



**CUADERNILLO DE QUIMICA PARA LA CARRERA DE INGENIERIA EN  
SISTEMAS**

Biol. Nelli Lozano Vinalay

Los Reyes, la Paz, 23 de marzo de 2010

## PROGRAMA DE QUIMICA

<b>Introducción</b>	1
<b>Unidad II. Conceptos básicos</b>	2
1. Materia	2
1.2 Estado de agregación de la materia	3
1.3 Cambios de estado de agregación de la materia	5
1.4 Mezclas fases	8
Ejercicios de la unidad I	10
<b>Unidad II. Teoría cuántica y estructura atómica.</b>	11
2. Antecedentes de la teoría cuántica	11
2.1 Bases experimentales de la teoría cuántica	12
2.2 Teoría atómica de bohr	13
2.3 Mecánica cuántica	15
2.4 Los Números cuánticos	17
2.5 Configuraciones electrónicas	22
2.6 Principios de edificación progresiva de (Afbau)	24
2.7 Configuraciones cuánticas de algunos átomos	25
2.8 Configuración de Kernel	26
Ejercicios de la unidad II	27
<b>Unidad III. Los elementos químicos clasificación periódica. Propiedades atómicas e impacto económico y ambiental.</b>	29
3.1. Antecedentes del surgimiento de la tabla periódica.	29
3.2. Clasificación periódica	32
3.3 Breve descripción de las propiedades y aplicaciones de algunos elementos de la Tabla Periódica	33
3.4 Propiedades Periódicas de la tabla periódica.	34
3.5 Localización de los elementos	39
3.6 Elementos de importancia económica y ambiental de algunos elementos.	40
3.7 Química del Silicio	46
3.8 Química del Germanio.	47
3.9 Química del Galio.	48
Ejercicios de la unidad III	49
<b>Unidad IV. Interpretara el comportamiento (propiedades físicas y reactividad) de los compuestos químicos.</b>	54
4.1 Concepto de enlace químico	54
4.2 Regla del octeto.	54
4.3 Estructura de Lewis	55
4.4 Tipos de enlaces químicos	56
4.5 Enlace Iónico	56
4.6 Enlace covalente	58
4.7 Hibridación de los orbitales: Teoría de la hibridación. formación,	65

representación y características de los orbitales híbridos: $sp^3$ , $sp^2$ , $sp$ , $d^2sp^3$ , $dsp^2$ , $sd^3$ , $dsp^3$	
4.8 Enlace metálico	69
4.9 Propiedades de algunos conductores y aislantes.	72
4.10 Semiconductores y aislantes	75
4.11. Fuerzas intermoleculares.	77
Ejercicios de la unidad IV	82
<b>Unidad V. Compuestos químicos: Tipos nomenclatura, reacciones e impacto económico y ambiental.</b>	85
5.1 La Nomenclatura Química.	85
5.2 Tipos de nomenclatura	86
5.3 Valencia estequiométrica	87
5.4 Clasificación de las combinaciones.	89
5.5 Criterios para nombrar a las combinaciones	89
5.6 Hidrácidos o Hidrácidos.	89
5.7 Sales de Hidrácidos.	91
5.8 Combinaciones binarias oxigenadas	92
5.9 Combinaciones ternarias.	93
5.10 Reacciones química	96
5.11 Tipos de reacciones químicas	97
Ejercicios de la unidad V	99
<b>Unidad v. Estequiometría.</b>	103
6.1 Conceptos Básicos de estequiometría	103
6.2 Leyes Ponderales	104
6.3 Ley de la conservación de la masa (o de Lavoisier)	104
6.4 Ley de las proporciones definidas (o de Proust).	105
6.5 Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).	105
6.6 Ley de las proporciones recíprocas ( de Richter)	106
6.7 Balanceo por inspección (tanteo).	107
6.8 Balanceo de ecuaciones por el método de óxido-reducción	109
6.9 Concepto de oxidación y reducción.	112
6.10 Cálculos estequiométricos en reacciones químicas	114
6.11 Reactivo limitante	117
Ejercicios de la unidad VI	120

## **INTRODUCCIÓN**

La química es la ciencia que estudia las propiedades de los materiales y los cambios que sufren éstos. Uno de los atractivos de aprender química es ver cómo los principios químicos operan a todos los aspectos de nuestra vida. Desde las actividades cotidianas como el agua que bebemos, el prender la estufa, el uso de las pilas, hasta cuestiones más trascendentes como el desarrollo de fármacos para curar el cáncer.

Por lo antes mencionado la química permite obtener un entendimiento importante de nuestro mundo y su funcionamiento. Se trata de una ciencia práctica que ha tenido una influencia enorme sobre la vida del hombre, así como su progreso y la causa de las sustancias contaminantes producidas en los proceso de producción. De hecho, la química está en el centro de muchas cuestiones que preocupan a casi todo el mundo; el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales, la protección del medio ambiente, la satisfacción de nuestras necesidades diarias en cuanto a alimentos, vestido y albergue que permitan tener una calidad vida.

Por lo tanto el programa de química para la carrera de Ingeniería en sistemas tiene por objetivo: adquirir los conocimientos básicos sobre la estructura de los compuestos químicos de tipo inorgánicos, así como su nomenclatura, propiedades físicas, reactividad e impactos económico y ambiental.

## UNIDAD I. CONCEPTOS BÁSICOS.

### Objetivo de aprendizaje

Adquirir los conceptos básicos de química que permitan comprender las propiedades estructurales de compuestos y materiales, y su influencia en sus propiedades físicas, químicas, eléctricas. Así como su impacto económico y ambiental y en el desarrollo de nuevos materiales.

*Objetivo: El alumno reconocerá los elementos básicos para comprender la química.*

### 1. Materia

La mayoría de las formas de **materia** con las que convivimos no son sustancias puras químicamente. Por ejemplo el aire que respiramos, el agua que bebemos y la ropa que nos ponemos, no son químicamente puras, sin embargo las podemos descomponer en diferentes sustancias puras.

Una sustancia pura es materia que contiene una composición física y propiedades características. Por ejemplo el agua y la sal de mesa, los principales componentes del agua de mar son sustancias puras.

Podemos clasificar las sustancias como elementos o compuestos. Los **elementos** son sustancias puras que no se pueden descomponer en sustancias más simples, por medios físicos o químicos, cada elemento se compone de un solo tipo de átomo.

Los **compuestos** son sustancias puras que están compuestas dos o más elementos combinados químicamente en una proporción definida de masa, y por lo tanto contienen dos clases de átomos.

La mayor parte de la materia consiste en mezclas de diferentes sustancias. Las **mezclas** son combinaciones de dos o más sustancias en las que cada sustancia conserva su propia identidad química y por lo tanto sus propiedades. Mientras que las sustancias puras tienen composiciones fijas, la composición de las mezclas puede variar. Por ejemplo cuando se elabora un agua de frutas puede contener mucha o poca azúcar.

Las mezclas se pueden presentar de dos tipos las **homogéneas** y **heterogéneas**; las primeras son una combinación uniforme de dos o más sustancias (no se distinguen las fases que las componen), por ejemplo un café el cual está conformado por agua, café, azúcar y leche. La heterogénea es aquella en donde se distinguen las fases que la conforman, por ejemplo a agua y arena

De acuerdo con lo antes mencionado todo lo que nos rodea es materia la cual se clasifica de conforme está estructurada y a sus características que

presenta, la cual puede existir en cualquiera de los tres estados físicos: sólidos, líquidos y gaseosos.

## 1.2. Estados de agregación de la materia

En física y química se observa que, para cualquier cuerpo o agregado material considerado, modificando las condiciones de temperatura, presión o volumen se pueden obtener distintos estados, denominados estados de agregación de la materia, con características peculiares. Según la teoría cinética:

La materia es discontinua: está formada por pequeñas partículas entre las cuales hay grandes espacios, estas partículas están en continuo movimiento. La velocidad (por lo tanto, la energía cinética) de las partículas aumenta al aumentar la temperatura, lo permite la presencia de los estados que tienen la materia.

### Estado sólido

Manteniendo constante la presión, a baja temperatura los cuerpos se presentan en forma sólida tal que los átomos se encuentran entrelazados formando generalmente estructuras cristalinas, lo que confiere al cuerpo la capacidad de soportar fuerzas sin deformación aparente; son por tanto agregados generalmente rígidos, duros y resistentes.

También señalaremos que los sólidos presentan propiedades específicas:

- Elasticidad: Un sólido recupera su forma original cuando es deformado. Un elástico o un resorte son objetos en los que podemos observar esta propiedad. Estira un elástico y observa lo que sucede.
- Fragilidad: Un sólido puede romperse en muchos pedazos (quebradizo). En más de una ocasión habrás quebrado un vaso de vidrio o un objeto de greda. Estos hechos representan la fragilidad de un sólido.
- Dureza: Un sólido es duro cuando no puede ser rayado por otro más blando. El diamante de una joya valiosa o el utilizado para cortar vidrios presenta dicha propiedad
- Las partículas se encuentran muy próximas y en posiciones fijas.
- La movilidad es escasa: las partículas sólo pueden vibrar.
- Tienen forma propia.
- No se pueden comprimir, su volumen es constante, aunque se dilatan ligeramente al calentarlos. ¿Sabrías explicar por qué?
- La dilatación se produce porque al aplicar calor las partículas adquieren una mayor movilidad y se separan, provocando un aumento del volumen. En la contracción ocurre lo contrario, es decir, las partículas se enfrían, por lo que tienen menor agitación, uniéndose o aproximándose las unas a las otras, lo que provoca una disminución del volumen.

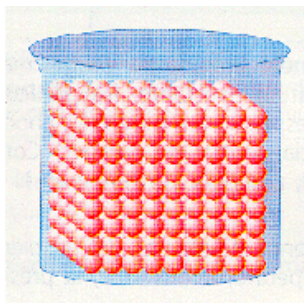


Fig.1.1 Estado sólido

### Estado líquido

Incrementando la temperatura el sólido se va descomponiendo hasta desaparecer la estructura cristalina alcanzándose el estado líquido, cuya característica principal es la capacidad de fluir y adaptarse a la forma del recipiente que lo contiene. En este caso, aún existe una cierta ligazón entre los átomos del cuerpo, aunque de mucha menor intensidad que en el caso de los sólidos.

Las partículas se encuentran próximas, pero sus posiciones no son fijas. La movilidad es mayor: las partículas pueden vibrar y desplazarse unas respecto a otras pero sin perder el contacto. Como consecuencia de esto, los líquidos: Se adaptan a la forma del recipiente que los contiene. No se pueden comprimir, su volumen es constante, aunque al calentarlos se dilatan algo más que los sólidos.

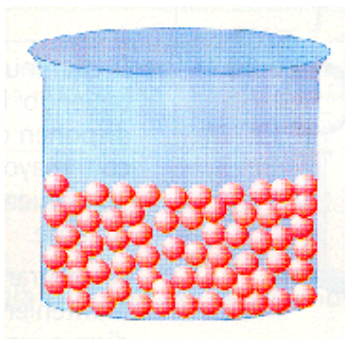


Fig. 1.2 Estado líquido

### Estado gaseoso

Incrementando aún más la temperatura se alcanza el estado gaseoso. Los átomos o moléculas del gas se encuentran virtualmente libres de modo que son capaces de ocupar todo el espacio del recipiente que lo contiene, aunque con mayor propiedad debería decirse que se distribuye o reparte por todo el espacio disponible.

Las partículas se encuentran muy separadas y sus posiciones no son fijas. La movilidad es muy grande: las partículas pueden vibrar y trasladarse unas respecto a otras.

Como consecuencia de esto, los gases: se adaptan a la forma y al volumen del recipiente que los contiene.

Se pueden comprimir, su volumen no es constante.

Al calentarlos se dilatan más que los sólidos y los líquidos.

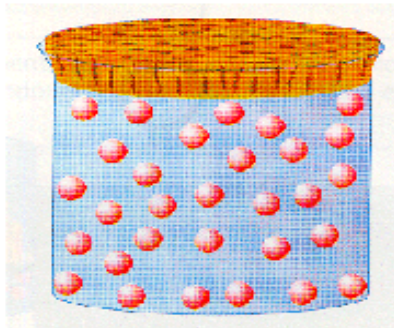


Fig. 1.3. Estado gaseoso

## Plasma

Al plasma se le llama a veces "el cuarto estado de la materia", además de los tres conocidos, sólido, líquido y gas. Es un gas en el que los átomos se han roto, que está formado por electrones negativos y por iones positivos, átomos que han perdido electrones y han quedado con una carga eléctrica positiva y que están moviéndose libremente.

### 1.3.- Cambios de estado de la materia

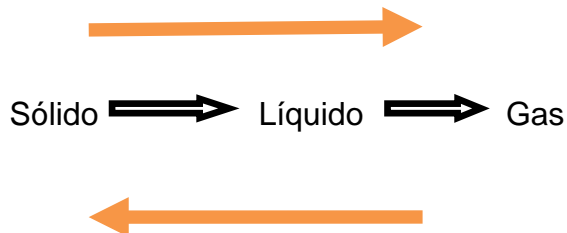
Cuando un cuerpo, por acción del calor o del frío pasa de un estado a otro, decimos que ha cambiado de estado. En el caso del agua: cuando hace calor, el hielo se derrite y si calentamos agua líquida vemos que se evapora. El resto de las sustancias también puede cambiar de estado si se modifican las condiciones en que se encuentran. Además de la temperatura, también la presión influye en el estado en que se encuentran las sustancias.

Si se calienta un sólido, llega un momento en que se transforma en líquido. Este proceso recibe el nombre de fusión. El **punto de fusión** es la temperatura que debe alcanzar una sustancia sólida para fundirse. Cada sustancia posee un punto de fusión característico. Por ejemplo, el punto de fusión del agua pura es 0 °C a la presión atmosférica normal.

Si calentamos un líquido, se transforma en gas. Este proceso recibe el nombre de vaporización. Cuando la vaporización tiene lugar en toda la masa de líquido, formándose burbujas de vapor en su interior, se denomina **ebullición**. También la temperatura de ebullición es característica de cada sustancia y se denomina **punto de ebullición**. El punto de ebullición del agua es 100 °C a la presión atmosférica normal.



Son las transformaciones en las que la materia pasa de un estado a otro.



Hacia la **derecha** las transformaciones implican un incremento de la energía cinética de las moléculas (las moléculas se mueven más deprisa).

Se denominan cambios progresivos, para producir estos cambios hay que suministrar energía

Hacia la **izquierda** las transformaciones implican un descenso de la energía cinética de las moléculas (las moléculas se mueven más despacio).

Se denominan cambios regresivos, al producirse estos cambios se desprende energía.

La energía que se absorbe o desprende, por unidad de masa, en los cambios de estado se denomina calor latente.

Existen dos formas de vaporización:

Se llama ebullición cuando ocurre a una temperatura determinada y afecta a toda la masa del líquido.

Se denomina evaporación cuando sólo afecta a la superficie; ocurre a cualquier temperatura.

### **Curvas de calentamiento y enfriamiento**

Son gráficas que representan la variación de temperatura con el tiempo al calentar o enfriar una sustancia.

Estas curvas reflejan que mientras se produce un cambio de estado la temperatura no varía.

Esto se debe a que toda la energía se destina a provocar el cambio de estado.

En los cambios de estado se consume o desprende mucha energía (calor latente de cambio de estado), mucha más de la que se emplea o desprende al calentar o enfriar la sustancia sin que se produzca un cambio de estado (calor específico).

El calor específico de una sustancia es la cantidad de energía que hay que suministrar a un gramo de esa sustancia para elevar un grado centígrado su temperatura.

Efecto de la presión sobre las temperaturas de cambio de estado.

Si la presión se mantiene constante, la temperatura de cambio de estado de una sustancia determinada es constante.

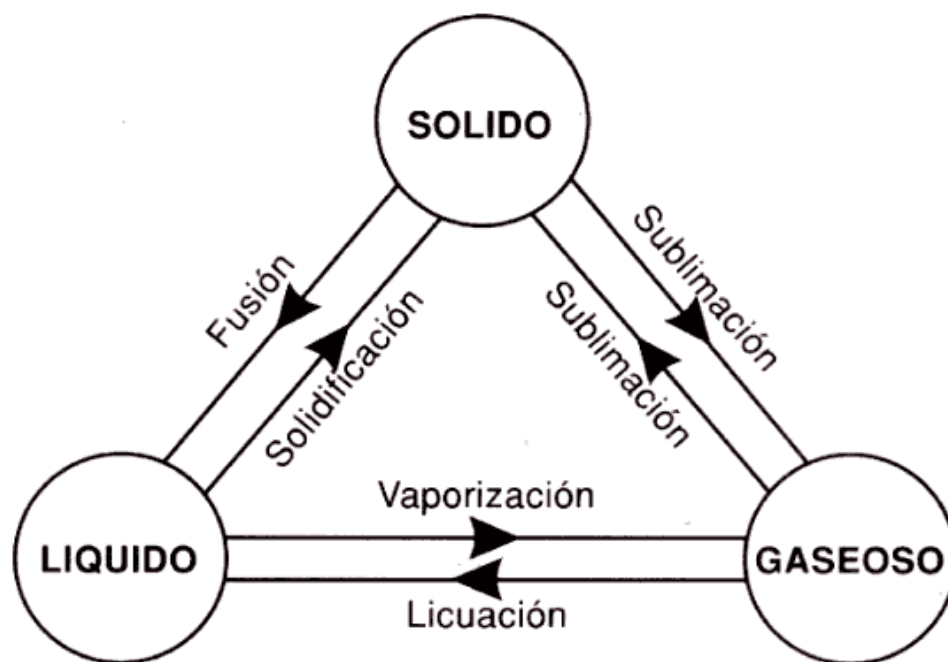
Estas temperaturas de cambio de estado se conocen como punto de fusión, punto de congelación, punto de ebullición o punto de condensación, según cuál sea el cambio de estado que se produce.

Salvo contadas excepciones, entre las cuales está el caso del agua, un aumento de la presión implica una elevación de la temperatura de fusión/congelación y de ebullición/condensación.

