) alrededor.

b) El núcleo concentra casi toda la masa del átomo.

c) La masa de las cargas positivas (protones) es aproximadamente igual a la mitad de la masa del átomo.

3) Niveles Espectroscópicos: modelo de Borh.

Descubrió que los electrones de un átomo sólo pueden tener determinados valores de energía. Propuso que la energía de un electrón estaba relacionada con la distancia de su orbital al núcleo. Por lo tanto, los electrones sólo giraban en torno al núcleo a determinadas distancias, en órbitas cuantizadas que correspondían a energías permitidas.

Conclusiones:

- a) Los electrones pueden girar en órbitas determinadas sin perder energía.
- b) Los electrones no absorben ni emiten energía. Por ello se los denomina niveles estacionarios.
- c) Cuando el electrón gira en la órbita más cercana al núcleo, el átomo se encuentra, en su estado más estable “Normal” de energía mínima. Si el átomo recibe un impulso energético externo (luz, calor, electricidad), el electrón puede pasar a otra órbita más alejada, es decir de mayor energía. El átomo que contiene el electrón en uno de estos estados recibe el nombre de “átomo excitado”, es decir que el átomo absorbe energía, cuando el electrón “salta”, hacia un nivel más alejado del núcleo y libera energía cuando lo hace hacia él.
- d) La diferencia de energía del electrón al pasar de uno a otro nivel es proporcional a la radiación emitida o absorbida, multiplicada por una constante “h” es decir.

$$E_2 - E_1 = h\nu \quad \text{o bien:} \quad \frac{E_2 - E_1}{\nu} = h \text{ (constante)}$$

Átomo de SHODINGER 1926: según el modelo propuesto, los electrones no giran en torno al núcleo, sino que se comportan más bien como ondas que se desplazan alrededor del núcleo a determinada distancia y con determinadas energías. Este modelo resulta ser el más exacto; los físicos emplean ecuaciones que describen la onda electrónica para hallar la región del espacio en la que resulta más probable que se encuentre el electrón.

CONCEPTO DE ORBITAL ATÓMICO: Según el principio de indeterminación, debido a la enorme velocidad del electrón sólo es posible calcular “la probabilidad de hallarlo en una zona alrededor del núcleo del átomo”. El electrón se mueve alrededor del núcleo de manera tal que produce una “nube electrónica” de carga negativa, cuya densidad indica dónde es mayor la probabilidad de ubicarlo. Aparece así un nuevo concepto, el de *orbital atómico* que es la región del espacio alrededor del núcleo donde es mayor la probabilidad de hallar al electrón. El electrón entonces no ocupa una órbita sino un orbital.

El avance en el conocimiento ha dado lugar al modelo atómico actual propuesto por la Mecánica Cuántica (modelo de Schrödinger).

El modelo de Bohr es un modelo unidimensional que utiliza un número (n) para describir la distribución de electrones en el átomo. El modelo de Schrödinger permite que el electrón ocupe un espacio tridimensional. Por lo tanto, requiere tres números conocidos como números cuánticos para describir los orbitales en los que se puede encontrar al electrón.

- **El número cuántico principal “n”** describe el tamaño del orbital, por ejemplo: los orbitales para los cuales n = 2 son más grandes que aquellos para los cuales n = 1.

Puede tomar cualquier valor entero empezando desde 1:

n = 1, 2, 3, 4, etc.

- **El número cuántico del momento angular “l”** describe la forma del orbital atómico. Puede tomar todos los valores naturales desde 0 hasta n-1 (siendo n el valor del número cuántico principal). Por ejemplo si n = 5, los valores del son:

$$l = 0, 1, 2, 3, 4.$$

Se designa a los orbitales atómicos en función del valor del número cuántico secundario, l, como:

l = 0 orbital **s** (sharp)

l = 1 orbital **p** (principal)

l = 2 orbital **d** (diffuse)

l = 3 orbital **f** (fundamental)

- **El número cuántico magnético “m”**, determina la orientación espacial del orbital. Se denomina magnético porque esta orientación espacial se acostumbra a definir en relación a un campo magnético externo. Puede tomar valores enteros desde -l hasta +l. Por ejemplo, si l = 2, los valores posibles para m son:

$$m = -2, -1, 0, 1, 2.$$

- **El número cuántico de espín “s”**, sólo puede tomar dos valores: +1/2 y -1/2. Indican el sentido de la rotación del electrón sobre su eje, como las agujas del reloj o en sentido contrario.

Capas y Subcapas principales

Todos los orbitales con el mismo valor del número cuántico principal, n, se encuentran en la misma capa electrónica principal o nivel principal, y todos los orbitales con los mismos valores de n y ml están en la misma subcapa o subnivel.

El número de subcapas en una capa principal es igual al número cuántico principal, esto es, hay una subcapa en la capa principal con n = 1, dos subcapas en la capa 37 principal con n = 2, y así sucesivamente. El nombre dado a una subcapa, independientemente de la capa principal en la que se encuentre, está determinado por el número cuántico l, de manera que como se ha indicado anteriormente: ml = 0 (subcapa s), ml = 1 (subcapa p), ml = 2 (subcapa d) y m = 3 (subcapa f).

El número de orbitales en una subcapa es igual al número de valores permitidos de m para un valor particular de m, por lo que el número de orbitales en una subcapa es $2m + 1$. Los nombres de los orbitales son los mismos que los de las subcapas en las que aparecen: Orbitales s; Orbitales p, Orbitales d, Orbitales f.

Ej:

$$l = 0 \rightarrow m = 0$$

$$l = 1 \rightarrow m = -1, 0, 1$$

$$l = 2 \rightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2$$

$$l = 3 \rightarrow m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$$

¿Cuántos orbitales puede haber en cada subcapa?

- Un orbital s en una subcapa s
- Tres orbitales p en una subcapa p
- Cinco orbitales d en una subcapa d
- Siete orbitales f en una subcapa f

FORMA Y TAMAÑOS DE LOS ORBITALES

Los orbitales s ($m = 0$) tienen forma esférica. El tamaño de este orbital depende del valor del número cuántico principal; un orbital 3s tiene la misma forma pero es mayor que un orbital 2s.

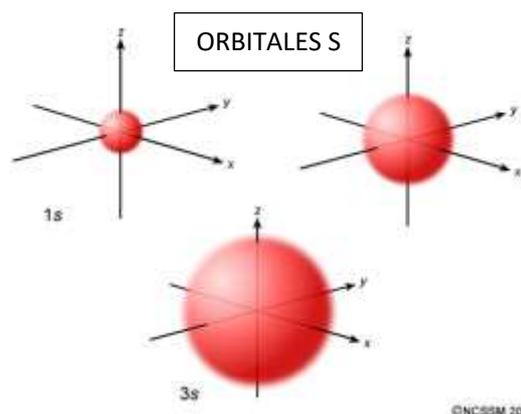
Los orbitales p ($m = 1$) están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Hay tres orbitales p ($m = -1$, $m = 0$ y $m = +1$) de idéntica forma, que difieren sólo en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z.

Los orbitales d ($m = 2$) también están formados por lóbulos. Hay cinco tipos de orbitales d (que corresponden a $m = -2$, -1 , 0 , 1 , 2)

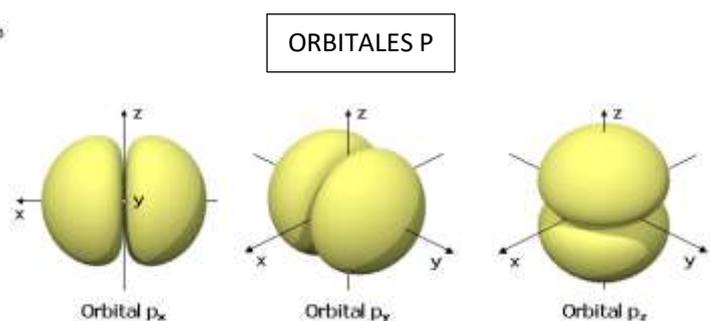
Los orbitales f ($m = 3$) también tienen un aspecto multilobular. Existen siete tipos de orbitales f (que corresponden a $m = -3$, -2 , -1 , 0 , $+1$, $+2$, $+3$).