De igual manera, un descenso de la presión implica un descenso de la temperatura de cambio de estado.

¿Eres capaz de explicar este efecto de la presión sobre la temperatura a la que se produce un cambio de estado aplicando los principios de la teoría cinética molecular?

Al aumentar la presión las partículas tienen mayor dificultad para adquirir mayor movilidad y para distanciarse unas de otras. Al disminuir la presión ocurre lo contrario.



## CAMBIOS DE ESTADO

Fig. 1.4 Cambios de estado de la materia

Los cambios de estado descritos también se producen si se incrementa la presión manteniendo constante la temperatura, así, por ejemplo, el hielo de las pistas se funde por efecto de la presión ejercida por el peso de los patinadores haciendo el agua líquida así obtenida de lubricante y permitiendo el suave deslizamiento de los patinadores.

Para cada elemento o compuesto químico existen unas determinadas condiciones de presión y temperatura a las que se producen los cambios de estado, debiendo interpretarse, cuando se hace referencia únicamente a la temperatura de cambio de estado, que ésta se refiere a la presión de 1 atm (la presión atmosférica). De este modo, en condiciones normales (presión

atmosférica y 20 °C) hay compuestos tanto en estado sólido como líquido y gaseoso.

**Fusión.** Es el paso de un sólido al estado líquido por medio del calor. El proceso inverso es la solidificación y se produce por el enfriamiento de un líquido. Las temperaturas a que se funde o solidifica un cuerpo se denominan punto de fusión y punto de solidificación.

**Vaporización.** Es el paso de un líquido al estado gaseoso. Si el cambio de estado se produce en la superficie del líquido, el fenómeno se denomina **evaporación**, pero si participan todas las moléculas de la masa líquida, se denomina **ebullición**.

**Licuefacción.** Es el cambio de estado de gas a líquido y para ello es necesario comprimir el gas y enfriarlo por debajo de su temperatura crítica.

**Sublimación.** Es el pasaje directo del estado sólido al estado de vapor. Este cambio se produce con mayor velocidad aumentando la temperatura y disminuyendo la presión. El pasaje en sentido opuesto, es decir la solidificación de un vapor se obtiene por enfriamiento y compresión.

**Solidificación.** Es en el cambio de estado de la materia de líquido a sólido producido por una disminución en la temperatura. Es el proceso inverso a la fusión.

#### 1.4. Mezclas y fases

Todo lo que existe en el universo está compuesto de Materia. La Materia se clasifica en Mezclas y Sustancias Puras. Las Mezclas son combinaciones de sustancias puras en proporciones variables, mientras que las sustancias puras comprenden los compuestos y los elementos. Los compuestos están formados por una combinación de elementos en una proporción definida.

Si se hace reaccionar Sodio (Na) con Cloro ( $\text{Cl}_2$ ) se obtendrá  $\text{Na}_1\text{Cl}_1$  exclusivamente y no sustancias tales como  $\text{Na}_{0,5}\text{Cl}_{2,3}$  o mezclas raras.

Las Mezclas se clasifican en Mezclas Homogéneas (Soluciones) y Mezclas Heterogéneas. En una Mezcla Heterogénea pueden distinguirse con facilidad las diferentes fases que forman la Mezcla, mientras que en una Mezcla Homogénea no hay distinción de fases.

Las Mezclas se separan en sus componentes por procesos físicos, mientras que los Compuestos se separan en sus constituyentes por procesos químicos

En una **mezcla homogénea no se distinguen diferencias entre sus partes**, por ejemplo: El vino, la leche, el agua de mar son mezclas homogéneas. A las mezclas homogéneas cuyo estado final es líquido se les suele llamar **disoluciones**.

Sin embargo, en una **mezcla heterogénea** se distinguen claramente partes diferentes dado que estas poseen distinta naturaleza, es decir, no tienen las mismas propiedades características. Son ejemplos: la tierra, la mayoría de las rocas, una mezcla de agua y aceite.

## EJERCICIOS DE LA UNIDAD I

- 1.- Define los siguientes conceptos: materia, elemento, compuesto.
- 2.- Explica que permite que se presente el estado de agregación de la materia.
- 3.- Elabora un cuadro indicando las características de los estados de la materia.
- 4.- Define que es el punto de fusión y ebullición
- 5.- Identifique cada una de las siguientes sustancias como, gas, líquido o sólido
  - a) Oxígeno
  - b) Cloruro de sodio
  - c) Mercurio
  - d) Dióxido de carbono
- 6.- Indique el estado de la materia para cada una de las siguientes sustancias en condiciones de presión y temperatura.
  - a) Helio
  - b) Cobre
  - c) alcohol isopropilico
  - d) Bicarbonato de sodio
- 7.- Clasifique cada una de las siguientes como sustancias pura o mezcla; si es mezcla indique si es homogénea o heterogénea.
  - a) Concreto
  - b) Agua de mar
  - c) Magnesio
  - d) Gasolina.
- 8.- Señala la afirmación correcta.
  - a) Los sistemas homogéneos son mezclas homogéneas.
  - b) Los elementos se pueden descomponer en otras sustancias puras.
  - c) Las disoluciones son mezclas de sustancias puras
  - d) En una disolución el soluto es el componente que se encuentra en mayor cantidad.
9. Señala la afirmación correcta.
  - a) Los constituyentes de una mezcla se encuentran siempre en la misma proporción.
  - b) En las sustancias puras la temperatura de cambio de estado se mantiene constante mientras que en las disoluciones no se mantiene constante.
  - c) En las mezclas la temperatura de cambio de estado se mantiene constante mientras que en las sustancias puras no se mantiene constante.
  - d) Los medios físicos producen alteración de las sustancias que queremos separar en una mezcla.
  - e) En una mezcla, la densidad de la misma es igual a la densidad de cada uno de sus componentes.

## UNIDAD II. TEORIA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ATÓMICA.

*Objetivo: Relacionará las bases de la teoría atómica moderna en su aplicación para el conocimiento la estructura atómica, orbitales Atómicos, configuración electrónica.*

### **2. Antecedentes de la teoría cuántica.**

Gran parte de lo que ahora conocemos sobre la estructura electrónica de los átomos provienen del análisis de la luz emitida o absorbida por las sustancias. Por tanto, para comprender la estructura electrónica, primero debemos aprender acerca de la luz.

A mediados del siglo XVII el científico Isacc Newton hizo pasar un rayo de luz solar a través de un prisma. Descubrió que el prisma separaba la luz en una serie de colores diferentes que denominó espectro visible; en la década de 1850 Robert Bunsen calentó muestras de diversos elementos, en cada caso, conforme un elemento se calentaba más y más y empezaba a brillar producía luz de su propio color característico. Cuando la luz del elemento calentado se hacía pasar a través del prisma, se separaba en una serie de líneas brillantes y distintivas de diversos colores.

El espectro producido por la luz solar se denomina un espectro continuo, debido a que un color se fusiona con el siguiente sin ningún vacío o colores faltantes. El espectro de Bunsen se denomina de línea, debido a que es una serie de línea brillante separadas por bandas oscuras. Estos espectros resultaron de gran utilidad a los científicos para identificar elementos en muestras desconocidas. El análisis de los espectros de línea les ha permitido a los científicos identificar los elementos que componen al sol, las estrellas y otros cuerpos extraterrestres. Esta técnica también útil en laboratorios de química para identificar los elementos presentes en muestras desconocidas.

El espectro electromagnético se incluían ondas tanto visibles como invisibles, cada una asociada con una diferente cantidad de energía. Por ejemplo, los rayos X son ondas invisibles con suficiente energía para atravesar la piel pero no los huesos. Las microondas también son ondas invisibles, pero tienen suficiente energía para calentar los alimentos.

Como hemos observado que la luz es una forma de energía y que la energía puede convertirse de una forma a otra. Por ejemplo, una celda fotoeléctrica convierte energía luminosa a energía eléctrica. La energía también puede ser absorbida y después remitida. En los experimentos de Bunsen se hacía que cada elemento absorbiera energía en la forma de calor. Cuando el elemento se calentaba lo suficiente, emitían esta energía como luz.

Los científicos todavía se preguntaban por qué los elementos emitían espectros en líneas en vez de espectros continuos, y se preguntaban qué partícula subatómica causaba los espectros en línea.

## Espectro de Luz Blanca

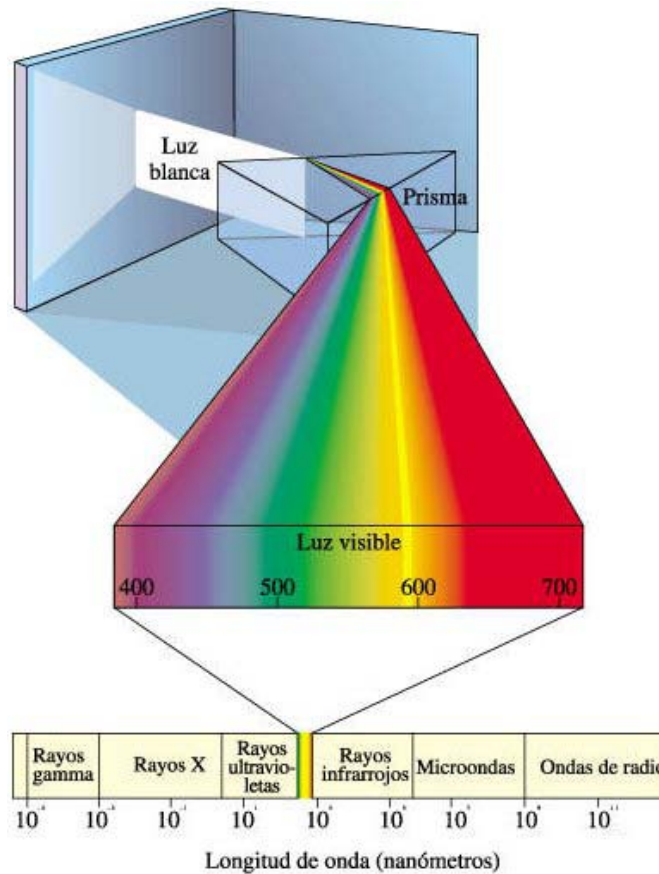


Fig. 2.1 Longitudes de onda de radiación electromagnética

En 1900, el físico Max Plan sugirió que aunque la luz parece continua no lo es. Decía que la radiación electromagnética puede considerarse como una corriente de paquetes diminutos de energía llamados cuantos, los paquetes más pequeños de energía asociados con una forma particular de radiaciones electromagnéticas, y cada uno contiene una cantidad específica y fija de energía y tiene su propia longitud de onda. Niels Bohr usaba el concepto de cuantos para explicar los espectros en líneas de los elementos.

### 2.1.- Bases experimentales de la teoría cuántica.

Teoría cuántica, teoría física basada en la utilización del concepto de unidad cuántica para describir las propiedades dinámicas de las partículas subatómicas y las interacciones entre la materia y la radiación. Las bases de la teoría fueron sentadas por el físico alemán Max Planck, que en 1900 postuló que la materia sólo puede emitir o absorber energía en pequeñas

unidades discretas llamadas cuantos. Otra contribución fundamental al desarrollo de la teoría fue el principio de incertidumbre, formulado por el físico alemán Werner Heisenberg en 1927, y que afirma que no es posible especificar con exactitud simultáneamente la posición y el momento lineal de una partícula subatómica

## **2.2- Teoría atómica de Bohr.**

¿Cómo pueden encontrarse los electrones en los átomos de forma que absorban y emitan energía como cuantos? Para resolver esta pregunta, Bohr sugirió que los electrones deben hallarse en órbitas de cierto tamaño, moviéndose a cierta velocidad. Entonces, los electrones deben tener cierta energía. Si el electrón absorbe energía, se moverá en un orbital de mayor energía y más alejada del núcleo. Si pierde energía, el electrón se moverá en otra órbita más cercana al núcleo. La teoría cuántica indujo la idea de que los electrones en las orbitas, tienen una cantidad de energía (se dice que los electrones se encuentran en ciertos niveles de energía). Bohr aplicó estas ideas al átomo de hidrógeno y calculó matemáticamente cuál sería la frecuencia de la radiación emitida por el hidrógeno, desafortunadamente, esa teoría no funcionó también con elementos cuyos átomos son más complejos que los del hidrógeno. Como resultado del trabajo teórico y experimental, se ha llegado a desarrollar una representación de la estructura atómica, que explica en forma satisfactoria los fenómenos químicos. Más que describir al electrón como si se encontrase en un orbital perfectamente definido, la nueva teoría cuántica sugiere que existen en regiones que se conocen como capas. Cada capa tiene la capacidad para contener a más de un electrón, aun cuando existe un límite superior, dependiendo de la capa que se esté considerando. A diferencia de la órbita, una capa tiene una ubicación menos definida alrededor del núcleo.

El físico danés Niels Bohr (Premio Nobel de Física 1922), postuló que los electrones giran a grandes velocidades alrededor del núcleo atómico. En ese caso, los electrones se disponen en diversas órbitas circulares, las cuales determinan diferentes niveles de energía.

Para Bohr, la razón por la cual los electrones que circulan en los átomos no satisfacen las leyes de la electrodinámica clásica, es porque obedecen a las leyes de la mecánica cuántica. Sin duda, giran en torno del núcleo atómico, pero circulan únicamente sobre órbitas tales que sus impulsos resultan determinados por múltiplos enteros de la constante de Planck. Los electrones no radian durante todo el tiempo en que describen sus órbitas; solamente cuando el electrón salta de una órbita a otra, más cercana del núcleo, lanza un cuanto de luz, un fotón. Emitidos por los átomos de gases incandescentes, son los fotones los que engendran las rayas espectrales, y Bohr tuvo el portentoso acierto de poder explicar las rayas del hidrógeno. En efecto, las longitudes de onda de estas líneas espectrales se vuelven calculables a partir del modelo de átomo cuantizado por Bohr, que interpreta también el origen de los espectros elementales embrionados por los rayos X.



Gracias a la cuantización de su átomo, logró el gran éxito de explicar las líneas espectrales del hidrógeno. Planck descubrir en el concepto del cuanto la llave, por tanto tiempo buscada en vano, de la puerta de entrada del maravilloso país de la espectroscopia, que resistiera desde los tiempos de Kirchhoff y Bunsen todas las tentativas para abrirla. La teoría original debía sufrir numerosas y profundas modificaciones; mas, sin el genio de Bohr, sin "la llave que abrió la puerta", el progreso ulterior, que el gran teórico dinamarqués no dejó de orientar, no hubiera sido posible.

Pero antes que **Bohr** lograra explicar las líneas espectrales del hidrógeno, el maestro suizo de dibujo de una escuela de Basilea Johann Jacob Balmer, logró establecer en 1885, el mismo año en que naciera Bohr una simple relación numérica, que ligaba las longitudes de onda de las rayas espectrales del átomo de hidrógeno. En este descubrimiento fruto de tanteos aritméticos y pitagóricos se escondían conocimientos que este profesor de dibujo y paciente buscador estaba lejos de sospechar. Su fórmula, generalizada por su compatriota Walter Ritz (1908), permitió prever, no sólo la sucesión de las líneas en el espectro visible, sino también series de ellas en el espectro invisible –ultravioleta e infrarrojo– del hidrógeno.

En los años siguientes el desarrollo del modelo del átomo de hidrógeno, la naturaleza dual de la energía radiante se convirtió en un concepto conocido. Dependiendo de las circunstancias experimentales, la radiación parece tener un carácter ondulatorio o de partícula (fotón). Luis d Broglie, extendió audazmente esta idea. Si en las condiciones apropiadas la energía radiante se podía comportar como si fuera una corriente de partículas, ¿podría la materia, en condiciones apropiadas, exhibir las propiedades de una onda?, Supongamos que consideramos al electrón en órbita alrededor del núcleo de un átomo de hidrógeno

Como una onda, con una longitud de onda característica. De Broglie sugirió que el electrón que el electrón en su trayectoria circular alrededor del núcleo tiene asociada una longitud de onda específica, y propuso que la longitud de onda característica del electrón o de cualquier partícula depende de su masa  $m$  y su velocidad  $v$

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

### **Ecuación 2.1**

La cantidad de  $mv$  para cualquier objeto es su momento ímpetu. De Broglie utilizó el término ondas de materia para describir las características ondulatorias de las partículas materiales.

Puesto que la hipótesis de De Broglie es aplicable a toda la materia cualquier objeto con masa y velocidad daría origen a una onda de materia característica. Sin embargo la ecuación formulada indica que la longitud de

onda asociada a un objeto de tamaño ordinario, como una pelota de golf, es tan pequeña que está más allá del alcance de cualquier posible observación. Esto no sucede con el electrón porque su masa es muy pequeña.

Esta predicción fue verificada experimentalmente pocos años después por los físicos estadounidenses Clinton Davisson y Lester Halbert Germer y el físico británico George Paget Thomson, quienes mostraron que un haz de electrones dispersado por un cristal da lugar a una figura de difracción característica de una onda.

El descubrimiento de las propiedades ondulatorias de la materia hizo surgir nuevas e interesantes preguntas acerca de la física clásica. Considerando que una pelota rueda hacia abajo por una rampa, podemos calcular exactamente la posición de la pelota, su dirección de movimiento y su rapidez en cualquier instante. ¿Podemos hacer lo mismo con un electrón que exhibe propiedades ondulatorias? Una onda se extiende en el espacio, y su posición no está definida con precisión. Por lo tanto, podemos esperar que sea imposible determinar exactamente dónde está ubicado un electrón en un instante específico.

El físico alemán **Werner Heisenberg** llegó a la conclusión de que la doble naturaleza de la materia impone una limitante fundamental a la precisión con que podemos conocer tanto posición como el momento de cualquier objeto. La limitante es importante sólo cuando tratamos con materia en el nivel subatómico, es decir cuando la masa está pequeña como la de un electrón. El **postulado de Heisenberg** se conoce como principio de incertidumbre. Si aplicamos este principio a los electrones de un átomo, nos dice que es imposible conocer simultáneamente tanto el momento exacto del electrón como su posición exacta en el espacio.