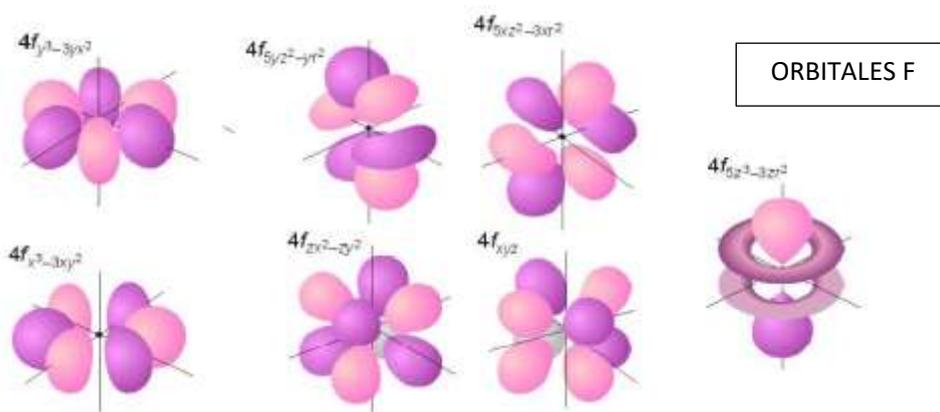
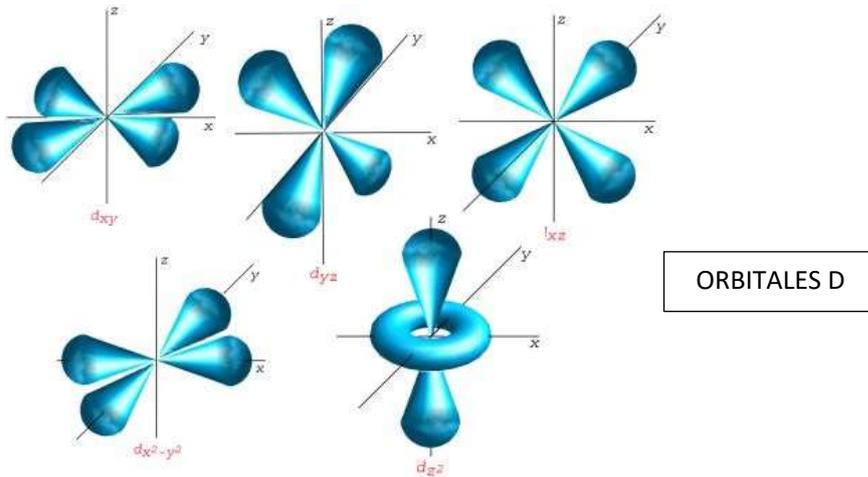
A continuación, se utilizarán los números cuánticos para describir la estructura electrónica del átomo de hidrógeno:

El único electrón de un átomo de hidrógeno se encuentra en el nivel de energía más bajo, es decir, $n = 1$, y dado que la primera capa principal contiene sólo un orbital s, el número cuántico orbital es $m = 0$. El único valor posible para el número cuántico magnético es $m = 0$. Cualquiera de los dos estados de spin es posibles para el electrón.



©NCSSM 2003





ÁTOMOS MULTIELECTRÓNICOS

En los átomos multielectrónicos los electrones se repelen, tratando de permanecer alejados de los demás.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

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

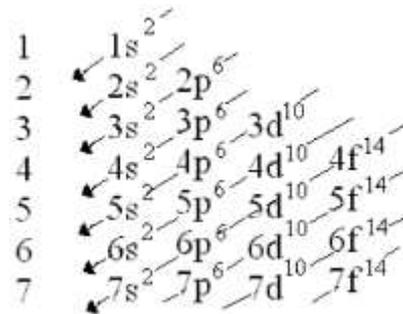
- Energía de los orbitales: los electrones ocupan los orbitales de forma que se minimice la energía del átomo. El orden exacto de llenado de los orbitales se estableció experimentalmente, principalmente mediante estudios espectroscópicos y magnéticos, y es el orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas a los elementos. El orden de llenado de orbitales es:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6 \dots\dots\dots$$

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

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.

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, alguno de sus electrones más externos puede saltar a orbitales de mayor energía, pasando el átomo a un estado excitado.



- Principio de exclusión de Pauli: en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Los tres primeros números cuánticos, n , l y m determinan un orbital específico. Dos electrones, en un átomo, pueden tener estos tres números cuánticos iguales, pero si es así, deben tener valores diferentes del número cuántico de espín. Es decir, un orbital solamente puede estar ocupado por dos electrones y éstos deben tener espines opuestos.
- 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.

Ejemplo:

La estructura electrónica del 7N es:

$1s^2$
 $2s^2$
 $2p_x^1$
 $2p_y^1$
 $2p_z^1$

Para asignar las configuraciones electrónicas a los elementos por orden de su número atómico creciente, veamos el siguiente ejemplo de cómo sería la configuración electrónica para $Z = 11$, hasta $Z = 18$, es decir desde el 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, se denomina "configuración interna del neón" y se representa con el símbolo químico del neón entre corchetes, es decir, [Ne]. Los electrones que se sitúan en la capa electrónica del número cuántico principal más alto (externos) se denominan electrones de valencia. Ej.: configuración electrónica para Mg, Al, Si, P, S, Cl y Ar:

Mg: [Ne] $3s^2$

Al: [Ne] $3s^2 3p^1$

Si: [Ne] $3s^2 3p^2$

P: [Ne] $3s^2 3p^3$

S: [Ne] $3s^2 3p^4$

Cl: [Ne] $3s^2 3p^5$

Ar: [Ne] $3s^2 3p^6$

MOLÉCULA: es la menor porción de sustancia que puede existir en estado libre conservando las propiedades de esa sustancia, y es un conjunto neutro de átomos que se comporta como una unidad.

TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica proporciona la información acerca de los elementos químicos, referente a su estructura interna y propiedades físicas o químicas. La tabla periódica moderna explica en forma detallada y actualizada las propiedades de los elementos químicos, tomando como base su estructura atómica.

Según sus propiedades químicas, los elementos se clasifican en metales y no metales. Hay más elementos metálicos que no metálicos. Los mismos elementos que hay en la tierra existen en otros planetas del espacio sideral. El estudiante debe conocer ambas clases, sus propiedades físicas y químicas importantes; no memorizar, sino familiarizarse, así por ejemplo familiarizarse con la valencia de los principales elementos metálicos y no metálicos, no en forma individual o aislada, sino por grupos o familias (I, II, III, etc.) y de ese modo aprender de manera fácil y ágil formulas y nombres de los compuestos químicos, que es parte vital del lenguaje químico.

ANTECEDENTES E HISTORIA A LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

Durante los primeros 25 años del siglo XIX, se descubrieron 20 nuevos elementos. A medida que el número de elementos conocidos aumentaba resultaron evidentes las semejanzas físicas y químicas entre algunos de ellos. Entonces los químicos entendieron que el estudio de las propiedades de los elementos químicos era más fácil agrupándolos según sus propiedades semejantes en base a una ley natural.

En 1913 **Henry Moseley** descubrió el principio o ley natural que guía la clasificación moderna: las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

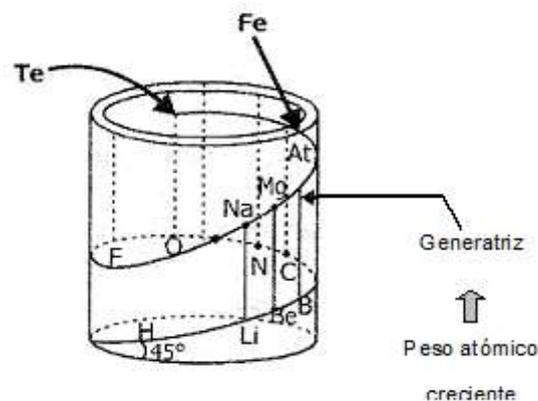
El descubrimiento de esta ley periódica, necesitó dos acontecimientos previos:

- El establecimiento de una serie de pesos atómicos
- La concepción del átomo nuclear con un número definido de protones e igual número de electrones que giran a su alrededor.