### 2.3 Mecánica cuántica

La hipótesis de De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg prepararon el escenario para una nueva teoría de la estructura atómica.

El concepto ondulatorio de las partículas llevó al físico austriaco Erwin Schrödinger a desarrollar una "ecuación de onda" para describir las propiedades ondulatorias de una partícula y, más concretamente, el comportamiento ondulatorio del electrón en el átomo de hidrógeno.

Aunque esta ecuación diferencial era continua y proporcionaba soluciones para todos los puntos del espacio, las soluciones permitidas de la ecuación estaban restringidas por ciertas condiciones expresadas por ecuaciones matemáticas llamadas funciones propias o eigenfunciones (del alemán *eigen*, propio). Así, la ecuación de onda de Schrödinger sólo tenía determinadas soluciones discretas; estas soluciones eran expresiones matemáticas en las que los números cuánticos aparecían como parámetros (los números cuánticos son números enteros introducidos en la física de partículas para

indicar las magnitudes de determinadas cantidades características de las partículas o sistemas).

La ecuación de Schrödinger se resolvió para el átomo de hidrógeno y dio resultados que encajaban sustancialmente con la teoría cuántica anterior. Además, tenía solución para el átomo de helio, que la teoría anterior no había logrado explicar de forma adecuada, y también en este caso concordaba con los datos experimentales. Las soluciones de la ecuación de Schrödinger también indicaban que no podía haber dos electrones que tuvieran sus cuatro números cuánticos iguales, esto es, que estuvieran en el mismo estado energético. Esta regla, que ya había sido establecida empíricamente por Wolfgang Pauli en 1925, se conoce como principio de exclusión

Posteriormente, Schrödinger demostró que la mecánica ondulatoria y la mecánica de matrices son versiones matemáticas diferentes de una misma teoría, hoy denominada **mecánica cuántica**. Incluso en el caso del átomo de hidrógeno, formado por sólo dos partículas, ambas interpretaciones matemáticas son muy complejas. El siguiente átomo más sencillo, el de helio, tiene tres partículas, e incluso en el sistema matemático relativamente sencillo de la dinámica clásica, el problema de los tres cuerpos (la descripción de las interacciones mutuas de tres cuerpos distintos) no se puede resolver por completo. Sin embargo, sí es posible calcular los niveles de energía. Al aplicar la matemática mecánica cuántica a situaciones complejas, los físicos pueden emplear alguna de las muchas formulaciones matemáticas. La elección depende de la conveniencia de la formulación para obtener soluciones aproximadas apropiadas.

Aunque la mecánica cuántica describe el átomo exclusivamente a través de interpretaciones matemáticas de los fenómenos observados, puede decirse a grandes rasgos que en la actualidad se considera que el átomo está formado por un núcleo rodeado por una serie de ondas estacionarias; estas ondas tienen máximos en puntos determinados, y cada onda estacionaria representa una órbita.

El cuadrado de la amplitud de la onda en cada punto en un momento dado es una medida de la probabilidad de que un electrón se encuentre allí. Ya no puede decirse que un electrón esté en un punto determinado en un momento dado.

La solución completa de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno produce un conjunto de funciones de onda con sus correspondientes energías. Estas funciones de ondas se denominan orbitales. Cada orbital describe una distribución específica de densidad electrónica en el espacio, dada por su densidad de probabilidad. Por lo tanto, cada orbital tiene una energía y una forma característica.

El modelo de Bohr introdujo sólo un número cuántico  $n$  para describir un órbita. El modelo de la mecánica cuántica emplea tres números cuánticos,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ .

**Orbital atómico:** es la región del espacio próxima al núcleo atómico en la que es muy probable se encuentre el electrón con determinada energía.

Se llama estructura electrónica a la distribución, en un átomo de un elemento, de sus electrones en los distintos orbitales.

Los números cuánticos son los que definen a los orbitales atómicos y aparecen de la resolución de la ecuación de ondas. Su significado es el siguiente:

## 2.4 Los Números Cuánticos

Los números cuánticos aparecen en las soluciones de la ecuación de Schrödinger. Cada electrón posee 4 números cuánticos en virtud de su posición, por tanto según **el principio de exclusión de Pauli** no puede haber 2 electrones con los cuatro números cuánticos iguales dentro del átomo, estos son:  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ .

### Número cuántico $n$ .

El número cuántico principal determina el tamaño de las órbitas, por tanto, la distancia al núcleo de un electrón vendrá determinada por este número cuántico. Todas las órbitas con el mismo número cuántico principal forman una capa. Su valor puede ser cualquier número natural mayor que 0 (1, 2, 3...) y dependiendo de su valor, cada capa recibe como designación una letra. Si el número cuántico Principal es 1, la capa se denomina K, si 2 L, si 3 M, si 4 N, si 5 P, etc.

Cada órbita se corresponde con un nivel energético que recibe el nombre de número cuántico principal, se representa con la letra "n"



Fig. 2.2 Número cuántico "n"

Una capa se divide en subcapas correspondientes a los diferentes valores de

### Número cuántico l.

El número cuántico azimutal determina la excentricidad de la órbita, cuanto mayor sea, más excéntrica será, es decir, más aplanada será la elipse que recorre el electrón. Su valor depende del número cuántico principal  $n$ , pudiendo variar desde 0 hasta una unidad menos que éste (desde 0 hasta  $n-1$ )

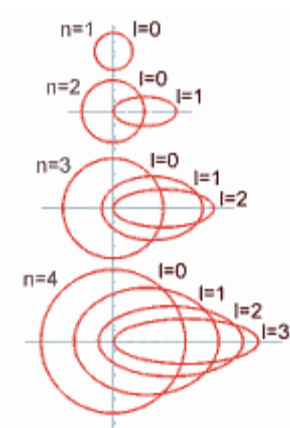


Fig. 2.3 Número cuántico "l"

### Número cuántico m.

El número cuántico magnético determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses. Su valor dependerá del número de elipses existente y varía desde  $-l$  hasta  $l$ .

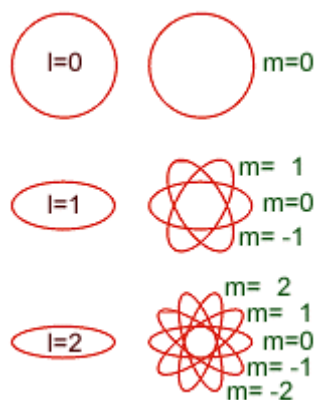


Fig. 2.4 Número cuántico "m"

El conjunto de estos tres números cuánticos determinan la forma y orientación de la órbita que describe el electrón y que se denomina orbital cuando  $l = 0$ , se llama orbital s; si vale 1, se denomina orbital p, cuando 2 d,

si su valor es 3, se denomina orbital f, si 4 g, y así sucesivamente. Pero no todas las capa tienen el mismo número de orbitales, el número de orbitales depende de la capa y, por tanto, del número cuántico  $n$ .

### Número cuántico S.

Cada electrón, en un orbital, gira sobre sí mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que el de su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante un nuevo número cuántico, el número cuántico spin  $s$ , que puede tomar dos valores,  $1/2$  y  $-1/2$ .

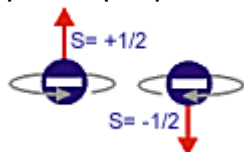


Fig. 2.5 Número cuántico "s"

Según el principio de exclusión de Pauli, en un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, así que en cada orbital sólo podrán colocarse dos electrones (correspondientes a los valores de  $s$   $1/2$  y  $-1/2$ ) y en cada capa podrán situarse  $2n^2$  electrones (dos en cada orbital).

Los electrones más cercanos al núcleo están más fuertemente ligados a él y por lo tanto tienen energía más pequeña. Por otra parte los átomos que tienen electrones en capas completas forman configuraciones muy estables.

Número cuántico	Nombre	Valores	Significado
N	Principal	1, 2, 3,...	Nivel energético y tamaño del orbital
L	Secundario	0, 1, 2, ..., n-1	Subnivel energético y forma del orbital
M	Magnético	-l, ..., 0, ..., l	Orientación espacial del orbital
S	Spin	-1/2, 1/2	Giro del electrón sobre sí mismo

Cuando decimos que todos los orbitales que tienen  $n=3$  están en la tercer capa, además del conjunto de orbitales que tienen los mismos valores de  $n$  y  $l$  se llama subcapa. Cada subcapa se designa con un número y una letra ( $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  que corresponde a los valores de  $l$ ).

La capa con número cuántico principal  $n$  consiste en exactamente  $n$  subcapas. Cada subcapa corresponde a un valor permitido distinto del  $l$  desde 0 hasta  $n-1$ . Por lo tanto, la primera capa  $n=1$ , consiste en una sola

subcapa, la 1s ( $l=0$ ); la segunda capa ( $n=2$ ), consiste en dos subcapas, la 2s ( $l=0$ ) y la 2p ( $l=1$ ); la tercer capa consiste en tres capas, 3s, 3p y 3d.

Cada subcapa consiste en un número específico de orbitales. Cada orbital corresponde a un valor permitido de  $m$ , distinto. Para un valor dado de  $l$ , hay  $2l+1$  valores permitidos de  $m$ , que va desde  $-l$  hasta  $l$ . Así cada subcapa s ( $l=0$ ) consiste en un orbital; cada subcapa p ( $l=1$ ) consiste en tres orbitales, cada subcapa d ( $l=2$ ) consiste en cinco orbitales.

### Los orbitales s

El orbital de más baja energía, el 1s, es esférico, que indica que la probabilidad de encontrar un electrón alrededor del núcleo disminuye conforme nos alejamos del núcleo en cualquier dirección.

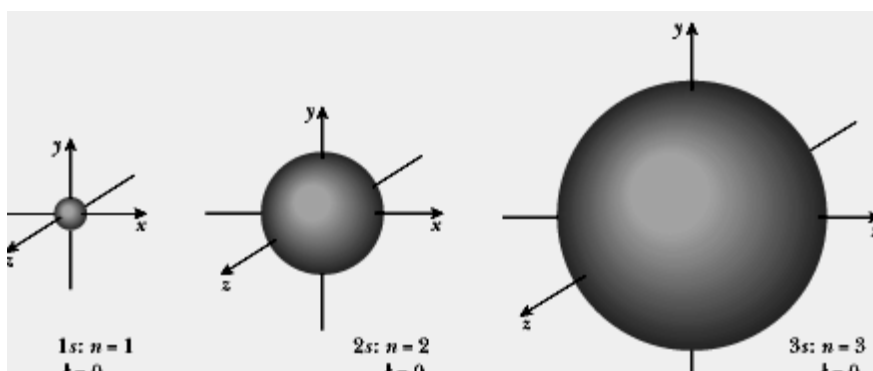


Fig. 2.6. Forma del orbital s

### Los orbitales p

La distribución de la densidad electrónica de un orbital 2p, no es de forma esférica como el orbital s. En vez de ello, la densidad electrónica se concentra en dos lados del núcleo, separada por un nodo en el núcleo; es decir, que tiene dos lóbulos. Es conveniente recordar que no estamos diciendo nada acerca de cómo el electrón se mueve dentro del orbital.

Cada par a partir de  $n=2$  tiene tres orbitales  $p$ : hay tres orbitales 2p, tres 3p etc. Los orbitales de una subcapa dada tiene el mismo tamaño y la misma forma pero diferente en su orientación espacial. Por lo regular representamos los orbitales p dibujando la forma y orientación de su función de onda. Resulta útil como éstos como los orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ . El subíndice indica el eje sobre el cual está orientado. Al igual que en los orbitales s, el tamaño de los orbitales p aumenta al pasar de 2p a 3p a 4p etc.

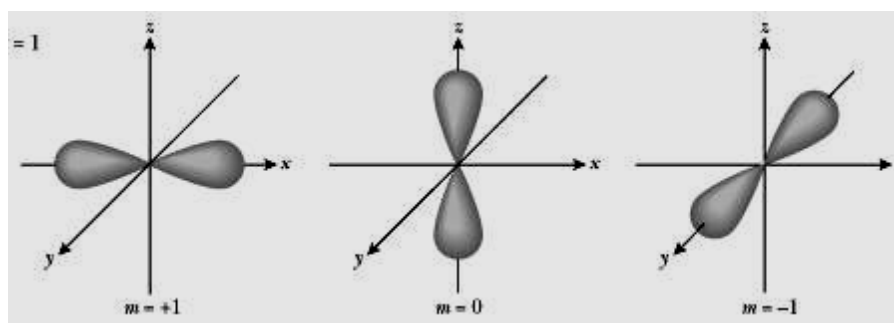


Fig. 2.7. Formas del orbital p

### Los orbitales d y f

Si  $n=3$  o más encontramos los orbitales d (para los cuales  $l=2$ ). Hay cinco orbitales  $3d$ , cinco  $4d$ , etc. Los diferentes orbitales d de una capa dada tienen distintas formas y orientaciones en el espacio. Advierta que cuatro de los orbitales d tienen formas semejantes a un trébol de cuatro hojas, y que cada uno yace primordialmente en un plano. Los orbitales  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$  y  $d_{yz}$  están en los planos  $xy$ ,  $xz$ , y  $yz$ , respectivamente, con los lóbulos orientados entre los ejes. Los lóbulos del orbital  $d_{x^2-y^2}$  también están en el plano  $xy$ , pero los lóbulos están orientados sobre los ejes  $x$  y  $y$ . El orbital  $d_{z^2}$  es muy diferente de los otros cuatro orbitales d.

Cuando  $n$  es 4 o mayor, hay siete orbitales f equivalentes (para los cuales  $l=3$ ). Las formas de los orbitales f son aún más complicadas que las de los orbitales d.

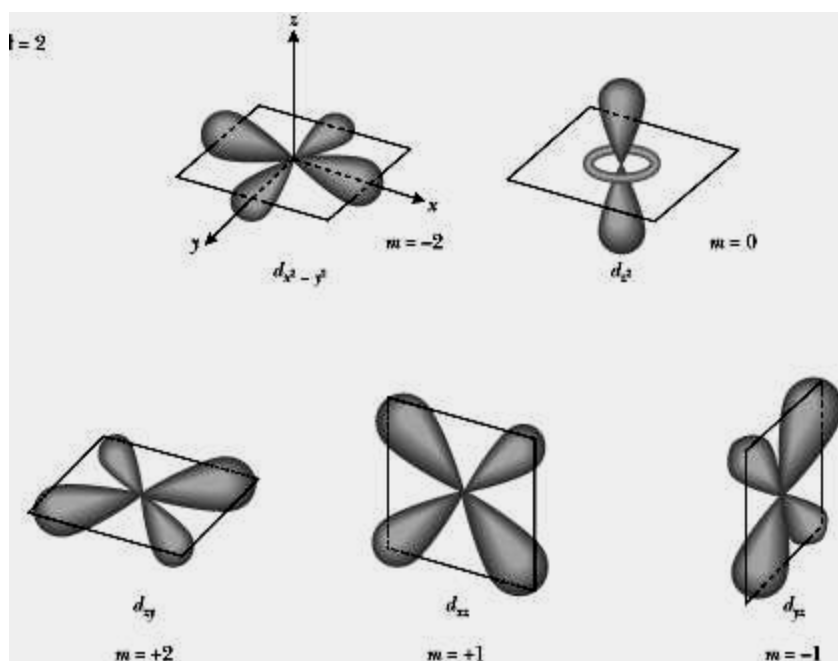


Fig. 2.8. Formas de los orbitales d



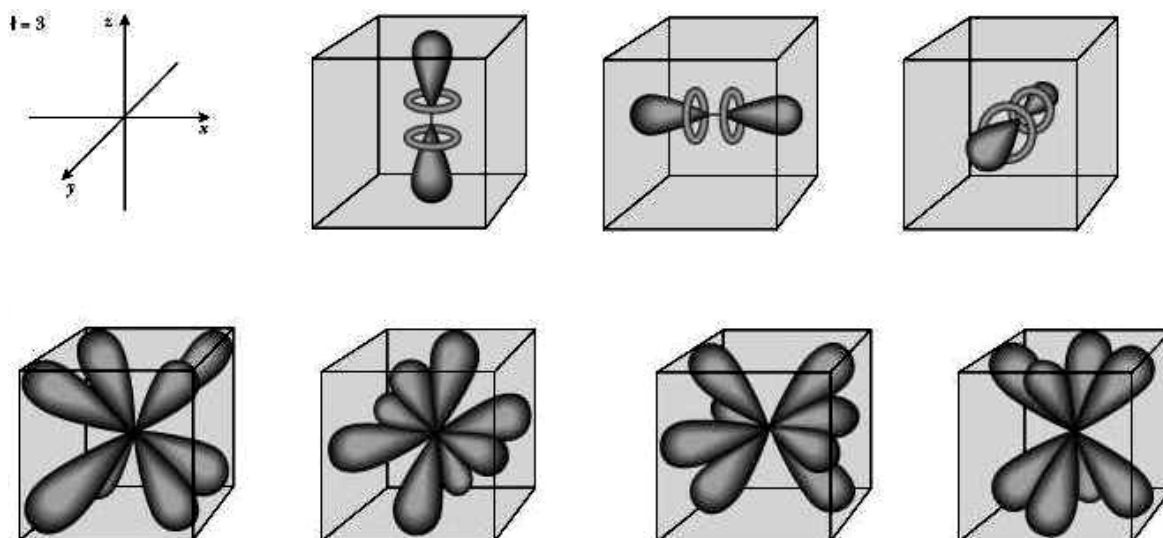


Fig. 2.9 Formas de los orbitales f

## 2.5. Configuración electrónica.

Se refiere a la forma como los electrones llenan los diversos niveles de energía del átomo y es lo que determina la manera como un átomo se comportan químicamente. Por ejemplo tiene un electrón en el primer nivel de energía, esto se debe a que el primer nivel está asociado con la energía más baja. Los dos electrones del helio también están en el primer nivel de energía. El litio, sin embargo, tiene tres electrones. Dos ellos van en el primer nivel de energía, pero uno debe ir al segundo nivel, puede contener sólo a dos electrones. Los átomos con 4 a 10 electrones tienen 2 electrones en el primer nivel y los restantes en el segundo nivel. El neón, con 10 electrones, llena tanto el primero como el segundo nivel.