Las Triadas de Johan Dobereiner (1817) agrupan los elementos hasta entonces conocidos en serie de tres elementos llamándolo “triadas”. Los elementos que pertenecen a una triada poseen propiedades químicas semejantes. Además el elemento central posee un peso atómico (P.A.) aproximadamente igual a la semisuma de los P.A. de los elementos extremos. Hacia 1850, los químicos habían llegado a identificar unas veinte triadas, Se descartó de esta forma agruparlos, porque se descubrieron nuevos elementos que no cumplían con esta regla.

Primera Triada	Li	Na	K	⇒ $P.A.(Na) = \frac{7+39}{2} = 23$
Peso Atómico	7	23	39	

Ordenamiento Helicoidal o Tornillo Telúrico de Chancourtois (1862), geólogo francés, propone una clasificación periódica de los elementos en forma de hélice que llamó Caracol Telúrico. En un cilindro trazó una hélice con un ángulo de 45° sobre la base y en ella se fueron colocando los elementos en función creciente de sus pesos atómicos, de tal manera que la línea vertical (generatriz) del cilindro intercepta a los elementos con propiedades semejantes.



Ley de Las Octavas de John Newlands (1864). Este químico inglés ordenó los elementos químicos hasta ese entonces conocidos en grupo de 7 elementos cada uno, en función creciente a sus pesos atómicos, de tal modo que el octavo elemento tenía propiedades semejantes al primer elemento del grupo anterior. Esta forma de clasificar se llamó Ley de las Octavas.

Tabla Periódica de Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer (1869). Se denomina tabla periódica porque el ordenamiento está basado en la variación periódica de las propiedades de los elementos.

Descripción de la Tabla de Mendeleiev:

- Los 63 elementos conocidos hasta ese entonces fueron ordenados en función creciente a su peso atómico, en series (filas) y grupos (columnas).
- Asigna a los elementos de un mismo grupo una valencia; así los elementos del grupo III tendrán valencia igual a tres, por lo tanto el número de grupo era igual a la valencia.
- Los elementos de un mismo grupo poseen propiedades semejantes, así por ejemplo forman óxidos e hidruros de fórmulas similares porque tenían igual valencia.
- La tabla posee ocho grupos.

“Las propiedades de los elementos químicos es una función periódica de su número atómico (Z), es decir varían en forma sistemática o periódica con la carga nuclear.”

DESCRIPCION GENERAL:

1. Los 109 elementos reconocidos por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) están ordenados según el número atómico creciente, en 7 periodos y 16 grupos (8 grupos A y 8 grupos B). Siendo el primer elemento Hidrogeno ($Z = 1$) y el último reconocido hasta el momento meitnerio ($Z = 109$); pero se tienen sintetizados hasta el elemento 118.

2. *Periodo*, es el ordenamiento de los elementos en línea horizontal. Estos elementos difieren en propiedades, pero tienen la misma cantidad de niveles en su estructura atómica.

Tener presente que:

Numero de periodos = Numero de niveles del átomo

Periodo	Cantidad de Elementos	Elementos
1	2	H, He
2	8	Li, Be, ... Ne
3	8	Na, Mg, ... Ar
4	18	K, Ca, ... Kr
5	18	Rb, Sr, ... Xe
6	32	Cs, Ba, ... Rn
7	23	Fr, Ra, ...

- Cada periodo (excepto el primero) comienza con un metal alcalino y termina con un gas noble.
- El séptimo periodo está incompleto.
- El sexto periodo es el que posee mayor cantidad de elementos (es el periodo más largo)

3. *Grupo o Familia*, Es el ordenamiento de los elementos en columna. Estos elementos presentan similar disposición de sus electrones externos; de allí que forman familias de elementos con propiedades químicas similares.

Grupos “A”

Están formados por los elementos representativos donde los electrones externos o electrones de valencia están en orbitales “s” y/o “p”; por lo tanto sus propiedades dependen de estos orbitales.

Las propiedades de los elementos representativos dentro del grupo o familia varían de manera muy regular, a ello se debe el nombre de elemento representativo.

Grupo	Electrones de Valencia	Denominación
IA ns^1	Metales alcalinos (excepto H)
IIA ns^2	Metales alcalinos térreos
IIIA $ns^2 np^1$	Boroides o térreos
IVA $ns^2 np^2$	Carbonoides
VA $ns^2 np^3$	Nitrogenoides
VIA $ns^2 np^4$	Anfígenos o calcógenos
VIIA $ns^2 np^5$	Halógenos
VIIIA $ns^2 np^6$ He = $1s^2$ (caso de excepción)	Gases nobles o gases raros

Los electrones de valencia, para un elemento representativo, es el número de electrones a nivel externo que interviene en los enlaces químicos.

Las propiedades químicas similares o análogas de los elementos de un grupo, se debe a que poseen igual número de electrones de valencia, lo cual indica a su vez el número de grupo.

Grupos “B”

Están formados por elementos de transición, en cuyos átomos el electrón de mayor energía relativa están en orbitales “d” o “f”; y sus electrones de valencia se encuentran en orbitales “s” (del último nivel) y/u orbitales “d” o “f”; por lo tanto sus propiedades químicas dependen de estos orbitales.

Se denominan elementos de transición, porque se consideran como tránsito entre elementos metálicos de alta reactividad que forman generalmente bases fuertes (IA y IIA) y los elementos de menor carácter metálico que poseen más acentuado su tendencia a formar ácidos (IIIA, IVA, ... VIIA).

Las propiedades de los elementos de transición dentro del grupo o familia varían en forma irregular.

Grupo	Configuración electrónica terminal	Denominación
IB $ns^1 (n-1)d^{10}$	Familia del cobre (metales de acuñación)
IIB $ns^2 (n-1)d^{10}$	Familia del zinc (elementos "puente")
IIIB $ns^2 (n-1)d^1$	Familia del escandio
IVB $ns^2 (n-1)d^2$	Familia del titanio
VB $ns^2 (n-1)d^3$	Familia del vanadio
VIB $ns^1 (n-1)d^5$	Familia del cromo
VIIB $ns^2 (n-1)d^5$	Familia del manganeso
VIIIB $ns^2 (n-1)d^6$ $ns^2 (n-1)d^7$ $ns^2 (n-1)d^8$	Elementos ferromagnéticos (familia del Fe, Co y Ni)

El grupo VIII B abarca tres columnas (familia del Fe, Co y Ni). Los elementos del grupo I B (Cu, Ag, Au), así como también los elementos del grupo VI B (Cr y Mo) no cumplen la distribución electrónica, como ya se analizará oportunamente.

Los elementos del mismo grupo generalmente difieren en sus propiedades. Los elementos de transición interna (tierras raras), poseen electrones de mayor energía relativa en orbitales "f" y pertenecen al grupo III B; a estos se les denomina lantánidos y actínidos, cuya abundancia en la naturaleza es muy escasa y muchas veces solo se encuentran en forma de trazas combinados con otros elementos, razón por lo cual se llama "tierras raras".

Lantánidos (lantanoideos): comienza con lantano (Z=57) y termina en lutecio (Z=71), poseen propiedades semejantes al lantano.

Actínidos (actinoideos): comienza con el actinio (Z=87) y termina con lawrencio (Z=103), poseen propiedades semejantes al actinio

El diagrama muestra la siguiente estructura de bloques:

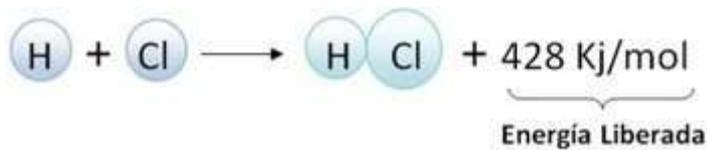
- Metales alcalinos:** Columna 1A (H).
- Metales alcalinos-terreos:** Columna 2A.
- Elementos de Transición:** Bloque central que cubre las columnas 3A, 4A, 5A, 6A y 7A.
- Halógenos:** Columna 7A.
- Noble gases:** Columna 8A.
- Lantánidos:** Bloque inferior izquierdo, representado por una fila de 14 casillas azules.
- Actínidos:** Bloque inferior derecho, representado por una fila de 14 casillas azules.