Para entender más la configuración electrónica debemos examinar más a fondo los subniveles de energía. Estos subniveles agrupan electrones de acuerdo con la energía y la configuración electrónica muestra cuántos electrones tiene un átomo en las diversas energías como se muestra en la siguiente figura.

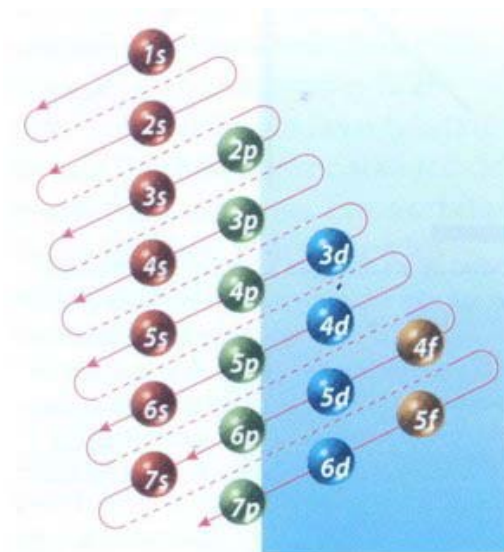


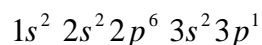
Fig. 2.10. Regla de las diagonales

El espacio que rodea al núcleo del átomo queda dividido en niveles (pisos), con subniveles (apartamentos) y orbitales (habitaciones). Cada habitación puede estar ocupada por ninguno, uno o dos electrones (inquilinos).

En el primer piso hay un único piso con un apartamento de una habitación.

En el segundo piso hay dos apartamentos uno con una habitación y otro con 3 habitaciones

**Ejemplo:** La configuración electrónica del aluminio ( $Z = 13$ )



1s	2s	2p	3s	3p

Los electrones situados en el último nivel se llaman **electrones de valencia** y son los responsables de las propiedades químicas y del tipo de enlace que van a presentar.

Para realizar la configuración electrónica de los electrones de un átomo de un elemento en los distintos orbitales. Hay que seguir los siguientes principios:

**Principio de exclusión de Pauli:** En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro valores de los números cuánticos iguales. Por tanto, en cada orbital sólo puede haber dos electrones con valores de spin contrarios, es decir,  $s = \frac{1}{2}$  y  $s = -\frac{1}{2}$ .

Al electrón que hace posible distinguir un elemento químico próximo anterior se le llama electrón diferencial. Esto define lo que es un elemento químico de

acuerdo a su número atómico ( $Z$ ). La actividad química de un elemento está determinada por los electrones que existan en la configuración electrónica externa.

Principio de construcción: los electrones van ocupando sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía, teniendo en cuenta que cada orbital puede estar ocupado solamente por dos electrones que se han de diferenciar en el spin.

Principio de máxima multiplicidad de Hund: Cuando en un subnivel existen varios orbitales, éstos son primeramente *semiocupados* con un electrón manteniendo sus spines paralelos (electrones desapareados), y el emparejamiento de electrones empieza cuando todos los orbitales están semiocupados.

Los átomos se forman siguiendo el principio de edificación progresiva, es decir, cada átomo tiene un protón ( $p^+$ ) y por consiguiente, un electrón ( $e^-$ ) más que el anterior. El principio de edificación progresiva señala que los electrones deben acomodarse primero en los orbitales de menor energía, o sea, aquellos donde la suma de  $n+1$  sea menor. Los orbitales se estructuran comenzando por el de menor energía. Una vez llenado el subnivel comienza a llenarse el siguiente, con energía más alta.

## 2.6. Principio de edificación progresiva (Aufbau)

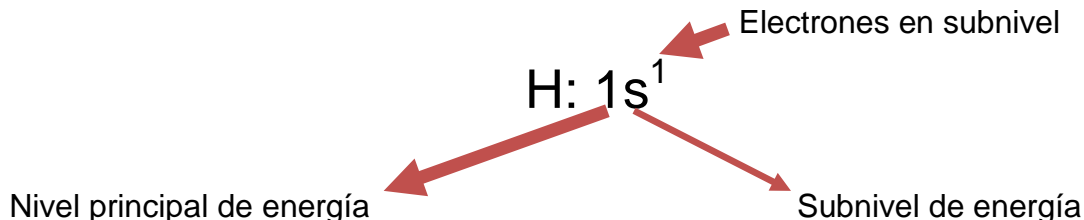
Llenado de los orbitales: La nube electrónica de un átomo se compone de diferentes niveles energéticos que se identifican con el número cuántico " $n$ ". El número cuántico " $s$ " describe el spin electrónico en el sentido de las manecillas del reloj o en contra. Dos electrones solo pueden ocupar el mismo orbital si tienen spines opuestos.

Los electrones de la configuración electrónica externa (último nivel) son los de mayor importancia para efectuar los cambios químicos, como la formación de iones, enlaces y reactividad. De tal manera es indispensable este conocimiento para la comprensión de la química.

Ahora puede escribir las configuraciones electrónicas para cualquier elemento con cualquier número atómico: sencillamente llenando primero los subniveles de energía más bajo, apoyándose en el principio de Aufbau. Todo lo que tiene que hacer es seguir las fechas diagonales, empezando en la parte superior izquierda. Es decir, el subnivel  $1s$ , sellan primero, después el subnivel  $2s$ , seguido por los subniveles  $2p$ ,  $3s$ ,  $3p$ ,  $4s$ ,  $3d$ , y  $4p$ , y así sucesivamente.

Cuando se escriben configuraciones electrónicas, no usamos palabras, usamos sistemas que implican notación abreviada. Representamos el nivel de energía, con el número 1, el nivel de energía 2, el nivel 3, y así sucesivamente. Entonces, por ejemplo, un electrón  $2p$  es un electrón en el subnivel  $p$  i nivel 2.

Ejemplo



## 2.7 Configuración cuántica de algunos átomos.

La ley periódica de Moseley está en perfecta armonía con la clasificación cuántica actual. Ésta se basa en la periodicidad de las propiedades químicas de los elementos, como consecuencia y función de la distribución electrónica. Si cada elemento se identifica con los cuatro números cuánticos y se sabe el número de electrones que tiene cada átomo, de acuerdo al número atómico  $Z$ , bastará efectuar el acomodo en la clasificación cuántica de los elementos, agrupando todos los elementos conocidos como sigue:

1. Ordenar los 105 elementos conocidos y algunos más que están en estudio, en orden creciente del número atómico comenzando con el hidrógeno que es el  $1H$  y terminando con el Hannio  $105Hn$ .

2. Agrupar todos los elementos en 8 períodos y en 32 familias.

Período es el conjunto de elementos para cuyo electrón diferencial (el electrón que tienen los átomos en su última orbital) el valor de  $n+1$  es idéntico. En la tabla los períodos que son ocho se leen horizontalmente.

Familia es un conjunto de elementos para cuyo electrón diferencial el valor de "l" es el mismo y además tienen idéntico valor de "m". Existen 32 familias y todos los elementos colocados en la misma familia tienen propiedades similares. En la tabla se leen verticalmente y sus propiedades van variando de manera progresiva.

3. Obtener la distribución electrónica de los elementos al estado basal mediante los valores de  $n+1$  que son los de mayor energía.

La atmósfera electrónica, o nube de carga, se mide por los electrones con determinada densidad electrónica ocupan niveles y subniveles específicos en los parámetros cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ . La notación de las configuraciones cuánticas está indicada en la tabla periódica cuántica. Consta de coeficientes numéricos, letras minúsculas, índices superiores (como exponentes) flechas. Estas configuraciones se pueden representar mediante diversos modelos.

## 2.8 Configuración e Kernel

Los gases nobles tienen todos sus orbitales llenos de electrones. A esta configuración electrónica perfecta, se le llama Kernel, cuando a su vez, se encuentra contenida en la estructura de otro átomo.

Para efectuarla, se toma en cuenta el gas noble que le antecede en la tabla, se escribe entre paréntesis su símbolo que representa su configuración electrónica y luego se distribuyen los electrones restantes. Ejemplo: realizar la configuración electrónica con Kernel del hierro.

El número atómico del hierro es 26, por lo que el valor de "n" es 4. El gas noble que le antecede es el Argón, a quien le corresponderán 18 electrones. Los ocho restantes se distribuyen de acuerdo al cuadro de Aufbau, quedando por lo tanto así: (Ar) 4s<sup>2</sup>, 3d<sup>6</sup>. Para que le entendas, compara y analiza la regla ya comentada.

Por ejemplo la configuración del Litio (Z=3) sería: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup>. El Helio (Z=2) es 1s<sup>2</sup>, por lo que el kernel del Li sería el siguiente: [He] 2s<sup>1</sup>

Otros ejemplos:

Mg (Z=12): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup>. Su kernel sería: [Ne] 3s<sup>2</sup>

Y (Z=39): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>1</sup>. Su kernel sería: [Kr] 4d<sup>1</sup> 5s<sup>2</sup>

## EJERCICIOS DE LA UNIDAD II.

### I. - Define los siguientes conceptos.

Número cuántico principal.

Número cuántico azimutal o secundario.

Número cuántico magnético.

Número cuántico de espín.

Orbital.

Subniveles de energía.

Principio de incertidumbre de Heisenberg.

Principio de construcción progresiva.

Principio de máxima multiplicidad (Regla de Hund).

Principio de exclusión de Pauli.

### II. De los siguientes elementos determina su configuración electrónica, de kernel y vectorial

1.-  $^{19}\text{K}$

- a) Configuración electrónica.
- b) Configuración de Kernel.

2.-  $^5\text{B}$

- a) Configuración electrónica.
- b) Configuración de Kernel.

3.-  $^{26}\text{Fe}$

- a) Configuración electrónica.
- b) Configuración de Kernel.

4.-  $^{31}\text{Ga}$

- a) Configuración electrónica.
- b) Configuración de Kernel.

5.-  $^{41}\text{Nb}$

- a) Configuración electrónica.
- b) Configuración de Kernel.

### III. Resuelve las siguientes preguntas.

1. ¿Qué color del espectro visible tiene la frecuencia más alta? ¿Qué color tiene la frecuencia más baja?

2.- Complete las siguientes declaraciones:

a) Cuando  $n = 2$ , los valores del pueden ser \_\_\_\_ y \_\_\_\_.

b) Cuando  $l = 1$  se le llama subnivel \_\_\_\_, los valores de  $m_l$  pueden ser \_\_\_\_, \_\_\_\_ y \_\_\_\_.

c) Cuando  $l = 2$  se le llama subnivel \_\_\_\_ y este subnivel tiene \_\_\_\_ orbitales.

d) Cuando el subnivel se llama " $f$ ", hay \_\_\_\_ valores de  $m_l$  y hay \_\_\_\_ orbitales.

3. Desarrolle la configuración electrónica de los siguientes elementos, tomando en cuenta la Regla de Hund.

a) N b) O c) P d) Si e) Br

4. Desarrolle la configuración electrónica con Kernel de los siguientes elementos, tomando en cuenta la Regla de Hund.

a) Fe b) As c) Rb d) I e) Al

5. Desarrolle la configuración electrónica de los siguientes iones.

a)  $O^{-2}$  b)  $Cr^{+3}$  c)  $Cl^{-1}$  d)  $H^{-1}$  e)  $Fe^{+2}$

6. Desarrolle la configuración electrónica de los siguientes elementos, e indique si son diamagnéticos o paramagnéticos.

a) Na b) Ca c) S d) Ne e) Li

7. Escriba la configuración electrónica de  $Au^{+1}$  e indique los cuatro números cuánticos del último electrón ( $+1/2$ ).

8. Un átomo tiene la configuración en el estado basal de:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ . ¿Cuántos orbitales están ocupados con uno o más electrones?

9. Indique el número de protones, neutrones y electrones del ión aluminio.

10. Si el último electrón de la configuración del elemento tiene los siguientes números cuánticos, 3, 1, +1, -1/2 respectivamente  $n, l, m, s$ . Calcular el número atómico del elemento.

### UNIDAD III. LOS ELEMENTOS QUÍMICOS, CLASIFICACIÓN PERIÓDICA, PROPIEDADES ATÓMICAS E IMPACTO ECONÓMICO Y AMBIENTAL.

*Objetivo: Interpretará el comportamiento de los elementos según su ubicación en la Clasificación Moderna e identificará los beneficios y riesgos asociados a los elementos químicos.*

#### 3.1. Antecedentes del surgimiento de la tabla periódica.

Al conocer las propiedades de los átomos, y en especial su peso, se transformó en la tarea fundamental de la química y, gracias a las ideas de Avogadro y Cannizzaro, durante la primera mitad del siglo XIX, gran parte de la labor química consistió en determinar los pesos de los átomos y las formulas químicas de muchos compuestos.

Al mismo tiempo, se iban descubriendo más y más elementos. En la década de 1860 se conocían más de 60 elementos, y saber las propiedades de todos ellos, era imposible para cualquier químico, pero muy importante para poder realizar su trabajo.

Ya en 1829, un químico alemán, Döbereiner, se percató que algunos elementos debían guardar cierto orden. Así, el calcio, estroncio y bario formaban compuestos de composición similar y con propiedades similares, de forma que las propiedades del estroncio eran intermedias entre las del calcio y las del bario. Otro tanto ocurría con el azufre, selenio y telurio (las propiedades del selenio eran intermedias entre las del azufre y el telurio) y con el cloro, bromo y yodo (en este caso, el elemento intermedio era el bromo). Es lo que se conoce como **tríadas de Döbereiner**.

Las ideas de Döbereiner cayeron en el olvido, aunque muchos químicos intentaron buscar una relación entre las propiedades de los elementos. En 1864, un químico inglés, Newlands, descubrió que al ordenar los elementos según su peso atómico, el octavo elemento tenía propiedades similares al primero, el noveno al segundo y así sucesivamente, cada ocho elementos, las propiedades se repetían, lo denominó **ley de las octavas**, recordando los periodos musicales. Pero las **octavas de Newlands** no se cumplían siempre, tras las primeras octavas la ley dejaba de cumplirse.

En 1870, el químico alemán Meyer estudió los elementos de forma gráfica, representando el volumen de cada átomo en función de su peso, obteniendo una gráfica en ondas cada vez mayores, los elementos en posiciones similares de la onda, tenían propiedades similares, pero las ondas cada vez eran mayores e integraban a más elementos. Fue el descubrimiento de la ley periódica, pero llegó un año demasiado tarde.

En 1869, Mendeleev publicó su tabla periódica. Había ordenado los elementos siguiendo su peso atómico, como lo hizo Newlands antes que él, pero tuvo tres ideas geniales: no mantuvo fijo el periodo de repetición de propiedades, sino que lo amplió conforme aumentaba el peso atómico (igual



que se ampliaba la anchura de la gráfica de Meyer). Invertió el orden de algunos elementos para que cuadraran sus propiedades con las de los elementos adyacentes, y dejó huecos, indicando que correspondían a elementos aún no descubiertos.

En tres de los huecos, predijo las propiedades de los elementos que habrían de descubrirse (denominándolos ekaboro, ekaaluminio y ekasilicio), cuando años más tarde se descubrieron el escandio, el galio y el germanio, cuyas propiedades se correspondían con las predichas por Mendeleev, y se descubrió un nuevo grupo de elementos (los gases nobles) que encontró acomodo en la tabla de Mendeleev, se puso de manifiesto no sólo la veracidad de la ley periódica, sino la importancia y utilidad de la tabla periódica.

Dimitri Ivanovich Mendeleiev y Julius Lothar Meyer propusieron una nueva tabla compuesta por 7 filas (períodos) y ocho columnas. Al conjunto de elementos lo llamó familia o grupo por tener propiedades semejantes. A diferencia de la tabla de Newlands esta no consta de períodos con un número fijo de elementos. Mendeleiev prevé las propiedades químicas y físicas de tres elementos que años después serían descubiertos como Escandio, Galio y Germanio.

Los trabajos de Moseley relativos al estudio de los espectros de rayos X de los elementos permitieron conocer el respectivo número atómico. Se comprobó que al ordenar los elementos según el orden creciente del número atómico las parejas que resultaban alteradas en la ordenación de Mendeleiev se hallaban correctamente dispuestas. De este modo se establece el sistema periódico actual.

La tabla periódica actual es similar a la de Mendeleiev pero tiene más elementos, los que se han descubierto desde 1869. Hoy día consta de siete hileras horizontales llamadas períodos y un número de columnas verticales llamadas grupos (familias)

Los grupos están numerados con numerales romanos. Todos los elementos en cada grupo tienen el mismo número de electrones en su capa más externas, así como todos se comportan de modo similar. Por ejemplo, los elementos del grupo IA reaccionan violentamente cuando entran en contacto con el agua. Y todos los elementos del grupo IA tienen un electrón en su capa más externa.

Algunos de los grupos en la tabla periódica están designados con un número romano no seguido por una A, otros con un número romano seguido por una B. Los grupos A se denominan los elementos representativos. Los grupos B se llaman metales de transición.

Para más información, haga clic en un elemento

Metales alcalinos
Metales alcalinotérreos
Metales de transición
Lantánidos
Actínidos
Otros metales
No metales
Gases nobles

**Fig. 3.1 Clasificación de los elementos en la tabla periódica.**

Otra clasificación que resulta importante conocer y es de gran utilidad en la nomenclatura es la que nos brinda información sobre la capacidad de combinación de los elementos o sea su **valencia** así como su **estado** o **número de oxidación**.

Existe una clasificación que ubica a los elementos representativos en ocho grupos identificados como A y a los de transición en B. Los elementos representativos son conocidos así porque el número de grupos representa la cantidad de electrones en su **capa de valencia** o sea el **último nivel**, y la cantidad de electrones en esa capa nos indica la valencia máxima que el elemento puede presentar.

La **valencia** de un elemento se refiere a la capacidad de combinación que presenta; en el caso de los **no metales** se relaciona con el número de átomos de hidrógeno con que se puede enlazar y en los **metales** con cuántos átomos de cloro se une.