ENLACE QUÍMICO

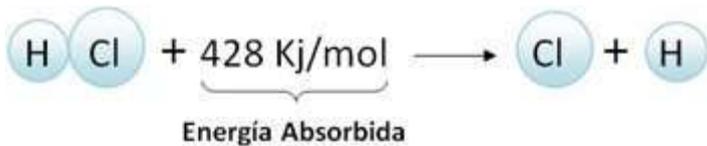
El **enlace químico** es la fuerza que mantiene unidos a los átomos (enlace interatómico) para formar moléculas o formar sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes) y moléculas (enlace intermolecular) para formar los estados condensados de la materia (sólido y líquido), dicha fuerza es de naturaleza electromagnética (eléctrica y magnética), predominante fuerza eléctrica.

PRINCIPIO FUNDAMENTAL: Los átomos y moléculas forman enlaces químicos con la finalidad de adquirir un estado de menor energía, para así lograr una condición de mayor estabilidad. En el caso de los átomos, la estabilidad se reflejará en un cambio de su configuración electrónica externa.

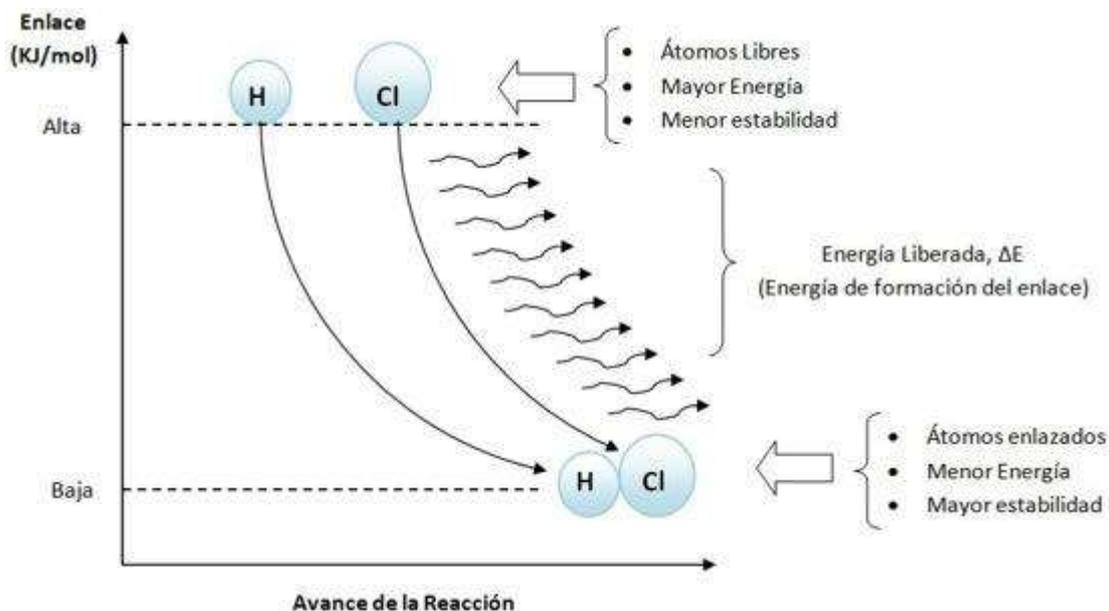
Veamos la formación de la molécula de HCl



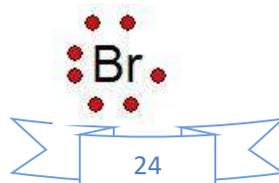
La misma energía se requiere como mínimo para romper o disociar el enlace (energía de disociación).



Variación de energía en la formación del enlace:



NOTACION O FORMULA DE LEWIS: Es la representación convencional de los electrones de valencia (electrones que intervienen en los enlaces químicos), mediante el uso de puntos o aspas que se colocan alrededor del símbolo del elemento.



En general para los elementos representativos (recordar que el número de grupo indica el número de electrones de valencia), tenemos:

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Valencia	1	2	3	4	5	6	7
Electrones en la capa de valencia	1	2	3	4	5	6	7
Estructura de Lewis	Li	Mg	Al	C	P	O	Br

REGLA DEL OCTETO: G.N. Lewis, al estudiar la molécula de hidrógeno (H_2) notó que cada átomo al compartir electrones adquiere dos electrones, o sea la estructura electrónica del gas noble Helio (He), y comprobó también que los demás átomos que comparten electrones al formar un enlace químico llegan a adquirir la estructura electrónica de los gases nobles. Cabe aclarar que existen excepciones a la regla del octeto, que serán tratadas posteriormente.

CLASIFICACION DE ENLACES QUIMICOS:

1. Enlaces Interatómicos:

- Enlace iónico o electrovalente
- Enlace covalente
- Enlace metálico

2. Enlaces Intermoleculares o Fuerzas de Van der Waals:

- Enlace dipolo – dipolo
- Enlace puente de hidrógeno
- Enlace por fuerzas de London

UNIDAD N ° III: NOMENCLATURA Y REACCIONES QUÍMICAS

Nomenclatura inorgánica: símbolos, valencias y fórmulas. Compuestos binarios y ternarios.
Estequiometría: Peso atómico relativo. U.M.A. Peso molecular. Fórmula mínima. Fórmula molecular. Atomicidad. Composición centesimal. Masa molar. Número de Avogadro. Volumen molar. Soluciones, características, expresiones.

NOMENCLATURA

La nomenclatura química (del latín nomenclatura) es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos los elementos y los compuestos químicos. Actualmente la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (en inglés International Union of Pure and Applied Chemistry), es la máxima autoridad en materia de nomenclatura química, la cual se encarga de establecer las reglas correspondientes.

VALENCIA ES LA CAPACIDAD DE COMBINACION DE LOS ELEMENTOS:

COMPUESTOS BINARIOS: están formados por la combinación de dos elementos, pueden ser:

- Combinación de metales con oxígeno: **óxidos básicos**

Ej.: $O_2 + 2 Na \rightarrow 2 NaO$

Se denominan la palabra oxido seguida del nombre del metal, si el mismo presenta más de una valencia se indica con números romanos oxido de sodio en este ejemplo (IUPAC).

- Combinación con no metales: **óxidos ácidos o anhídridos**

Ej.: $O_2 + S \rightarrow SO_2$

Las nomenclaturas antiguas utilizan prefijos y sufijos para indicar las valencias con que actúan los elementos.

Anteponiendo la palabra anhídridos, luego el nombre del no metal con la terminación oso e ico, que indican menor y mayor valencias respectivas.

IUPAC: Óxido de azufre IV

- Combinación con hidrógeno: **hidruros metálicos y no metálicos**

Ej.: $H_2 + Na \rightarrow 2 HNa$

Su expresión se designa como hidruro seguida del nombre del metal.

Hidruros no metálicos: poseen nombres propios Metano – Silano – Amoniac

- **Peróxidos:** unión de oxígeno con no metales y metales.

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$ peróxido de oxígeno o agua oxigenada, se da por unión con un no metal.

Con metales, ej.: Na_2O_2

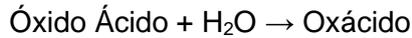
- **Ácidos no oxigenados**

Ej.: HCl: cloruro de hidrógeno; HF: fluoruro de hidrógeno.

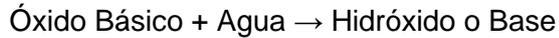
Su nomenclatura indica la terminación uro del no metal acompañado de la palabra hidrógeno (lo mismo cuando se presentan en estado gaseoso).

COMPUESTOS TERNARIOS: RELACIONES DE LOS ÓXIDOS CON EL AGUA

OXÁCIDOS: Son el resultado de la combinación de un óxido ácido con agua. Son ácidos oxigenados.



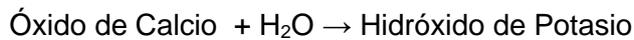
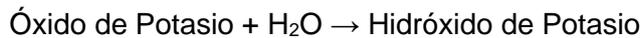
HIDRÓXIDOS O BASES: Son el resultado de la combinación de un óxido básico con el agua.



Ej.: Óxido de Magnesio + agua \rightarrow Hidróxido de magnesio.

NOMENCLATURA DE LOS HIDRÓXIDOS

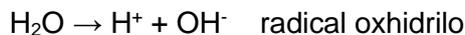
Los hidróxidos se denominan con la palabra Hidróxido seguida por el nombre del metal.



FÓRMULA DE LOS HIDRÓXIDOS

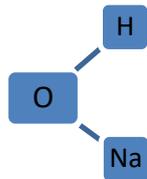
Si a esta molécula le suprimimos “idealmente” un átomo de hidrógeno, el resto queda con una valencia libre.

*El resto se denomina Radical Oxhidrilo. Se denomina radical a un grupo de átomos *-en nuestro caso OH-* que no está libre y que, unidos a otros átomos, forma compuestos con propiedades particulares dadas por el radical.



Este radical, con su valencia libre, actúa como monovalente OH Radical Oxhidrilo.

Para escribir la fórmula de un hidróxido se colocan, junto al símbolo del metal, tantos radicales como valencias tenga el metal. Ej.: NaOH



NOMENCLATURA GENERAL DE LOS HIDRÓXIDOS

FORMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL	NOMENCLATURA MODERNA IUPAC	
		Según el N° de OH ⁻	Numerales de Stock
KOH	Hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio	Hidróxido
Cu(OH) ₂	hidróxido de cobre	Dihidróxido	Hidróxido (II)
Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro	Trihidróxido de hierro	Hidróxido (III)

Características de los hidróxidos o bases:

- La solución acuosa de las bases produce sensación jabonosa al tacto.
- Cambian la coloración de muchos reactivos: la solución alcohólica incolora de fenolftaleína se vuelve roja.
- Al disolverse en agua se disocian liberando iones oxhidrilo (OH⁻).
- Fundidos o en solución acuosa conducen la corriente eléctrica.

AJUSTE DE ECUACIONES PARA REPRESENTAR LA FORMACIÓN DE HIDRÓXIDOS

1º. OBTENCIÓN DE HIDROXIDOS DE METALES MONOVALENTES

a) Se escriben las fórmulas del óxido, del agua y del hidróxido, recordando que en la fórmula del hidróxido hay tantos oxhidrilos como valencias tenga el metal:



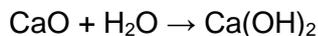
b) Se igualan los coeficientes. En este caso se observa que una molécula de Na₂O con una molécula de agua forman dos moléculas de NaOH:



Se procede de modo semejante para representar la formación de hidróxidos de otros metales monovalente, por ejemplo, Li, K, etcétera.

2º. OBTENCIÓN DE HIDRÓXIDOS DE METALES BIVALENTES

a) se escriben las fórmulas del óxido, del agua y del hidróxido:



b) Se observa que la ecuación ya está igualada.

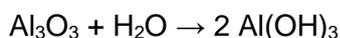
c) Análogamente se procede con el Ba, Mg.

3º. OBTENCIÓN DE HIDROXIDOS DE METALES TRIVALENTES

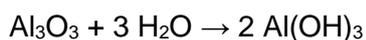
a) Escribir fórmulas del óxido, del agua y del correspondiente hidróxido.



b) Se observa que en el primer miembro hay dos átomos de aluminio. Estos dos átomos formarán dos moléculas de hidróxido de aluminio:



c) Para logra la igualación total se necesitan 3 moléculas de agua



ÁCIDOS - EXISTEN DOS CLASES:

a) los que se obtienen combinando óxidos ácidos (anhídridos) con agua. Se denominan OXOACIDOS, OXÁCIDOS O ÁCIDOS OXIGENADOS.

b) los que se obtienen disolviendo en agua hidruros de los no metales (flúor, cloro, bromo, yodo y azufre). Se denominan HIDRÁCIDOS.

Los oxoácidos resultan de combinar un anhídrido u óxido ácido con agua.

Oxido ácido o anhídrido + H₂O → OXOACIDO

PARA NOMBRAR UN OXOACIDO SE REEMPLAZA LA PALABRA ANHÍDRIDO POR ACIDO.

EJEMPLO:

Anhídrido carbónico + H₂O → ácido carbónico

Anhídrido sulfúrico + H₂O → ácido sulfúrico

Anhídrido clórico + H₂O → ácido clórico

Veamos cómo obtener las fórmulas de los OXOACIDOS:

CO₂ + H₂O → H₂CO₃
DIOXIDO DE CARBONO ACIDO CARBONICO
(ANHÍDRIDO CARBÓNICO)

SO₂ + H₂O → H₂SO₃
ANHÍDRIDO SULFUROSO ACIDO SULFUROSO
(DIÓXIDO DE AZUFRE)

SO₃ + H₂O → H₂SO₄
ANHÍDRIDO SULFÚRICO ACIDO SULFURICO
(TRIOXIDO DE AZUFRE)

Cl₂O + H₂O → H₂CL₂O₂
ANHÍDRIDO HIPOCLOROSO ACIDO HIPOCLOROSO
(MONÓXIDO DE DICLORO)

EN ESTE CASO COMO LOS SUBÍNDICES SON MÚLTIPLOS DE 2, SE IGUALAN:

Cl₂O + H₂O → 2 HClO

EN LOS OXOÁCIDOS PRIMERO SE ESCRIBE EL HIDRÓGENO, LUEGO EL METAL Y AL FINAL EL OXÍGENO

ACIDOS DEL MANGANESO

Mn^{VI} + H₂O → H₂⁽¹⁺¹⁾ Mn⁽⁶⁾ O₄⁽⁻²⁾ 2 + 6 dividido 2 = 4

Mn^(VII)₂O₇ + H₂O → 2 HMnO₄ (1H + 1H) + Mn7 = 8:2 = 4 del oxígeno

MASA ATOMICA RELATIVA (A) O PESO ATÓMICO RELATIVO (A)

- Masa de un átomo de Nitrógeno $2,3268 \times 10^{-23}$ g.
- Masa de un átomo de Carbono $1,9933 \times 10^{-23}$ g.
- Masa de un átomo de Hidrógeno $1,674 \times 10^{-24}$ g.

Son cantidades tan pequeñas que se dificultan trabajar con ellas.

Explicación del concepto:

1) Relación entre un átomo de Nitrógeno y la masa de un átomo de Hidrógeno según datos indicados más arriba.

$$M_N = 2,3268 \times 10^{-23} \triangleq 14 \text{ N}^\circ \text{ abstracto.}$$

$$M_H = 1,674 \times 10^{-24}$$

2) Este cociente nos indica que la masa de un átomo de Nitrógeno es 14 veces mayor que la de un átomo de Hidrógeno.

3) Si al valor de la masa de un átomo de Hidrógeno $1,674 \times 10^{-24}$ le asignamos un valor igual a 1, la masa de un átomo de Nitrógeno será 14.

4) 14 es la masa atómica relativa del átomo de Nitrógeno con respecto a la masa del átomo de Hidrógeno.

EN 1961 SE DENOMINÓ UNIDAD DE MASA ATOMICA A LA DOCEAVA PARTE DE LA MASA DEL ATOMO DE CARBONO 12. ESTA CANTIDAD SE DENOMINA UNIDAD DE MASA ATOMICA U.M.A. DE ACUERDO CON ESTA CONVENCION: Masa atómica Relativa (A) de un elemento es el "N° abstracto" que indica cuantas veces es mayor la masa de un átomo de ese elemento que la unidad de masa atómica (UMA).

N° abstracto $A_x = \text{Masa de un átomo de elemento} \times 1/12 \text{ masa de un átomo de Carbono } 12.$
La masa atómica de un elemento, tomando como unidad de comparación la masa de un átomo de Hidrógeno, y la que resulta de tomar como unidad la doceava parte de la masa de $12C$, son números prácticamente iguales. Decir que la masa atómica relativa del O es la 16, la del H 1,008 y la del N 14 significa que cada átomo de cada uno de esos elementos, posee una masa de 16, 1,008, 14 veces mayor, respectivamente, que la masa de 1/12 parte del átomo de Carbono.