Ejemplos:

El Calcio se puede unir a dos átomos de Cloro por lo que su valencia es dos.  
 $\text{CaCl}_2$

El Oxígeno forma agua uniéndose a dos hidrógenos, su valencia también será dos.  
 $\text{H}_2\text{O}$

El Nitrógeno se une a tres Hidrógenos en la formación de Amoníaco, su valencia es tres.  
 $\text{NH}_3$

Las propiedades físicas y químicas de los elementos dependen, fundamentalmente, de su configuración electrónica.

En un átomo, la corteza electrónica, que contiene tantos electrones como protones tiene el núcleo, de forma que el átomo sea eléctricamente neutro,

no está distribuida de manera uniforme, sino que los electrones se disponen en capas concéntricas alrededor del núcleo. La atracción del núcleo atómico sobre un electrón existente en las capas exteriores.



Fig. 3.2 Atracción del núcleo atómico

### 3.2 Clasificación periódica

De acuerdo con el tipo de subnivel que ha sido llenado, los elementos se pueden dividir en categorías: los **elementos representativos**, los **gases nobles**, los **elementos de transición** (o metales de transición), los **lantánidos** y los **actínidos**.

Los elementos representativos son los elementos de los grupos 1A hasta 7A, todos los cuales tienen incompletos los subniveles s ó p del máximo número cuántico principal.

Con excepción del He, los gases nobles que conforman el grupo 8A tienen el mismo subnivel p completo.

Los metales de transición son los elementos 1B y del 3B hasta el 8B, los cuales tienen capas d incompletas, o fácilmente forman cationes con subniveles d incompletos. Los elementos del grupo 2B son Zn, Cd, y Hg, que no son representativos ni metales de transición.

A los lantánidos y actínidos se les llama también elementos de transición interna del bloque f porque tienen subniveles f incompletos.

Si analizamos las configuraciones del grupo 1A vemos que son similares: todos tienen el último electrón en un orbital s. El grupo 2A tiene configuración  $ns^2$  para los dos electrones más externos. La similitud de las configuraciones electrónicas externas es lo que hace parecidos a los elementos de un grupo en su comportamiento químico.

Esta observación es válida para el resto de los elementos representativos. Si analizamos la configuración del grupo 7A, o elementos halógenos, todos ellos poseen configuración  $ns^2np^5$ , haciendo que tengan propiedades muy similares como grupo.

### Propiedades características de los metales y no metales

Metales	No metales
Tienen un lustre brillante; diversos colores, pero casi todos son plateados.	No tienen lustre; diversos colores
Los sólidos son maleables y dúctiles	Los sólidos suelen ser quebradizos; algunos duros y otros blandos.
Buenos conductores de la electricidad.	Malos conductores de calor y la electricidad.
Casi todos los óxidos metálicos son sólidos iónicos.	La mayor parte de los óxidos no metálicos son sustancias que forman soluciones ácidas.
Tienen a formar cationes en solución acuosa.	Tienden a formar aniones u oxianiones en solución acuosa.

### 3.3 Breve descripción de las propiedades y aplicaciones de algunos elementos de la Tabla Periódica.

#### Gases nobles o gases raros

Los gases nobles, llamados también raros o inertes, entran, en escasa proporción, en la composición del aire atmosférico. Pertenecen a este grupo el helio, neón, argón, criptón, xenón y radón, que se caracterizan por su inactividad química, puesto que tienen completos sus electrones en la última capa. No tienen tendencia por tanto, ni a perder ni a ganar electrones. De aquí que su valencia sea cero o que reciban el nombre de inertes, aunque a tal afirmación se tiene hoy una reserva que ya se han podido sintetizar compuestos de neón, xenón o kriptón con el oxígeno, el flúor y el agua.

El helio se encuentra en el aire; el neón y el kriptón se utilizan en la iluminación por sus brillantes colores que emiten al ser excitados, el radón es radioactivo.

#### Grupo I, metales alcalinos

Los metales alcalinos son aquellos que se encuentran en el primer grupo dentro de la tabla periódica.

Con excepción del hidrógeno, son todos blancos, brillantes, muy activos, y se les encuentra combinados en forma de compuestos. Se les debe guardar en la atmósfera inerte o bajo aceite.

Los compuestos de los metales alcalinos son isomorfos, lo mismo que los compuestos salinos del amonio. Este radical presenta grandes analogías con los metales de este grupo.

Estos metales, cuyos átomos poseen un solo electrón en la capa externa, son monovalentes. Dada su estructura atómica, ceden fácilmente el electrón de valencia y pasan al estado iónico. Esto explica el carácter electropositivo que poseen, así como otras propiedades.

Los de mayor importancia son el sodio y el potasio, sus sales son empleadas industrialmente en gran escala.

### **Grupo II, metales alcalinotérreos**

Se conocen con el nombre de metales alcalinotérreos los seis elementos que forman el grupo IIA del sistema periódico: Berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio. Son bivalentes y se les llama alcalinotérreos a causa del aspecto térreo de sus óxidos.

El radio es un elemento radiactivo.

Estos elementos son muy activos aunque no tanto como los del grupo I. Son buenos conductores del calor y la electricidad, son blancos y brillantes.

Como el nombre indica, manifiestan propiedades intermedias entre los metales alcalinos y los térreos; el magnesio y, sobre todo, el berilio son los que más se asemejan a estos.

No existen en estado natural, por ser demasiado activos y, generalmente, se presentan formando silicatos, carbonatos, cloruros y sulfatos, generalmente insolubles.

Estos metales son difíciles de obtener, por lo que su empleo es muy restringido.

### **Grupo III, familia del boro**

El boro es menos metálico que los demás. El aluminio es anfótero. El galio, el indio y el talio son raros y existen en cantidades mínimas. El boro tiene una amplia química de estudio.

### **Grupo IV Familia del carbono**

El estudio de los compuestos del carbono corresponde a la Química Orgánica. El carbono elemental existe como diamante y grafito.

El silicio comienza a ser estudiado ampliamente por su parecido con el carbono. Los elementos restantes tienen más propiedades metálicas.

### **Grupo V familia del nitrógeno**

Se considera a este grupo como el más heterogéneo de la tabla periódica. El nitrógeno está presente en compuestos tales como las proteínas, los fertilizantes, los explosivos y es constituyente del aire. Como se puede ver, se trata de un elemento tanto benéfico como perjudicial. El fósforo tiene ya una química especial de estudio, sus compuestos son generalmente tóxicos. El arsénico es un metaloide venenoso. El antimonio tiene gran parecido con el aluminio, sus aplicaciones son más de un metal.

### **Grupo VI Colágenos**

Los cinco primeros elementos son no-metálicos, el último, polonio, es radioactivo. El oxígeno es un gas incoloro constituyente del aire. El agua y la

tierra. El azufre es un sólido amarillo y sus compuestos por lo general son tóxicos o corrosivos. La química del telurio y selenio es compleja.

### Grupo VII halógenos

El flúor, el cloro, el bromo, el yodo y el astato, llamados metaloides halógenos, constituyen el grupo de los no metales monovalentes. Todos ellos son coloreados en estado gaseoso y, desde el punto de vista químico, presentan propiedades electronegativas muy acusadas, de donde se deriva la gran afinidad que tienen con el hidrógeno y los metales.

Los formadores de sal se encuentran combinados en la naturaleza por su gran actividad. Las sales de estos elementos con los de los grupos I y II están en los mares. Las propiedades de los halógenos son muy semejantes. La mayoría de sus compuestos derivados son tóxicos, irritantes, activos y tienen gran aplicación tanto en la industria como en el laboratorio.

El astatinio o ástato difiere un poco del resto del grupo.

### Elementos de transición

Esta es una familia formada por los grupos IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, IB y IIB, entre los que se encuentran los elementos cobre, hierro, zinc, oro, plata, níquel y platino.

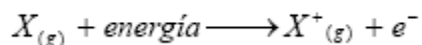
Las características de los metales de transición son muy variadas, algunos se encuentran en la naturaleza en forma de compuestos; otros se encuentran libres.

Estos elementos no son tan activos como los representativos, todos son metales y por tanto son dúctiles, maleables, tenaces, con altos puntos de fusión y ebullición, conductores del calor y la electricidad. Poseen orbitales semilleros, y debido a esto es su variabilidad en el estado de oxidación.

Debido al estado de oxidación, los compuestos son coloridos.

## 3.4 Propiedades Periódicas de la tabla periódica

La **energía de ionización** es la energía mínima necesaria para que un átomo gaseoso en su estado fundamental o de menor energía, separe un electrón de este átomo gaseoso y así obtenga un ión positivo gaseoso en su estado fundamental:



Las energías de ionización de los elementos de un periodo aumentan al incrementarse el número atómico. Cabe destacar que las energías de ionización de los gases nobles (grupo 8A) son mayores que todas las demás, debido a que la mayoría de los gases nobles son químicamente inertes en virtud de sus elevadas energías de ionización. Los elementos del grupo 1A (los metales alcalinos) tienen las menores energías de ionización.

Cada uno de estos elementos tiene un electrón en la última capa, el cual es energéticamente fácil de quitar (a partir de ahí, es posible diferenciar entre energía de ionización 1, 2 y 3), por ello los elementos de este grupo forman cationes (iones positivos).

Dentro de un grupo, la energía o potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir de arriba abajo. Esto se debe a que en elementos más grandes la fuerza con la que están unidos los electrones es mayor que en átomos más pequeños, y para sacar un electrón se requiere más energía. Las energías de ionización de los elementos de un periodo aumentan al incrementarse el número atómico. Cabe destacar que las energías de ionización de los gases nobles (grupo 8A) son mayores que todas las demás, debido a que la mayoría de los gases nobles son químicamente inertes en virtud de sus elevadas energías de ionización. Los elementos del grupo 1A (los metales alcalinos) tienen las menores energías de ionización.

Cada uno de estos elementos tiene un electrón en la última capa, el cual es energéticamente fácil de quitar (a partir de ahí, es posible diferenciar entre energía de ionización 1, 2 y 3), por ello los elementos de este grupo forman cationes (iones positivos).

Dentro de un grupo, la energía o potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir de arriba abajo. Esto se debe a que en elementos más grandes la fuerza con la que están unidos los electrones es mayor que en átomos más pequeños, y para sacar un electrón se requiere más energía.

### Energía de ionización

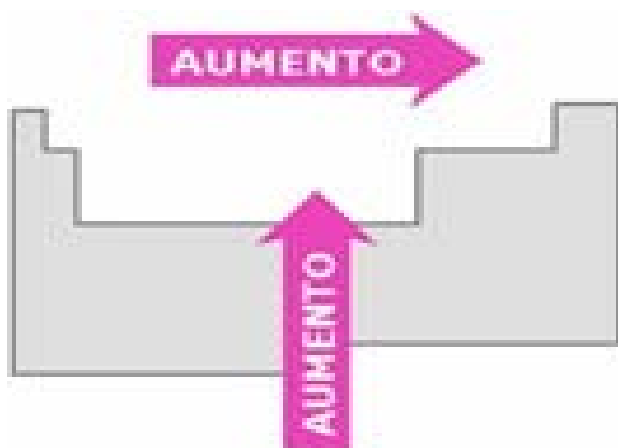
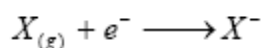


Fig.3.3 Aumento de potencial ionización según periodo y grupo

La **afinidad electrónica** es el cambio de energía cuando un átomo acepta un electrón en el estado gaseoso:



Entre más negativa sea la afinidad electrónica, mayor será la tendencia del átomo a aceptar (ganar) un electrón. Los elementos que presentan energías más negativas son los halógenos (7A), debido a que la electronegatividad o capacidad de estos elementos es muy alta.

La afinidad electrónica no presenta un aumento o disminución de forma ordenada dentro de la tabla periódica, más bien de forma desordenada, a pesar de que presenta algunos patrones como por ejemplo que los no metales poseen afinidades electrónicas más bajas que los metales. En forma global es posible encontrar un estándar de variación parecido al de la energía de ionización.

**Electronegatividad:** Tendencia que presenta un átomo a atraer electrones de otro cuando forma parte de un compuesto. Si un átomo atrae fuertemente electrones, se dice que es altamente electronegativo, por el contrario, si no atrae fuertemente electrones el átomo es poco electronegativo. Cabe destacar, que cuando un átomo pierde fácilmente sus electrones, este es denominado “electropositivo”. La electronegatividad posee relevancia en el momento de determinar la polaridad de una molécula o enlace, así como el agua (H<sub>2</sub>O) es polar, en base a la diferencia de electronegatividad entre Hidrógeno y Oxígeno.

En la tabla periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo.



Fig.3.4 Aumento de la afinidad electrónica según periodo y grupo

**Radio atómico:** es la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes. Numerosas propiedades físicas, incluyendo la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, están relacionadas con el tamaño de los átomos. Los radios atómicos están determinados en gran medida por cuán fuertemente atrae el núcleo a los electrones. A mayor carga nuclear efectiva los electrones estarán más fuertemente enlazados al núcleo y menor será el radio atómico. Dentro de un periodo, el radio atómico disminuye constantemente debido a que aumenta la carga nuclear efectiva. A medida que se desciende en un grupo el radio aumenta según aumenta el número atómico.





Fig. 3.5. Aumento de radio atómico según periodo y grupo

**Radio iónico:** es el radio de un catión o de un anión. El radio iónico afecta las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico. Por ejemplo, la estructura tridimensional de un compuesto depende del tamaño relativo de sus cationes y aniones. Cuando un átomo neutro se convierte en un ión, se espera un cambio en el tamaño. Si el átomo forma un anión, su tamaño aumenta dado que la carga nuclear permanece constante pero la repulsión resultante entre electrones extiende el dominio de la nube electrónica. Por otro lado, un catión es más pequeño que su átomo neutro, dado que quitar uno o más electrones reduce la repulsión electrón–electrón y se contrae la nube electrónica. El radio iónico aumenta de acuerdo al radio atómico, es decir a lo largo de un periodo aumenta conforme el número atómico, y en un grupo aumenta hacia abajo.

### Radio iónico



Fig. 3.6 comportamiento del radio atómico

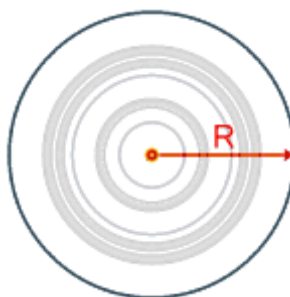


Fig. 3.6.1 Aumento de radio iónico según periodo y grupo

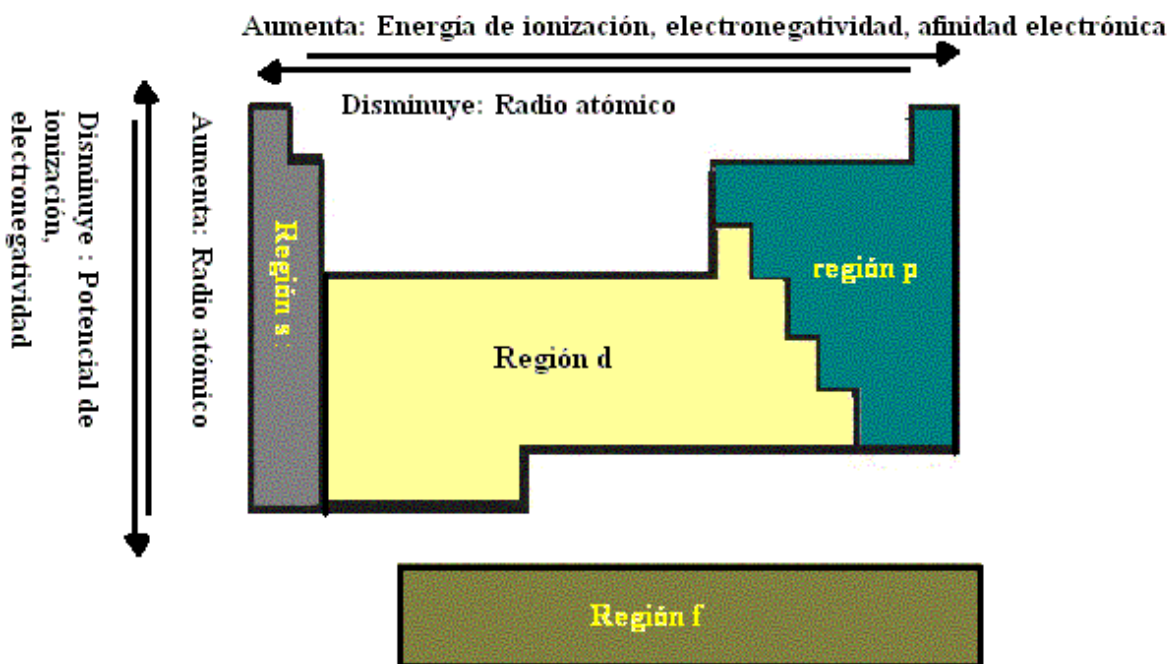


Fig. 3.7 Variación de las propiedades de periódicas

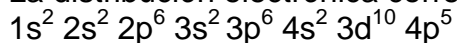
### 3.5 Localización de los elementos

Las coordenadas de un elemento en la tabla se obtienen por su distribución electrónica: el último nivel de energía localiza el periodo y los electrones de valencia el grupo.

Elementos representativos. Están repartidos en ocho grupos y se caracterizan porque su distribución electrónica termina en **s-p** o **p-s**. El número del grupo resulta de sumar los electrones que hay en los subniveles **s** ó **s** y **p** del último nivel

**EJEMPLO:** localice en la tabla periódica el elemento con  $Z= 35$

La distribución electrónica correspondiente es:



El último nivel de energía es el 4, por lo tanto el elemento debe estar localizado en el **cuarto periodo**. El grupo se determina por la suma  $2+5=7$ , correspondiente al número de electrones ubicados en el último nivel, lo cual indica que el elemento se encuentra en el **grupo VII A**.