LA MASA ATÓMICA RELATIVA (A) ES UN N° ABSTRACTO (indica número de veces).

LA MASA DEL ÁTOMO DE UN ELEMENTO ES UN N° CONCRETO. Es una cantidad expresada en gramos masa.

MASA MOLECULAR RELATIVA (M). La molécula de Carbono es monoatómica, 1/12 parte de su molécula es la 1/12 parte de su átomo o sea (UMA). Entonces, masa molecular relativa (M) de una sustancia, es el número que expresa cuantas veces es mayor la masa de una molécula de una sustancia que la unidad de masa atómica (UMA).

$$\begin{aligned} \text{Agua H}_2\text{O} \quad & 2 \text{ AH} = 2 \cdot 1 = 2 \\ & 1 \text{ AO} = 16 \cdot 1 = 16 \\ & \text{M H}_2\text{O} = 18 \end{aligned}$$

Conclusión: la masa Molecular Relativa (M) de una sustancia se determina sumando las masas atómicas relativas (A) de los elementos cuyos átomos constituyen la molécula de esa sustancia.

CANTIDAD DE MATERIA, EL "MOL"

De acuerdo con el lenguaje empleado en la vida diaria, una porción de arena o de agua es una cantidad de materia. El término cantidad se puede referir indistintamente al peso, de la arena, a su volumen o a su masa. Actualmente la cantidad de materia es una magnitud diferente de la masa de la materia. La cantidad de materia se refiere al número de partículas (por ahora átomos y moléculas) que componen determinada materia. Siendo la cantidad una magnitud, debe tener su correspondiente unidad.

MAGNITUD	UNIDAD	SIMBOLO
Longitud	Metro	M
Tiempo	Segundo	S
Masa	Kg. Masa	Kg
Peso o fuerza	Kg. Fuerza o Newton	Kg. N
Cantidad de materia	MOL	MOL

EL MOL: La unión internacional de química pura y aplicada (IUPAC) propone designar al MOL como unidad de medida de cantidad de materia.

- 1) MOL: es la cantidad de materia que contiene tantas partículas elementales como átomos hay en 12g de Carbono 12.
- 2) Cuando se aplica la unidad MOL deben especificarse las partículas elementales, que pueden ser átomos, moléculas, electrones, u otras.

CANTIDAD DE MATERIA, MASAS DIFERENTES:

1 MOL de átomos de Nitrógeno
 1 MOL de átomos de Oxígeno
 1 MOL de átomos de Cloro

} $6,02 \times 10^{23}$ igual cantidad de materia

PERO:

MASA DE 1 MOL \neq MASA DE 1 MOL \neq MASA DE 1 MOL
 de átomos de N de átomos de O de átomos de Cloro

El número de moles es igual pero al ser diferentes las masas de los átomos de cada MOL, las masas de la misma cantidad de materia también son diferentes.

OBSERVACIONES IMPORTANTES:

- 1) "Nº" Moles de una sustancia poseen la misma cantidad de materia, cualquiera sea el lugar donde se la determine.
- 2) "Nº" moles de una sustancia poseen la misma masa expresada en Kg, cualquiera que sea el lugar donde se la determine.
- 3) "Nº" Moles de una sustancia tendrán un peso expresado en Kg. Que variará según la latitud y distancia al centro de la tierra.

Si comparamos las masas de los moles de átomos con las masas atómicas relativas de los mismos elementos.

ELEMENTO	A	Masa de 1 MOL de átomos (A)
NITROGENO	14	14g
HIDROGENO	1,008	1,008g
OXIGENO	16	16g

Llegamos a la conclusión que la masa de 1 MOL de átomos (A) de un elemento medida en gramos masa, está expresada por un N° igual a su masa atómica relativa. Ejemplo:

La masa atómica del Calcio es 40 $A = 40$

La masa de 1 MOL de átomos de Calcio 40g $(A) = 40g$

➔ La masa atómica del A es un N° Abstracto

➔ La masa de 1 MOL de átomos (A) es un número concreto

MASA DE 1 MOL DE MOLECULAS (M): Análogamente: la masa de 1 MOL de moléculas de sustancias medidas en gramos masa está expresada por un número igual a su masa molecular relativa.

SUSTANCIA	M	(M):
H ₂ O (AGUA)	18	18g.
CO ₂ (dióxido de Carbono)	44	44g.
SO ₂ (dióxido de Azufre)	64	64g.
1 MOL de átomos de H	Posee $6,02 \times 10^{23}$ átomos	(A) = 1,008g
1 MOL de átomos de N		(A) = 14g
1 MOL de átomos de O		(A) = 16g

De acuerdo con esta igualdad, se divide la masa de 1 MOL de moléculas de un gas, por la densidad del gas; se obtiene el volumen que ocupa el MOL de moléculas del gas, o sea el volumen de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas del gas en CNTP.

GAS	DENSIDAD (δ) (g/cm ³)	m (g)	$V = \frac{m}{\delta}$
COLORO	3,169	71	22,4 LITROS
NITROGENO	1,25	28	22,4 LITROS
DIOXIDO DE CARBONO	1,964	44	22,4 LITROS
OXÍGENO	1,4285	32	22,4 LITROS

CONCLUSION: Al hallar el volumen que ocupa 1 MOL de moléculas de Cl, N; O; en (CNTP), hemos obtenido el mismo resultado: 22,4 litros. *Un MOL de moléculas de cualquier sustancia en estado gaseoso, en condiciones normales de temperatura y presión (0°C; 760mm de mercurio) ocupa un volumen de 22,4 litros denominado Volumen Molar.*

ISÓTOPOS: Son átomos de un mismo elemento que presentan el mismo "N° ATÓMICO", pero distinto "N° MÁSSICO", por lo tanto se diferencian en el número de neutrones.

El CLORO, presenta 2 ISÓTOPOS naturales $^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$. Ambos contienen 17 protones, pero el primero contiene 18 neutrones y el segundo 20.

Los dos isótopos tienen propiedades químicas idénticas, es decir que el número de neutrones no afecta al comportamiento químico, determinado exclusivamente por el "N° ATÓMICO".

La existencia de ISOTOPOS permite explicar por qué las masas atómicas resultan números fraccionarios y no enteros y también porque su valor es ligeramente diferente cuando se consideran distintos patrones de unidad (masa del átomo de hidrógeno o 16^{ava} parte del átomo de O₂). Si cada elemento tuviese un "N° MÁSSICO" único su masa atómica sería precisamente A (N° entero).

Por otra parte sería equivalente considerar como una unidad a la masa de un átomo de O₂ ya que ambas unidades resultaría idénticas. Una de las razones por las cuales se considera en la actualidad como patrón de la Masa Atómica a la 12^{ava} parte del átomo del Carbono es que de tal modo las masas atómicas de muchos elementos resultan valores muy próximos a números enteros.

Por otra parte el carbono presenta varios ISÓTOPOS naturales, por lo cual debe fijarse cuál de ellos se elegirá como patrón. Dicho isótopo es $^{12}_6\text{C}$, cuya masa atómica se considera exactamente 120000, variedad más estable y abundante de Carbono.

Como en la naturaleza cada elemento se presenta como una mezcla de diversos isótopos, la masa atómica de un elemento hallado experimentalmente traduce la mayor o menor

abundancia natural de cada isótopo (composición centesimal del elemento) puede calcularse fácilmente la masa atómica (A_r). Ej.: si se trata de 2 isótopos de un mismo elemento de números másicos 1A y 2A y abundancia natural p_1 y p_2 (por cientos %) resulta:

Masa Atómica Promedio:

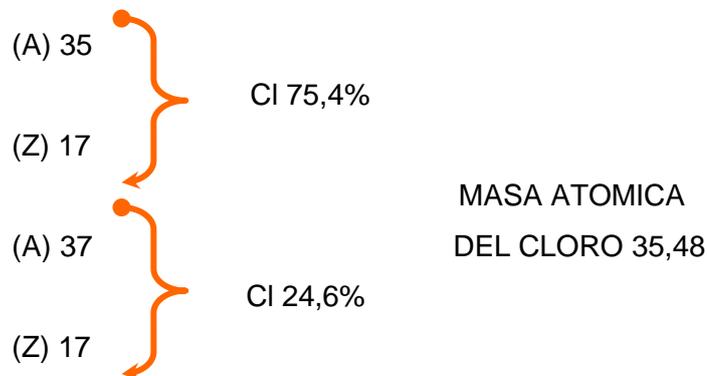
$$A_r = \frac{p_1^1A + P_2^2A}{100}$$

Ej.: el Cloro presenta dos variedades $^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$ con abundancias porcentuales 75,4% y 24,6%. HALLAR SU MASA ATOMICA.

$$A_r = \frac{75,4 \times 35 + 24,6 \times 37}{100} = 35,492 \cong 35,5$$

Dos átomos para ser iguales deben poseer el mismo "N° ATOMICO" (Z) y el mismo "N° MASICO" (A)

Ej. Cloro:



NÚCLIDOS: conjunto de átomos iguales entre sí.

ISOBAROS: átomos de elementos diferentes pero con igual número másico (A) y diferente "N° ATOMICO" (Z)



Relaciones de cantidad de materia:

En las reacciones químicas intervienen sustancias denominadas Reaccionantes y otros llamadas Productos de Reacción. Por métodos experimentales se comprobó que en estas reacciones se mantienen relaciones de masas de y volumen que corresponden a las leyes precisas. Las leyes de las reacciones químicas que se refieren a las masas de las sustancias que intervienen en ellas se llaman Leyes Gravimétricas y las que se refieren a los volúmenes que reaccionan (caso de los gases) Leyes Volumétricas.

“las leyes gravimétricas y las volumétricas se denominan Leyes Fundamentales de la Química”

Ley de Conservación de la Masa o de Lavoisier



Masa de A + masa de B = masa de C + masa de D.

Mencionando la siguiente condición “En un sistema aislado la masa permanece constante, cualquiera que sea la transformación física o química a que sea sometido el sistema”.

COMPOSICIÓN CENTECIMAL O PORCENTUAL

La *composición porcentual* de un compuesto indica la masa de cada uno de los elementos que hay en 100 g de ese compuesto:

$$\text{Comp. \% de un elem.} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100$$

Ej.



C₂H₆O

$$\%C = \frac{2 \times (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 52.14\%$$

$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\%$$

$$52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.0\%$$

CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRÍA - RELACION DE MASA Y MASA Y DE VOLUMEN

Toda transformación química se puede expresar por una ecuación: la ECUACIÓN QUÍMICA. En ella se escriben las fórmulas químicas de los compuestos de partida, los REACTIVOS y las de los compuestos obtenidos al final de la transformación, los PRODUCTOS. Estos se separan por una flecha que va de los reactivos a los productos y que simboliza el sentido global de la transformación. En general se expresa:



Durante una reacción química los átomos no se crean ni se destruyen, ni cambian su identidad. Este hecho queda reflejado en la ecuación química puesto que el número y tipo de átomos que forman parte de los reactivos es igual al número y tipo de átomos de los productos. Cuando una ecuación química tiene el mismo número de átomos de cada tipo en los reactivos y en los productos se dice que es una ECUACIÓN BALANCEADA. De este modo, la ecuación

química refleja cuál es la proporción molar en que se combinan los reactivos y se obtienen los productos.

El término ESTEQUIOMETRÍA, en sentido amplio, se refiere a las relaciones de masas, volúmenes o número de moles de reactivos y productos:



Los números que preceden a cada uno de los reactivos y productos en la ecuación química son llamados coeficientes estequiométricos (a, b, c, d) y, en conjunto, expresan la conservación de los átomos del proceso. La ecuación que contempla la conservación de los átomos se llama ECUACIÓN BALANCEADA DE LA REACCIÓN QUÍMICA, y es consistente con el principio de CONSERVACIÓN DE LA MASA. Lo importante es la relación cuantitativa entre los reactivos y los productos. Conociendo la masa molecular de las sustancias podemos transformar los moles en gramos.

Cuando se lleva a cabo experimentalmente una reacción química, si las masas de los reactivos son las que corresponden a los números de moles expresados por los coeficientes estequiométricos, se dice que los reactivos están en RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA. Sin embargo, puede suceder que las relaciones de moles (y por lo tanto de masas) entre los reactivos no sea estequiométrica. En estos casos, si la reacción ocurre completamente (REACCIÓN COMPLETA) en el estado final habrá productos y parte de los reactivos en exceso, que no llegaron a combinarse. Cuando un reactivo está en defecto, se lo denomina REACTIVO LIMITANTE, porque es el que fija el límite de la cantidad de producto a obtener. En el laboratorio generalmente los reactivos no son siempre puros o no se los mezclan en la relación exactamente necesaria para la reacción, sino que uno de los reactivos se coloca en exceso y por lo tanto una cierta cantidad de él queda sin reaccionar, y el otro reactivo se consume totalmente, y es el reactivo_limitante. La cantidad de producto formado está determinado por la cantidad de reactivo limitante y de su pureza. Para poder sacar conclusiones cuantitativas de un proceso es necesario identificar el reactivo limitante, que es el que va a determinar los límites de una reacción completa. El reactivo que está en menor proporción con respecto a la relación estequiometría es el reactivo limitante

SOLUCIONES

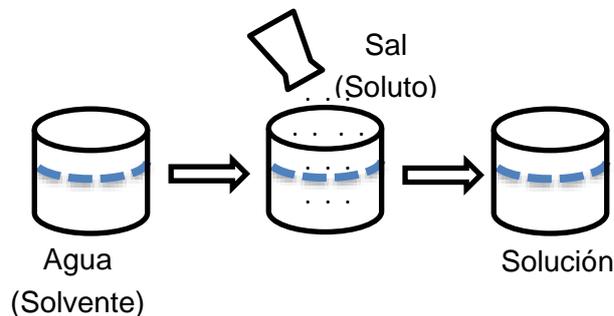
Las soluciones son mezclas homogéneas de sustancias (una sola fase) con composiciones variables. Resultan de la mezcla de dos o más sustancias puras diferentes cuya unión no produce una reacción química sino solamente un cambio físico. Una sustancia (solute) se disuelve en otra (solvente) formando una sola fase. Los componentes pueden separarse utilizando procedimientos físicos. EL soluto es el que se encuentra en menor cantidad y el solvente o disolvente es el que está en mayor cantidad.

Cuando hacemos referencia a SOLUCIÓN ACUOSA se quiere expresar que el solvente es el agua. El soluto puede ser un sólido, un líquido o un gas. De acuerdo al estado físico de los componentes pueden obtenerse los siguientes tipos de soluciones:

Soluto	Solvente	Ejemplo
Sólido	Sólido	Aleaciones
Sólido	Líquido	Soluciones salinas
Sólido	Gaseoso	Humo
Líquido	Sólido	Geles
Líquido	Líquido	Emulsión (mayonesa)
Líquido	Gaseoso	Niebla
Gaseoso	Sólido	Roca volcánica
Gaseoso	Líquido	Soda
Gaseoso	Gaseoso	Aire

¿Cómo está compuesta una solución?

Si tenemos un vaso con agua pura a una cierta temperatura, y le agregamos sal. Si revolvemos un poco vemos que la sal “desaparece”. Lo que pasó es que la sal se disolvió. Lo que antes era agua pura, se “transformo” en agua salada.



Miscibilidad

Es la Capacidad de una sustancia para disolverse en otra. Es un dato cualitativo.

Separa los pares de sustancias en "miscibles" y "no miscibles".

Solubilidad

Cantidad máxima de soluto que puede ser disuelta por un determinado solvente. Varía con la presión y con la temperatura. Es un dato cuantitativo. La solubilidad de los sólidos en los líquidos es siempre limitada y depende de la naturaleza del solvente, de la naturaleza del soluto, de la temperatura y muy poco de la presión. Unos de los factores que afectan la solubilidad de una sustancia es la temperatura y generalmente aumenta al ascender la temperatura. En la siguiente tabla se observan algunos datos referentes a la variación de la solubilidad de distintos solutos con la temperatura.