Algunos grupos representativos reciben los siguientes nombres:

**Grupo IA:** Alcalinos

**Grupo IIA:** Alcalinotérreos

**Grupo VIIA:** Halógenos

**Grupo VIIIA:** Gases nobles

Si la suma es 3, 4, 5, 6 ó 7 el grupo es IIIB, IVB, VB, VIB,VIIB respectivamente. Si la suma es 8, 9 ó 10 el grupo es VIIIB primera, segunda o tercera columna respectivamente. Y si la suma es 11 ó 12 el grupo es IB y IIB respectivamente.

**EJEMPLO:** localice en la tabla periódica el elemento con  $Z= 47$

La distribución electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$   
 correspondiente es:  $4p^5 4p^6 5s^2 4d^4$   
 la cual en forma ascendente  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$   
 es ;  $4p^6 4d^4 5s^2$

El último nivel de energía es el 5, por lo tanto el elemento debe estar localizado en el **quinto periodo**. El grupo se determina por la suma  $9+2=11$ , lo cual indica que el elemento se encuentra en el **grupo I B**.

**Elementos de tierras raras:**

Están repartidos en 14 grupos y su configuración electrónica ordenada termina en **f-s**. Es de notar que la serie lantánida pertenece al periodo 6 y la actínida al periodo 7 de la tabla periódica.

### 3.6 Elementos de importancia económica y ambiental de algunos elementos.

#### Combustibles y carburantes.

Los combustibles son cuerpos capaces de combinarse con él oxígeno con desprendimiento de calor. Los productos de la combustión son generalmente gaseosos. Por razones prácticas, la combustión no debe ser ni muy rápida ni demasiado lenta.

Puede hacerse una distinción entre los combustibles quemados en los hogares y los carburantes utilizados en los motores de explosión; aunque todos los carburantes pueden ser empleados como combustibles, no ocurre lo mismo a la viceversa.

Clasificación y utilización de los combustibles:

Los distintos combustibles y carburantes utilizados pueden ser: sólidos, líquidos o gaseosos.

Los carbones naturales proceden de la transformación lenta, fuera del contacto con el aire, de grandes masas vegetales acumuladas en ciertas regiones durante las épocas geológicas. El proceso de carbonización, en unos casos, muy antiguo, además de que influyen otros factores, como las condiciones del medio ambiente y el tipo de vegetal original. Se han emitido numerosas teorías para explicar la formación de las minas de carbón, pero ninguna es totalmente satisfactoria.

### **Elementos tóxicos.**

El **plomo** se encuentra en la naturaleza en forma de carbonato, y de sulfato, casi todo el plomo del comercio se obtiene del sulfuro que constituye el mineral galena.

El plomo reacciona muy lentamente con el ácido clorhídrico, y el ácido sulfúrico y frío apenas lo ataca, por formarse sulfato insoluble que lo preserva de su acción ulterior. El plomo puesto en contacto con agua dura se recubre de una capa protectora de sales insolubles, como sulfato, bicarbonato básico o fosfato. El agua destilada y la de lluvia, que no contienen sustancias disueltas capaces de formar esta película, atacan el metal a causa del oxígeno que llevan disuelto, y forman hidróxido de plomo, algo soluble.

Los compuestos solubles de plomo son venenosos, y por lo tanto, los tubos de plomo para conducir agua potable solo pueden utilizarse con seguridad si el agua es algo dura.

El plomo se usa para fabricar tubos de cañerías y revestir cables eléctricos. También se usan las instalaciones de ácido sulfúrico y en acumuladores de plomo.

Los vapores de plomo son los causantes de una gran enfermedad llamada saturnismo, caracterizada entre otros síntomas por anorexia, constipación pertinaz, anemia parálisis muscular, insomnio, angustia etc. Suele afectar a mineros que extraen plomo, a tipógrafos a pintores y a quienes fabrican acumuladores.

Existen diferencias importantes en la epidemiología, manifestaciones clínicas de la intoxicación por el plomo en los niños y adultos.

En los niños, la enfermedad debe ser debida a la malacia o pica (perversión del apetito que lleva al niño a ingerir cosas impropias para la nutrición) o mordisque de objetos decorados con pinturas que contienen plomo.

El **arsénico** es relativamente inerte a las temperaturas ordinarias, pero calentado al aire arde como llama azulada produciendo nubes blancas del trióxido sólido.

Aunque todos los compuestos solubles de arsénico son venenosos, algunos tienen uso en medicina. Los que lo consumen adquieren cierta tolerancia al mismo y pueden tomar mayores cantidades de las que otras personas no habituadas.

Los compuestos de arsénico se utilizan en agricultura en pulverizaciones y baños para ganado, con el fin de destruir insectos y parásitos.

Los síntomas de la ingestión de arsénico son: Sabor metálico, dolor urente en esófago y estomago, dolores cólicos, vómitos y diarrea profusa con heces De agua de arroz. Seguida de deposiciones sanguinolentas, depresión, sed intensa, sequedad de boca y garganta, sensación de constricción en la garganta, olor aliáceo del aliento y las heces, vértigo, cefalea central, calambres musculares, piel fría, viscosa; Pulso pequeño, rápido y débil; extremidades frías, cianosis, respiración anhelante, estupor, colapso circulatorio, convulsiones, coma erupciones cutáneas, oliguria, albuminuria, hematuria.

### **Elementos contaminantes.**

En la naturaleza existen algunos elementos que debido a su estructura o en combinación con otros en forma de compuestos, son perjudiciales al hombre, ya que son agentes contaminadores del medio ambiente; en especial del aire, agua y suelo, o bien, porque ocasionan daños irreversibles al ser humano, como la muerte.

Algunos de estos elementos son:

**Antimonio (Sb) y textiles.-** Se emplea en aleaciones, metal de imprenta, baterías, cerámica. El principal daño que provoca es el envenenamiento por ingestión o inhalación de vapores, principalmente por un gas llamado estibina  $SbH_3$ .

**Arsénico (As) medicamentos y vidrio.** Se emplea en venenos para hormigas, insecticidas, pinturas, Es uno de los elementos más venenosos que hay, así como todos los compuestos.

**Azufre (S)** Principalmente son óxidos  $SO_2$  y  $SO_3$  contaminan el aire y con agua producen la **lluvia ácida**. Sustancias tales como derivados clorados de azufre, sulfatos y ácidos son corrosivos. El gas  $H_2S$  es sumamente tóxico y contamina el aire. El azufre es empleado en algunos medicamentos para la piel.

**Bromo (Br)** Sus vapores contaminan el aire, además sus compuestos derivados son lacrimógenos y venenosos.

**Cadmio (Cd)** Metal tóxico que se origina en la refinación del zinc; también proviene de operaciones de electrodeposición y por tanto contamina el aire y el agua. Contenido en algunos fertilizantes contamina el suelo.

**Cloro (Cl)** Sus valores contaminan el aire y son corrosivos. Se le emplea en forma de cloratos para blanquear la ropa, para lavados bucales y fabricación de cerillos. Los cloratos son solubles en agua y la contaminan, además de formar mezclas explosivas con compuestos orgánicos.

Los valores de compuestos orgánicos clorados como insecticidas, anestésicos y solventes dañan el hígado y el cerebro. Algunos medicamentos que contienen cloro afectan el sistema nervioso.

**Cromo (Cr)** El cromo y sus compuestos son perjudiciales al organismo, pues destruyen todas las células. Se le emplea en síntesis orgánicas y en la industria del acero. Cualquier cromato solubles contamina el agua.

**Magnesio (Mn)** Se emplea en la manufactura de acero y de pilas secas. La inhalación de polvos y humos conteniendo magnesio causa envenenamiento. También contamina el agua y atrofia el cerebro.

**Mercurio (Hg)** Metales de gran utilidad por ser líquidos; se utiliza en termómetros y por ser buen conductos eléctrico se emplea en aparatos de este tipo, así como en iluminación, pinturas fungicidas, catalizadores, amalgamas dentales, plaguicidas, etc. pero contamina el agua, el aire y causa envenenamiento. Las algas lo absorben, luego los peces y finalmente el hombre. Los granos o semillas lo retienen y finalmente el hombre los come.

**Plomo (Pb)** El plomo se acumula en el cuerpo conforme se inhala del aire o se ingiere con los alimentos y el agua. La mayor parte del plomo que contamina el aire proviene de las gasolinas para automóviles, pues se le agrega para proporcionarle propiedades antidetonantes. También se le emplea en pinturas, como metal de imprenta, soldaduras y acumuladores. Por su uso el organismo se afecta de saturnismo. Sus sales, como el acetato, son venenosas.

Existen otros elementos que de alguna forma contaminan el agua, el aire y el suelo tales como: talio, zinc, selenio, oxígeno de nitrógeno, berilio, cobalto y sobre todo gran cantidad de compuestos que tienen carbono. (Orgánicos).

**Aluminio (Al):** Metal ligero, resistente a la corrosión y al impacto, se puede laminar e hilar, por lo que se le emplea en construcción, en partes de vehículos, de aviones y en artículos domésticos. Se le extrae de la bauxita.

**Azufre (S):** No metal, sólido de color amarillo, se encuentra en yacimientos volcánicos y aguas sulfuradas. Se emplea en la elaboración de fertilizantes, medicamentos, insecticidas, productos químicos y petroquímicos.

**Cobalto (Co):** Metal color blanco que se emplea en la elaboración de aceros especiales debido a su alta resistencia al calor, corrosión y fricción. Se emplea en herramientas mecánicas de alta velocidad, imanes y motores. En forma de polvo se emplea como pigmento azul para el vidrio. Es catalizador. Su isótopo radiactivo se emplea como pigmento azul para el vidrio. Es catalizador

**Cobre (Cu):** Metal de color rojo que se carbonata al aire húmedo y se pone verde, conocido desde la antigüedad. Se emplea principalmente como conductor eléctrico, también para hacer monedas y en aleaciones como el latón y el bronce.

**Hierro (Fe):** Metal dúctil, maleable de color gris negruzco, se oxida al contacto con el aire húmedo. Se extrae de minerales como la hematina, limonita, pirita, magnetita y siderita. Se le emplea en la industria arte y medicina. Para fabricar acero, cemento, fundiciones de metales no ferrosos nuestra sangre lo contiene en la hemoglobina.

**Flúor (F):** Este no metal está contenido en la fluorita  $\text{CaF}_2$  en forma de vetas encajonadas en calizas. La florita se emplea como fundente en hornos metalúrgicos. Para obtener HF,  $\text{NH}_4\text{F}$  y grabar el vidrio; también en la industria química, cerámica y potabilización del agua.

**Fósforo (P):** Elemento no metálico que se encuentra en la roca fosfórica que contiene  $P_2 O_5$  en la fosforita  $Ca_3 (PO_4)_2$ . Los huesos y dientes contienen este elemento.

Tiene aplicaciones para la elaboración de detergentes, plásticos, lacas, pinturas, alimentos para ganado y aves.

**Mercurio (Hg):** Metal líquido a temperatura ambiente, de color blanco brillante, resistente a la corrosión y buen conductor eléctrico. Se le emplea en la fabricación de instrumentos de precisión, baterías, termómetros, barómetros, amalgamas dentales, sosa cáustica, medicamentos, insecticidas y funguicidas y bactericidas.

Se le obtiene principalmente del cinabrio que contiene HgS.

**Plata (Ag):** Metal de color blanco, su uso principal ha sido en la acuñación de monedas y manufacturas de vajillas y joyas. Se emplea en fotografía, aparatos eléctricos, aleaciones, soldaduras.

**Plomo (Pb):** Metal blando de bajo punto de fusión, bajo límite elástico, resistente a la corrosión, se le obtiene del sulfuro llamado galena PbS. Se usa en baterías o acumuladores, pigmentos de pinturas, linotipos. Soldaduras e investigaciones atómicas. Otros productos que se pueden recuperar de los minerales que lo contiene son: cadmio, cobre, oro, plata, bismuto, arsénico, telurio y antimonio.

**Oro (Au):** Metal de color amarillo, inalterable, dúctil, brillante, por sus propiedades y su rareza le hace ser excepcional y de gran valor. Es el patrón monetario internacional. En la naturaleza se encuentra asociado al platino, a la plata y telurio en unos casos. Sus aleaciones se emplean en joyería y ornamentos, piezas dentales, equipos científicos de laboratorio. Recientemente se ha sustituido sus usos en joyería por el iridio y el rutenio, en piezas dentales por platino y paladio.

**Uranio (U):** Utilizado como combustible nuclear, es un elemento raro en la naturaleza y nunca se presenta en estado libre. Existen 150 minerales que lo contienen. El torio se encuentra asociado al uranio.

### Los óxidos de nitrógeno (NOx)

Los contaminantes que poseen en su molécula algún átomo de nitrógeno pueden clasificarse en 3 grupos diferentes: formas orgánicas, formas oxidadas y forma reducidas.

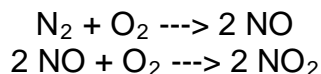
Se conocen ocho óxidos de nitrógeno distintos, pero normalmente sólo tienen interés como contaminantes dos de ellos, el **óxido nítrico** (NO) y el **dióxido de nitrógeno** (NO<sub>2</sub>). El resto se encuentra en equilibrio con estos dos, pero en concentraciones tan extraordinariamente bajas que carecen de importancia.

El óxido nítrico (NO) es un gas incoloro y no inflamable, pero inodoro y tóxico. El dióxido de nitrógeno (NO<sub>2</sub>) es un gas pardo-rojizo, no es inflamable pero sí tóxico y se caracteriza por un olor muy asfixiante. Se utiliza

normalmente la notación NO<sub>x</sub> para representar colectivamente al NO y al NO<sub>2</sub> implicados en la contaminación del aire.

La mayor parte de los óxidos de nitrógeno se forman por la oxidación del nitrógeno atmosférico durante los procesos de combustión a temperaturas elevadas. El oxígeno y el nitrógeno del aire reaccionan para formar NO, oxidándose este posteriormente a NO<sub>2</sub>.

Las partículas pueden clasificarse, atendiendo a su tamaño y composición, en:



La mayor parte de los NO<sub>x</sub> emitidos a la atmósfera lo son en la forma NO.

### **Los hidrocarburos (HC)**

Son sustancias que contienen hidrógeno y carbono. El estado físico de los hidrocarburos, de los que se conocen decenas de millares, depende de su estructura molecular y en particular del número de átomos de carbono que forman su molécula.

Los hidrocarburos que contienen de uno a cuatro átomos de carbono son gases a la temperatura ordinaria, siendo estos los más importantes desde el punto de vista de la contaminación atmosférica, ya que favorecen la formación de las reacciones fotoquímicas.

### **Ozono (O<sub>3</sub>)**

El ozono es una forma alotrópica del oxígeno. Su fórmula química es O<sub>3</sub>. En condiciones normales es un gas incoloro de olor picante característico. Posee un gran poder oxidante y gran tendencia a transformarse en oxígeno.

Las concentraciones de ozono a nivel del suelo son muy pequeñas, incrementándose rápidamente con la altura. Su presencia en la parte baja de la atmósfera se debe, sobre todo, a la acción fotoquímica de las radiaciones solares, en presencia de NO<sub>x</sub> y HC.

### **Dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)**

El anhídrido carbónico o dióxido de carbono es un gas incoloro e inodoro, no tóxico, más denso que el aire, que se presenta en la atmósfera en concentraciones que oscilan entre 250 y 400 ppm.

En realidad no puede considerarse como contaminante en sentido estricto ya que no es tóxico, y se halla en atmósferas puras de modo natural. No obstante, por los posibles riesgos que entraña su acumulación en la atmósfera, como consecuencia de las alteraciones producidas en su ciclo por las actividades humanas que pudieran dar lugar a una modificación del clima de la Tierra, lo consideramos como sustancia contaminante.



## Compuestos halogenados

De entre los productos químicos que contienen halógenos en su molécula, son contaminantes de la atmósfera: el cloro, el fluoruro de hidrógeno, el cloruro de hidrógeno y ciertos haluros. Entre estos destacamos la acción tóxica del flúor y sus derivados sobre los vegetales.

Los metales son elementos químicos que generalmente se hallan presentes en la atmósfera en muy bajas concentraciones.

Una de las consecuencias más graves de la presencia de metales tóxicos en el ambiente es que no son degradados, ni química ni biológicamente, por la naturaleza, lo que origina su persistencia en ella. Esta persistencia lleva a la amplificación biológica de los metales en las cadenas tróficas. Como consecuencia de este proceso, las concentraciones de metales en los miembros superiores de la cadena pueden alcanzar valores muy superiores a los encontrados en la atmósfera.

Entre los metales tóxicos más importantes por sus efectos sobre la salud del ser humano están el mercurio (Hg) y el plomo (Pb). La cantidad de plomo en el aire ha experimentado un marcado aumento como consecuencia de las actividades humanas, siendo las concentraciones de plomo en las áreas urbanas de 5 a 50 veces superiores que en las áreas rurales.

### 3.7 Química del Silicio

El **silicio** es un elemento químico no metálico situado en el grupo IV A de la tabla periódica de los elementos formando parte de la familia de los carbonoides.

Aislado por J.J. Berzelius en 1824, es el elemento más abundante en la corteza terrestre después del Carbono. Se presenta en forma amorfa y cristalizada. El primero es un polvo pardusco, más activo que la variante cristalina, que se presenta en octaedros de color azul grisáceo y brillo metálico. Es muy duro y poco soluble. Fundamentalmente presenta el estado de oxidación.

Sus propiedades son intermedias a las del Carbono y el Germanio. Se utiliza en aleaciones, en la preparación de las siliconas, en la industria cerámica y en la fabricación de transistores y pilas solares.

### Características del Silicio

- Símbolo: Si
- Número atómico: 14
- Grupo: 14
- Periodo: 3

- Masa atómica: 28,0855 uma
- Punto de fusión: 1683K (1410°C/2571°F)
- Punto de ebullición: 2628K (2355°C/4271°F)
- Densidad: 2330 kg/m<sup>3</sup>

### 3.8 Química del Germanio

Es un elemento químico con número atómico 32, y símbolo **Ge** perteneciente al grupo 14 de la tabla periódica de los elementos

Es un metaloide sólido duro, cristalino, de color blanco grisáceo lustroso, deleznable, que conserva el brillo a temperaturas ordinarias. Presenta la misma estructura cristalina que el diamante y resiste a los ácidos y álcalis.