Concentración: cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solvente, o cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solución. Siempre indica una relación entre soluto y solvente, o entre el soluto y la solución.

Expresión de la concentración de las soluciones

Frecuentemente se usan los términos diluida o concentrada para indicar que la cantidad relativa de soluto es muy pequeña o muy elevada respectivamente. Esta forma de expresión sólo tiene valor relativo; todo lo que se puede afirmar es que una solución es más o menos diluida o más o menos concentrada que otra. Otra expresión usada es la de solución saturada.

Solución Saturada: Solución que contiene la máxima cantidad de soluto que el solvente puede disolver a esa presión y esa temperatura. Si se le agrega más soluto no lo disuelve: si es un sólido en un solvente líquido, el exceso precipita; si es un líquido en solvente líquido, el exceso queda separado del solvente por encima o por debajo según su densidad relativa; si es un gas en un solvente líquido, el exceso de soluto escapa en forma de burbujas. En una solución saturada de un sólido en un líquido, el proceso de disolución tiene la misma velocidad que el proceso de precipitación.

Solución No Saturada: Solución que contiene una cantidad de soluto menor que la que el solvente puede disolver a esa presión y esa temperatura.

En las soluciones en las que el soluto es un gas y el solvente es un líquido, como es el caso del oxígeno disuelto en agua o el dióxido de carbono disuelto en agua, la solubilidad disminuye con el aumento de la temperatura y aumenta con el aumento de la presión. En el caso de la soda, la solución es la porción líquida del sistema, es allí donde se encuentra el gas disuelto, pero no se lo ve justamente porque es un sistema homogéneo. Cuando se visualizan las burbujas, éstas ya no forman parte de la solución, pues salieron de ella y constituyen otra fase. En ciertas condiciones, es posible, incorporar más sustancia que la correspondiente al límite de saturación; se dice entonces que la solución es **sobresaturada**. Estas soluciones sobresaturadas son inestables, pues el exceso de soluto, ya sea por agitación o enfriamiento, tiende a separarse y precipitar. En el caso particular de la solución de gas en líquido como la citada anteriormente, cuando se prepara la soda se trabaja en condiciones de sobresaturación, para ello el solvente líquido (agua) está a baja temperatura y el soluto gaseoso (dióxido de carbono) se incorpora al líquido a elevada presión. Es por ello que cuando se abre una botella de soda, la presión disminuye y el exceso de soluto se separa de la solución y aparecen las burbujas y si se calienta o agita también.

En Química es frecuente precisar las relaciones exactas entre cantidades de soluto y solvente o soluto y solución. Para ellas pueden utilizarse diferentes tipos de expresión:

a- Soluciones porcentuales: Indican la cantidad de soluto, en masa o volumen, en relación a 100 partes de la solución o del solvente. Pueden referirse a porcentaje P/P, de peso en peso o masa en masa, o m/m; porcentaje de peso en volumen P / V, o porcentaje de volumen en volumen V / V.

Por ejemplo: si se dice que se tiene una solución de Na Cl al 8% P / P, se quiere indicar que contiene 8g de Na Cl en 100g de solución. Si, en cambio, se expresa 8% P / V, se quiere indicar que contiene 8g de Na Cl en 100ml de solución.

Cuando el soluto es líquido, resulta práctico dar la relación de volúmenes de soluto y solvente. Así por ejemplo podrá referirse a una solución de metanol en agua como 1:100, la cual indica que contiene 1 parte de metanol en volumen, y 100 partes de agua. En cambio si decimos que la solución de metanol es 1% V / V, indica que hay 1ml de metanol por cada 100ml de solución.

Problema 1: Realice los cálculos para preparar 80 g de solución de KBr al 5%.

$$\begin{array}{l} 100gr \text{ de solución} \rightarrow 5gr \text{ de KBr} \\ 80gr \text{ de solución} \rightarrow x = 4gr \text{ de KBr} \end{array}$$

Problema 2: En algunos jugos de consumo masivo se puede leer en la etiqueta: “para preparar diluir 1 + 9”. ¿Qué significa, y cómo realizaría el cálculo de la cantidad de concentrado necesario para 1 l de agua?

Significa que por cada 1 ml de jugo concentrado se debe agregar 9 ml de agua.

Si:

$$\begin{array}{l} 1ml \text{ de jugo concentrado} \rightarrow 9ml \text{ de agua} \\ 111ml \text{ de jugo concentrado} = x \rightarrow 1000ml \text{ de agua} \end{array}$$

b - Soluciones molares:

La concentración se expresa en moles de soluto por 1 litro de solución. Esta concentración, o molaridad M corresponde a la relación:

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{\text{Volumen de solución en litros}} = \frac{n}{V} \quad (1)$$

Recuerde que:

$$\text{n}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molecular}} = \frac{m(\text{gr})}{MM(\frac{\text{gr}}{\text{mol}})} = \frac{m(\text{gr})}{MM(\frac{\text{gr}}{\text{mol}})} \quad (2)$$

Reemplazando (2) en (1)

$$M = \frac{\frac{m(\text{gr})}{MM(\frac{\text{gr}}{\text{mol}})}}{V(\text{L})} \quad (3)$$

Esta fórmula permite calcular fácilmente la molaridad de una solución conociendo la masa de la sustancia disuelta y el volumen en litros de la solución.

Despejando de (3):

$$m(\text{gr})M = M * MM(\frac{\text{gr}}{\text{mol}}) * V(\text{L})$$

BIBLIOGRAFÍA:

- ANGELINI M., BAUMGARTNER E., BENITES C., BULWIK M., GUERRIEN D., LANDAU L., LASTRES FLORES L., POUCHAN I., SERVANT R. y SILEO M. "Temas de Química General, Versión ampliada". Editorial Eudeba. Buenos Aires 2003 (2º edición, 7^{ma} reimpresión).
- ANGELINI M., BAUMGARTNER E., BENITEZ C. "Química: material de estudio y ejercitación". Editorial Eudeba. Buenos Aires. 2005. ISBN: 987 – 9419 – 39 - 1 (1º edición).
- ATKINS P. W. "Química General". Ediciones Omega, S.A. Barcelona. 1999.
- BABOR E IBARZ AZNARES. "Química General Moderna". Editorial Marín. S.A. 1977. (8ª Edición).
- CHANG, Raymond. "Química". Edición Breve. Mc Graw – Hill. México D.F. 1999.
- CHANG, Raymond. "Química". Sexta Edición. Mc Graw – Hill. México D.F. 1999. ISBN: 970 – 10 – 1946 – 6.
- GLASSTONE S., LEWIS D. "Elementos de Química Física". Ediciones El Ateneo. Buenos Aires. 1984. (5º Reimpresión).
- LOPEZ CANCIO J. A. "PROBLEMAS DE QUIMICA – Cuestiones y ejercicios". Pearson Hall S.A. Madrid. 2001. (Ultima Reimpresión). ISBN: 84 – 205 – 2995 – 8.
- MAHAM. "QUIMICA. Curso Universitario". Editorial Fondo Interamericano S.A. 1977. (2º Edición en castellano).
- "MANUAL DE LA UNESCO PARA LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS". Editorial Sudamericana. Buenos Aires. 1997. (6º Edición). ISBN: 950 – 07 – 1246 – 6.
- MARTINEZ URREAGA J., NARROS A., DE LA FUENTE GARCIA – SOTO M., POZAS REQUEJO F., DIAZ LLORENTE V. M. "Experimentación en Química General". Thomson Editores. Madrid. 2006. ISBN: 84 – 9732 – 425 – 0.
- MASTERTON W. L., SLOWINSKI E. J. y STANTSKI C. L. "Química General Superior". Mc Graw – Hill. México D.F. 1993.
- WHITTEN, DAVIS, PECK. "Química General". Mc Graw Hill. México D.F. 1998 (5º Edición).