Forma gran número de compuestos organometálicos y es un importante material semiconductor utilizado en transistores y fotodetectores. A diferencia de la mayoría de semiconductores, el germanio tiene una pequeña banda prohibida (*band gap*) por lo que responde de forma eficaz a la radiación infrarroja y puede usarse en amplificadores de baja intensidad.

- Símbolo: Ge
- Número atómico: 32
- Grupo: 14
- Periodo: 4
- Masa atómica: 72 uma
- Punto de fusión: 960°C)
- Punto de ebullición: 860 °C
- Densidad: 5,35g/cm<sup>3</sup>

Las aplicaciones del germanio se ven limitadas por su elevado coste y en muchos casos se investiga su sustitución por materiales más económicos.

Fibra óptica.

Electrónica: Radars y amplificadores de guitarras eléctricas usados por músicos nostálgicos del sonido de la primera época del rock and roll; aleaciones SiGe en circuitos integrados de alta velocidad.

Óptica de infrarrojos: Espectroscopios, sistemas de visión nocturna y otros equipos.

Lentes, con alto índice de refracción, de ángulo ancho y para microscopios.

En joyería se usa la aleación Au con 12% de germanio.

Como elemento endurecedor del aluminio, magnesio y estaño.

Quimioterapia.

El tratracloruro de germanio se usa como catalizador en la síntesis de polímeros (PET).

### 3.9 Química del galio

El galio aparece en pequeñas cantidades en algunas variedades de blendas de cinc, bauxita, pirita, magnetita y caolín. Se asemeja al aluminio en la formación de sales y óxidos trivalentes. También forma algunos compuestos monovalentes y divalentes. Su bajo punto de fusión y su alto punto de ebullición lo hacen idóneo para fabricar termómetros de alta temperatura. Algunos compuestos del galio son excelentes semiconductores y se han utilizado ampliamente en rectificadores, transistores, fotoconductores y diodos de láser y máser.

La principal aplicación del galio (arseniuro de galio) es la construcción de circuitos integrados y dispositivos optoelectrónicos como diodos láser y LED. Por su intenso y brillante plateado y la capacidad de mojar superficies de vidrio y porcelana se utiliza en la construcción de espejos.

Se emplea para dopar materiales semiconductores y construir dispositivos diversos como transistores.

En termómetros de alta temperatura por su bajo punto de fusión.

El galio se alea con facilidad con la mayoría de los metales y se usa en aleaciones de bajo punto de fusión.

El isótopo Ga-67 se usa en medicina nuclear

- Símbolo: Ga
- Número atómico: 31
- Grupo: 13
- Periodo: 4
- Masa atómica: 70 uma
- Punto de fusión: 960°C)
- Punto de ebullición: 860 °C

## EJERCICIOS DE LA UNIDAD III

### I.- Contesta las siguientes preguntas.

1.- ¿Qué es la tabla periódica? ¿Cuál es su importancia?

- 2.- ¿Qué es un grupo o familia química?
- 3.- Según la tabla periódica larga ¿Qué es un período?
- 4.- ¿Que tienen en común los elementos químicos de una familia que hace que tengan propiedades químicas parecidas?
- 5.- Indique las propiedades generales de los elementos metálicos y de los elementos no metálicos.
- 6.- ¿En qué parte de la tabla periódica se localizan los metales y en cual los no metales?
- 7.- Describa brevemente la historia del desarrollo de la tabla periódica.
- 8.- Explicar porque el periodo 1 contiene solo dos elementos y el periodo 2 contiene 8 elementos.
- 9.- El tercer nivel de energía ( $n = 3$ ), tiene tres subniveles *s*, *p* y *d*. ¿Por qué el período tres solo contiene 8 elementos?
- 10.- ¿Qué dice la “ley periódica moderna de Moseley?
- 11.- Explique porque al hidrógeno se le ubica en la familia IA, si no tiene las características de los elementos de esa familia
- 12.- Explique porque al helio se le coloca en la familia VIIIA si su configuración electrónica es similar a la de los metales alcalinotérreos.
- 13.- ¿A qué familia se le llama halógenos, a que familia se les llama metales alcalinos, a que familia se les conoce como gases nobles?
- 14.- ¿Cuáles familias forman el bloque “s”, cuáles el bloque “p”, cuáles el bloque “d”?
- 15.- ¿A cuáles elementos se le conoce como de tierras raras?
- 16.- ¿Qué son las propiedades periódicas? Indique las propiedades periódicas más importantes.
- 17.- ¿Qué es el potencial de ionización? Diga cómo varía en la tabla periódica.
- 18.- ¿Por qué el potencial de ionización disminuye en una familia al aumentar el número atómico y en un período aumenta el aumentar el número atómico?
- 19.- ¿Por qué en la tabla periódica los radios atómicos disminuyen de izquierda a derecha en un período?
- 20.- ¿Qué es el radio atómico? ¿Cómo varia en la tabla periódica?

21.- ¿Cómo se define la electronegatividad? Explique cómo varía la electronegatividad en la tabla periódica.

22.- Diga por qué es importante conocer los valores de electronegatividad o las tendencias de variación de esta propiedad periódica.

23.- ¿Por qué la electronegatividad disminuye en una familia al aumentar el número atómico?

24.- Explique qué es la afinidad electrónica.

25.- De él nombre de los elementos que se presentan de forma natural como moléculas diatómicas.

## **II.- Resuelve las siguientes preguntas.**

1.- Sin ver la tabla periódica indique a qué familia corresponde cada uno de los siguientes elementos (IA, IIA, IIIA, etc.)

a) Ne b) Li c) Br d) C e) S f) Mg g) P

2.- Sin ver la tabla periódica clasifique a los siguientes elementos como metales o no metales.

a) K b) Ca c) S d) F e) Li f) Be g) Ar

3.- Ordene de mayor a menor radio atómico los siguientes átomos.

a) Cl b) F c) Br d) I

4.- ¿Cuáles de los siguientes elementos pertenecen al grupo de elementos representativos, y cuáles al grupo de metales de transición.

a) Mg b) Ti c) Fe d) Se e) Ni f) Br g) Sr

5.- Sin ver la tabla periódica diga usted qué elementos componen los siguientes grupos:

a) Los halógenos

b) Los gases nobles

c) Los metales alcalinos

d) Los metales alcalinoterreos

e) Los calcógenos

6.- Desarrolle la configuración electrónica de los siguientes elementos y de acuerdo a su configuración indique a qué familia y período pertenecen.

a) Mg b) Br c) Si d) Kr e) O f) Sn

7.- Desarrolle la configuración electrónica de los siguientes elementos y en base a su configuración indique cuantos electrones de valencia tiene cada uno.

a) Li b) S c) B d) I e) Ar f) N

8.- Diga el número de electrones de valencia que tiene cada uno de los siguientes átomos.

a) Na b) P c) O d) N e) C f) Cl

9.- Diga cuantos electrones de valencia tiene cada uno de los siguientes átomos.

a) H b) Al c) I d) S e) Ar f) F

10.- Ordene los siguientes elementos de mayor a menor electronegatividad.

a) Cl b) I c) Br d) F

11.- Ordene los siguientes elementos de mayor a menor electronegatividad.

a) N b) Be c) F d) B e) C f) O

12.- Ordene los siguientes átomos por aumento de energía de ionización.

a) Si b) K c) As d) Ca

13.- Mencione cuales son los elementos de la tabla periódica que son gases.

14.-Escriba el nombre de los elementos de la tabla periódica que son líquidos.

15.- Ordene los siguientes grupos de átomos de menor a mayor energía de ionización, de menor a mayor afinidad electrónica y de menor a mayor electronegatividad

a) F, C, Li, B b) Se, O, S, Te c) F, Cl, S, N

16.- Investigue cuáles son los elementos más abundantes en el planeta tierra, indique sus porcentajes de abundancia relativa.

**III.-** De acuerdo a su configuración electrónica  $[Ar^{18}] 4s^2 3d^8$  y consultando la tabla periódica responde lo que a continuación se te pide.

1.- Se trata de un elemento representativo, de transición o de transición interna.

2.- El elemento pertenece a la clase.

3.- Los electrones de valencia de dicho elemento son y se encuentran ubicados en los subniveles.

4.- En la clasificación periódica se encuentran ubicados en el grupo y en el periodo.

5.- El nombre del elemento es.

6.- El símbolo del elemento es.

7.- Se trata de un metal o no metal.

De acuerdo a su configuración electrónica  $[Ar^{18}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$  y consultando la tabla periódica responde lo que a continuación se te pide.

1.- Se trata de un elemento representativo, de transición o de transición interna.

2.- El elemento pertenece a la clase.

3.- Los electrones de valencia de dicho elemento son y se encuentran ubicados en los subniveles.

4.- En la clasificación periódica se encuentran ubicados en el grupo y en el periodo.

5.- El nombre del elemento es.

6.- El símbolo del elemento es.

7.- Se trata de un metal o no metal.

De acuerdo a su configuración electrónica  $[Xe^{54}] 6s^2 4f_1$  y consultando la tabla periódica responde lo que a continuación se te pide.

1.- Se trata de un elemento representativo, de transición o de transición interna.

2.- El elemento pertenece a la clase.

3.- Los electrones de valencia de dicho elemento son y se encuentran ubicados en los subniveles.

4.- En la clasificación periódica se encuentran ubicados en el grupo y en el periodo.

5.- El nombre del elemento es.

6.- El símbolo del elemento es.

7.- Se trata de un metal o no metal.

#### **UNIDAD IV. ENLACE, ESTRUCTURA Y PROPIEDADES EN COMPUESTOS QUÍMICOS.**

*Objetivo: Interpretará el comportamiento propiedades físicas y reactividad de los compuestos químicos.*



En la mesa de las cafeterías podemos esperar encontrar dos sustancias cristalinas blancas: sal y el azúcar. A pesar de su aspecto tan similar, la sal y el azúcar son muy diferentes en su composición química. La sal de mesa es cloruro de sodio NaCl, que se compone de iones,  $\text{Na}^+$  iones cloruro  $\text{Cl}^-$ . El azúcar granulado no contiene iones; más bien, consta de moléculas de sacarosa,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , en las que existen fuertes enlaces covalentes entre los átomos de cada molécula.

¿Porque algunas sustancias se componen de iones y otras de moléculas?

Las claves para contestar esta pregunta se encuentran en las estructuras electrónicas de los átomos en cuestión, y en la naturaleza de las fuerzas químicas dentro de los compuestos. Por ello se estudia la relaciones entre estructura electrónica, fuerzas de enlaces químicos y propiedades las sustancias, que da por resultado la siguiente clasificación: Enlaces iónicos, covalentes y metálicos.

#### **4.1 Concepto de enlace químico**

Los enlaces químicos, son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos. Cuando los átomos se enlazan entre sí, ceden, aceptan o comparten electrones. Son los electrones de valencia quienes determinan de qué forma se unirá un átomo con otro y las características del enlace, al cumplir con la regla de octeto.

#### **4.2 Regla del octeto.**

El último grupo de la tabla periódica VIII A (18), que forma la familia de los gases nobles, son los elementos más estables de la tabla periódica. Esto se debe a que tienen 8 electrones en su capa más externa, excepto el Helio que tiene solo 2 electrones, que también se considera como una configuración estable.

Los elementos al combinarse unos con otros aceptan ceden o comparten electrones con la finalidad de tener 8 electrones en su nivel más externo, esto es lo que se conoce como la regla de octeto.

#### **Excepciones a la regla de octeto.**

La regla de octeto es tan sencilla y útil para introducir los conceptos básicos de los enlaces que podríamos suponer que siempre se obedece, sin embargo existen sus limitaciones al tratar compuestos iónicos de los metales de transición. La regla de octeto falla también en muchas situaciones en las que intervienen enlaces covalentes. Tales excepciones a la regla del octeto de tres tipos principales:

#### **Número impar de electrones.**

En casi todas las moléculas el número de electrones es par, y hay un apareamiento completo de los electrones. No obstante, en unas cuantas

moléculas como  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$ , el número de electrones es impar. Por ejemplo, el  $\text{NO}$  contiene  $5 + 6 = 11$  electrones de valencia.

#### **Menos de un octeto.**

Un segundo tipo de excepciones ocurre cuando hay menos de ocho electrones alrededor de un átomo en una molécula o ión. Ésta también es una situación relativamente rara y suele encontrarse en compuestos de boro y berilio. Por ejemplo consideremos el trifluoruro de boro  $\text{BF}_3$ .

#### **Más de un octeto.**

La tercera clase de excepciones y la más grande, consiste en moléculas o iones en los que hay más de ocho electrones en la capa de valencia de un átomo. Por ejemplo, consideramos el  $\text{PCl}_5$ .

### **4.3. Estructura de Lewis.**

Las estructuras de Lewis son útiles para entender los enlaces en muchos compuestos y se utilizan con frecuencia al estudiar las propiedades de las moléculas. Dibujar estructuras de Lewis es una habilidad importante que el estudiante debe practicar. Para ello, se debe seguir un procedimiento determinado.

Sumar los electrones de valencia de todos los átomos. En el caso de un anión, sume un electrón al total por cada carga negativa. En el caso de un catión, reste un electrón por cada carga positiva. No se preocupe por determinar cuáles electrones provienen de cuáles átomos lo único que importa es el número total.

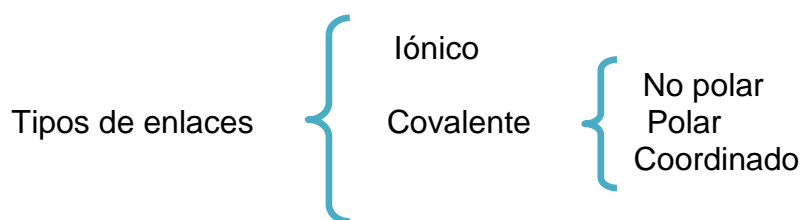
Escriba los símbolos de los átomos para indicar cuáles átomos están unidos entre si y conéctelos con un enlace sencillo.

Complete los octetos de los átomos unidos al átomo central.

Coloque los electrones que sobren en el átomo central, incluso si ello da lugar a más de un octeto.

Si no hay suficiente electrones para que el átomo central tenga un octeto, pruebe con enlaces múltiples. Utilice uno o más de los pares de electrones no compartidos de los átomos unidos al átomo central para formar dobles o triples enlaces.

### **4.4 Tipos de enlaces químicos interatómicos**



## Metálico

**4.5 Enlace Iónico.**

Características:

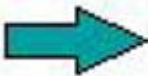
- Está formado por metal y no metal
- No forma moléculas verdaderas, existe como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos).
- Los metales ceden electrones formando por cationes, los no metales aceptan electrones formando aniones.

Los compuestos formados por enlaces iónicos tienen las siguientes características:

- Son sólidos a temperatura ambiente, ninguno es un líquido o un gas.
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Tienen altos puntos de fusión y ebullición.
- Son solubles en solventes polares como el agua

Formación de un enlace iónico

Ejemplo: NaF

Na: metal del grupo IA		ENLACE IONICO
F: no metal del grupo VIIA		

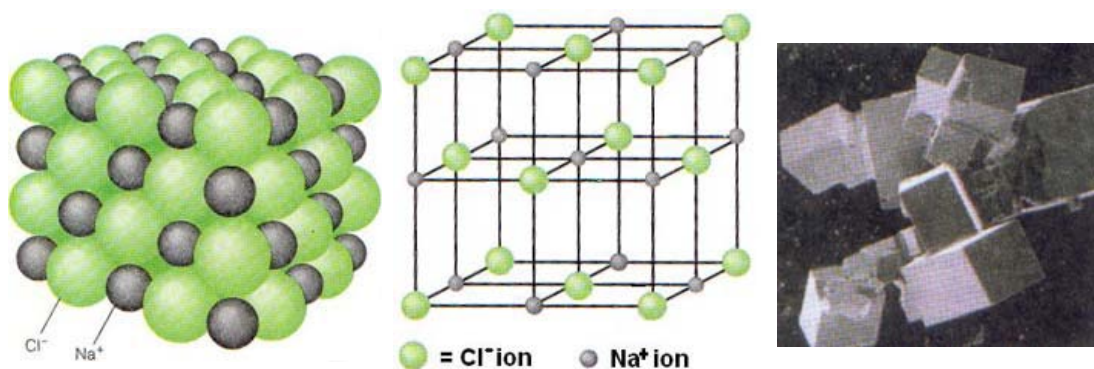
Para explicar la formación del enlace escribimos la configuración electrónica de cada átomo:

Na:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1,$

F:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5,$

De acuerdo con la configuración del sodio presenta un electrón en su último nivel de energía, el cuál va a donar o ceder al flúor, que tiene siete electrones en su último nivel para completar el octeto.

Fig. 4.1 .Estructura de un enlace iónico

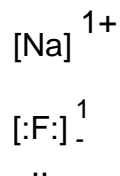


Disposición de los iones en un cristal de cloruro de sodio

Modelo de esferas y varillas de un cristal de cloruro de sodio. El diámetro de un ion cloruro es alrededor del doble del de un ion de sodio

El cloruro de sodio es un sólido cristalino de forma cubica que tiene un punto de fusión de 808 grados C

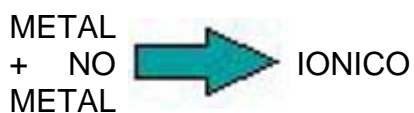
La estructura de Lewis del compuesto se representa de la siguiente forma: a través de puntos los electrones de valencia.



Otro ejemplo: MgBr<sub>2</sub>

Mg: metal del grupo II A

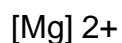
Br: no metal del grupo VIIA



No es necesario hacer la configuración sino solo la estructura de Lewis de cada elemento. Recuerda, el número de grupo en romano, para los representativos, indica el número de electrones de valencia. Nosotros solo usaremos compuestos formados por elementos representativos.



El átomo de Mg pierde sus 2 e- de valencia, y cada Br acepta uno para completar el octeto.





Los átomos de Br completan su octeto gracias a uno de los dos electrones cedidos por el Mg, el cual también queda con 8 electrones en un nivel más bajo.

### Propiedades del enlace iónico

- Se presentan en estado sólido.
- El enlace iónico es fuerte, son muy exotérmicas, lo que implica que cuesta mucha energía romper la estructura cristalina al fundir. Es decir, tendrán puntos de fusión altos.
- Los cristales iónicos son duros, porque el enlace es fuerte y se resisten bastante a ser rayados.
- Sin embargo, son frágiles. Esto es debido a que un golpe puede originar un desplazamiento de los planos de los iones y, al dejar enfrentados iones de igual signo, daría lugar a una fractura en el cristal por fuerzas repulsivas electrostáticas.
- No conducen la corriente eléctrica en estado sólido porque los iones están inmovilizados en la red; pero, al disolverse o fundirse estos iones adquieren movilidad y pueden conducir la corriente eléctrica.
- Se disuelven en disolventes polares, porque los dipolos de estos disolventes rodean a los iones de la red cristalina y los van "arrancando" de la red.

### 4.6. Enlace covalente

- Características:
- Está basado en la compartición de electrones. Los átomos no ganan ni pierden electrones, **comparte**.
- Está formado por elementos no metálicos. Pueden ser 2 o 3 no metales.
- Pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples, dependiendo de los elementos que se unen.
- Las características de los compuestos unidos por enlaces covalentes son: Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Tienen punto de fusión y ebullición relativamente bajos.
- Son solubles en solventes polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., e insolubles en solventes polares como el agua.

## Formación de enlaces covalentes

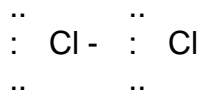
El enlace covalente se clasifica en tres: no polar, el polar y coordinado, para que se pueda presentar se requieren de los no metales exclusivamente.

Enlace covalente no polar: para poder realizar este tipo de enlaces se requiere de no metales iguales como:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$

Ejemplificaremos, con elementos que existen como moléculas biatómicas.  $\text{Cl}_2$ , cloro molecular, formado por dos átomos de cloro. Como es un no metal, sus átomos se unen por enlaces covalentes.

$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{:Cl:} \\ \cdot \end{array}$  El cloro es un elemento  
del grupo VII A.

El átomo de cloro solo necesita un electrón para completar su octeto. Al unirse con otro átomo de cloro ambos comparten su electrón desapareado y se forma un enlace covalente sencillo entre ellos. Este enlace se representa mediante una línea entre los dos átomos.



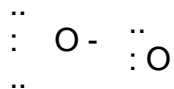
La línea representa un enlace covalente sencillo, formado por dos electrones. Estos electrones se comparten por ambos átomos.

$\text{O}_2$  la molécula de oxígeno también es diatómica. Por ser del grupo VIA la estructura de Lewis del oxígeno es:

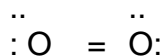


Al oxígeno le hacen falta dos electrones para completar su octeto. Cada oxígeno dispone de 6 electrones, con los cuales ambos deben tener al final ocho electrones. Por lo tanto el total de electrones disponibles es:  $2 \times 6 e^- = 12 e^-$  menos dos que se ocupan para el enlace inicial restan 10.

Estos 10  $e^-$  se colocan por pares al azar entre los dos átomos.

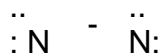


Ahora revisamos cuántos electrones tiene cada átomo alrededor. Observamos que el oxígeno de la izquierda está completo, mientras que el derecho tiene solo seis. Entonces uno de los pares que rodean al oxígeno de la izquierda, se coloca entre los dos átomos formándose un doble enlace, y de esa forma los dos quedan con 8 electrones.

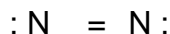


La molécula queda formada por un enlace covalente doble, 4 electrones enlazados y 4 pares de electrones no enlazados.

$N_2$  el nitrógeno, otra molécula diatómica, está ubicado en el grupo VA, por lo tanto cada nitrógeno aporta 5 electrones  $\times$  2 átomos = 10 electrones, menos los dos del enlace inicial son un total de 8 electrones.



Ambos átomos están rodeados por solo 6 electrones, por lo tanto, cada uno de ellos compartir uno de sus pares con el otro átomo formándose un triple enlace.



La molécula queda formada por un enlace covalente triple, 4 electrones enlazados y dos pares de electrones no enlazados.

### Propiedades de los enlaces no polares

- Son insolubles en agua
- En estado líquido normalmente tienen muy bajos puntos de ebullición.
- En estado sólido tienen muy bajos puntos de fusión
- No conducen la corriente eléctrica.

### Enlace covalente polar y coordinado

En los compuestos covalentes formados por 3 elementos o más, siempre debe seleccionarse un átomo como central para hacer el esqueleto básico del compuesto. Para esto se siguen las siguientes reglas:

- El átomo central es de un elemento unitario (o sea que solo hay un átomo de ese elemento en la molécula).
- El oxígeno y el hidrógeno no pueden ser átomos centrales.
- El carbono tiene preferencia como átomo central sobre el resto de los elementos.
- En compuestos que contengan oxígeno e hidrógeno en la misma molécula, el hidrógeno nunca se enlaza al átomo central, sino que se enlaza al oxígeno, por ser este el segundo elemento más electronegativo.
- El hidrógeno no cumple la regla del octeto, sino que es estable al lograr la configuración del gas noble helio con 2 electrones en su último nivel.
- Los átomos deben acomodarse de tal forma que la molécula resulte lo más simétrica posible

Ejemplo:  $CO_2$  (dióxido de carbono)

TRES NO METALES  COVALENTE

Total de electrones de valencia:

$$\text{C } 1 \times 4 = 4 \text{ electrones}$$

$$\text{O } 2 \times 6 = \frac{12}{\text{electrones}} \\ \pm \\ 16 \\ \text{electrones}$$

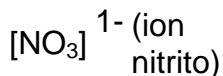
El carbono es el átomo central, por lo que se gastan cuatro electrones, y los 12 restantes se acomodan en pares al azar.



En esta estructura, ambos oxígenos han completado su octeto, pero el carbono no. Por lo tanto, un par no enlazante de cada oxígeno se coloca en el enlace C-O formándose dos enlaces dobles.



La estructura está formada por 2 enlaces covalentes dobles, 4 pares de electrones no enlazantes y 6 electrones enlazados.



Electrones de valencia totales:

$$\text{N } 1 \times 5 \text{ e}^- = 5$$

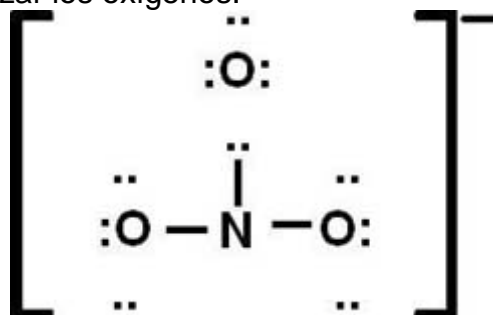
=

$$\text{O } 3 \times 6 \text{ e}^- = \underline{18}$$

=

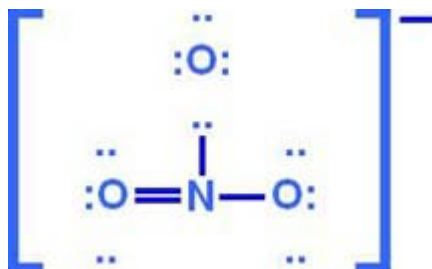
$$23 + 1 \text{ e}^- \text{ (porque es un ion negativo)} \\ \text{e}^- = 24 \text{ electrones}$$

El nitrógeno es el átomo central, por lo que se ocupan tres enlaces covalentes para enlazar los oxígenos.

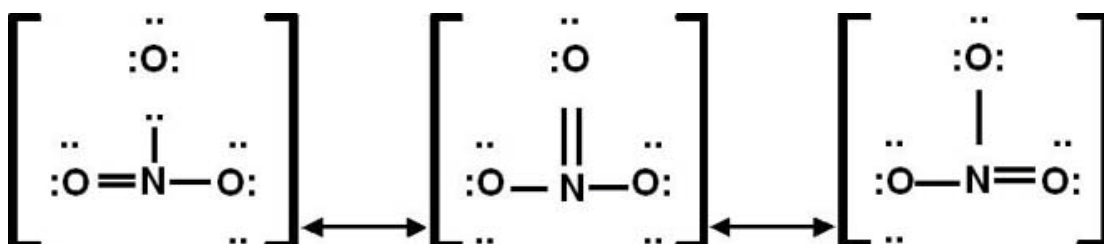


Al nitrógeno le falta un par de electrones, por lo que uno de los pares no enlazantes del oxígeno se desplaza para formar un doble enlace.





El doble enlace podría colocarse en tres posiciones distintas, pero la más correcta es la central por ser más simétrica.



Electronegatividad.- La electronegatividad es una medida de la tendencia que muestra un átomo de un enlace covalente, a atraer hacia si los electrones compartidos. Linus Pauling, fue el primer químico que desarrolle una escala numérica de electronegatividad. En su escala, se asigna al flúor, el elemento más electronegativo, el valor de 4. El oxígeno es el segundo, seguido del cloro y el nitrógeno.

A continuación se muestra los valores de electronegatividad de los elementos. Observe que no se reporta valor para los gases nobles por ser los elementos menos reactivos de la tabla periódica.

La electronegatividad se incrementa →

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 2.1																	He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2	ELEMENTOS DE TRANSICIÓN										Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.3	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.2	Nb 1.5	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn

Fig.4.2 Tabla de electronegatividad


La diferencia en los valores de electronegatividad determina la polaridad de un enlace.

Cuando se enlazan dos átomos iguales, con la misma electronegatividad, la diferencia es cero, y el enlace es **covalente no polar**, ya que los electrones son atraídos por igual por ambos átomos.

El criterio que se sigue para determinar el tipo de enlace a partir de la diferencia de electronegativa, en términos, generales es el siguiente:

Diferencia de electronegatividad	Tipos de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor de 1.7	Iónico

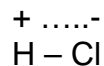
Casi todos los compuestos contienen enlaces covalente polares; quedan comprendidos entre los extremos de lo covalente no polar y lo iónico puro.

Enlace iónico	Enlace covalente polar	Enlace covalente no polar
Se transfieren	Los electrones se comparten de manera desigual.	Los electrones se comparten por igual.
		CARÁCTER IÓNICO CRECIENTE

Por tanto, en el enlace covalente polar los electrones se comparten de manera desigual, lo cual da por resultado que un extremo de la molécula sea parcialmente positivo y el otro parcialmente negativo. Esto se indica con la letra griega delta.

Ejemplo: La molécula de HCl.

Átomos	H	Cl
Electronegatividad	2.2	3.0
Diferencia de electronegatividad	3.0 - 2.2 = 0.8 Diferencia entre 0.5 y 1.7, por lo tanto el enlace es covalente polar.	



El átomo más electronegativo, en este caso el cloro, adquiere la carga parcial negativa, y el menos electronegativo, en este caso el hidrógeno la carga parcial positiva.



Fig.4.3 Tipos de enlaces Covalentes

De acuerdo a la diferencia de electronegatividad, clasifique los siguientes enlaces como polar, no polar o iónico.

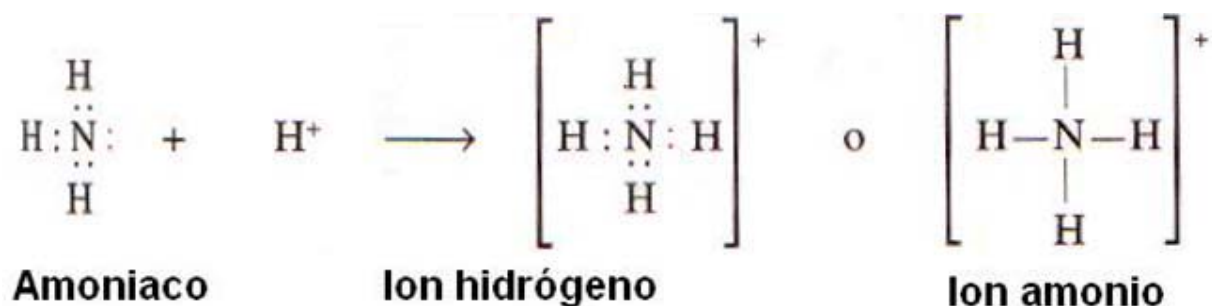
Enlace	Electronegatividades		Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
N - O	3.0	3.5	$3.5 - 3.0 = 0.5$	Polar
Na - Cl	0.9	3.0	$3.0 - 0.9 = 2.1$	Iónico
H - P	2.1	2.1	$2.1 - 2.1 = 0$	No polar
As - O	2.0	3.5	$3.5 - 2.0 = 1.5$	Polar

*Observe que al obtener la diferencia, siempre es el menor menos el mayor ya que no tendría sentido una diferencia de electronegatividad negativa.*

#### Propiedades del enlace covalente Polar.

- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- En estado sólido su punto de fusión es mayor que los no polares, pero mucho menor que los iónicos.
- En estado líquido su punto de ebullición es menor que el del agua, pero mayor al de los compuestos no polares.
- No son conductores del calor y la electricidad.
- En estado líquido su densidad normalmente es menor que la del agua.

**Enlace covalente coordinado.** Se forma cuando el par electrónico compartido es puesto por el mismo átomo. Ejemplo:



Para el ión amonio  $[\text{NH}_4]^+$  tres de los enlaces son covalentes típicos pero en el cuarto enlace el par de electrones es proporcionado por el nitrógeno, por lo tanto, el enlace es covalente coordinado.

Un enlace covalente coordinado en nada se puede distinguir de un covalente típico, ya que las características del enlace no se modifican.

#### 4.7 Hibridación de los orbitales: Teoría de la hibridación formación, representación y características de los orbitales híbridos: $sp^3$ , $sp^2$ , $sp$ , $d^2sp^3$ , $dsp^2$ , $sd^3$ , $dsp^3$

El concepto de hibridación no se aplica a átomos aislados. Es un modelo teórico que solo se utiliza para explicar el enlace covalente. Es la mezcla de, por lo menos, dos orbitales atómicos no equivalentes, por ejemplo, orbitales s y p. Un orbital híbrido no es un orbital puro. Los orbitales híbridos y los orbitales atómicos puros tienen formas muy diferentes. El número de orbitales híbridos generados es igual al número de orbitales atómicos puros que participan en el proceso de hibridación.

**Los orbitales híbridos surgen de la combinación de orbitales atómicos del mismo átomo.**

El concepto de traslape de los orbitales atómicos se puede aplicar también a moléculas poli atómicas.

Como se ha visto, la descripción de las moléculas por medio de un modelo de distribución de electrones de valencia en sitios locales, dirigidos a los enlaces dependientes de la geometría, requiere de tres pasos:

- Desarrollar la estructura de octetos para la molécula
- Determinar la manera de distribuir pares de electrones de manera que se alcance la mínima repulsión entre ellos
- Especificar los orbitales híbridos necesarios para acomodar los pares de

#### Teoría de la hibridación

En el momento de combinarse los átomos alcanza un estado de excitación como consecuencia de la energía que ganan. En tal estado algunos electrones saltan de un orbital inferior a uno superior. (Teoría de Pauling).

La hibridación es el termino que se utiliza para explicar la mezcla de orbitales atómicos en un átomo (por lo general el átomo central) para generar un conjunto de orbitales híbridos

No todos los orbitales de un mismo átomo pueden hibridarse. Para que la **hibridación** tenga lugar es necesario que bien se trate de:

- Orbitales atómicos que vayan a formar enlaces “ $\sigma$  y  $\pi$ ”.
- Orbitales atómicos con parejas de  $e^-$  sin compartir.

Por el contrario, **no se hibridan**:

Los orbitales atómicos que van a formar el segundo o tercer enlace ( $\pi$ ).  
Los orbitales atómicos vacíos.

**El átomo puede encontrarse en dos estados llamados: estado basal y estado de hibridación.**

ESTADO BASAL.- Es cuando el átomo se encuentra aislado de toda excitación magnética es decir sin el efecto de algún tipo de atracción y es cuando sus orbitales (de la última capa) se encuentran puros sin ninguna alteración.

ESTADO DE HIBRIDACIÓN.- Es cuando el átomo recibe una excitación magnética externa debido a la aproximación de otro átomo con el que pudiera lograr un reacomodo de sus orbitales puros, transformándose de esta manera en igual número de orbitales híbridos pero distintos en forma y tamaño, que se acomodan equidistantemente entre sí en el espacio tridimensional. A estos nuevos orbitales formados a partir de orbitales puros fusionados se les llama orbitales híbridos.

En general, a partir de orbitales puros heterogéneos (s, p, d...) se pueden obtener orbitales híbridos homogéneos (Ej:  $sp^3d$ , etc.).

**Formación representación y características de los orbitales:  $sp^3$ ,  $sp^2$ ,  $sp$ ,  $dsp^3$ ,  $dsp^2$ ,  $sd^3$ ,  $d^2sp^3$ .**

Mezcla de un grupo de orbitales atómicos (O. A.) que originan un nuevo grupo de orbitales con la misma capacidad electrónica y con propiedades y energías intermedias entre las de los orbitales originales Al revisar la sobre posición de orbitales puros se observa que no es posible explicar algunas propiedades de los compuestos con enlace covalente como son: La geometría de las moléculas y los ángulos de enlace, es por esto que surgió una nueva explicación mediante la hibridación de orbitales.

**Características para que se lleve a cabo la hibridación es necesario tomar en cuenta los siguientes pasos:**

- 1.- Se hibridan orbitales no electrones.
- 2.- Se hibridan orbitales de un mismo átomo.

3.- La disposición de los orbitales híbridos en el espacio es de tal forma en que la repulsión sea mínima.

4.- El número de orbitales híbridos (O.H.) es igual a la suma de orbitales atómicos puros que intervienen.

5.- Se hibridan orbitales de energías parecidas.

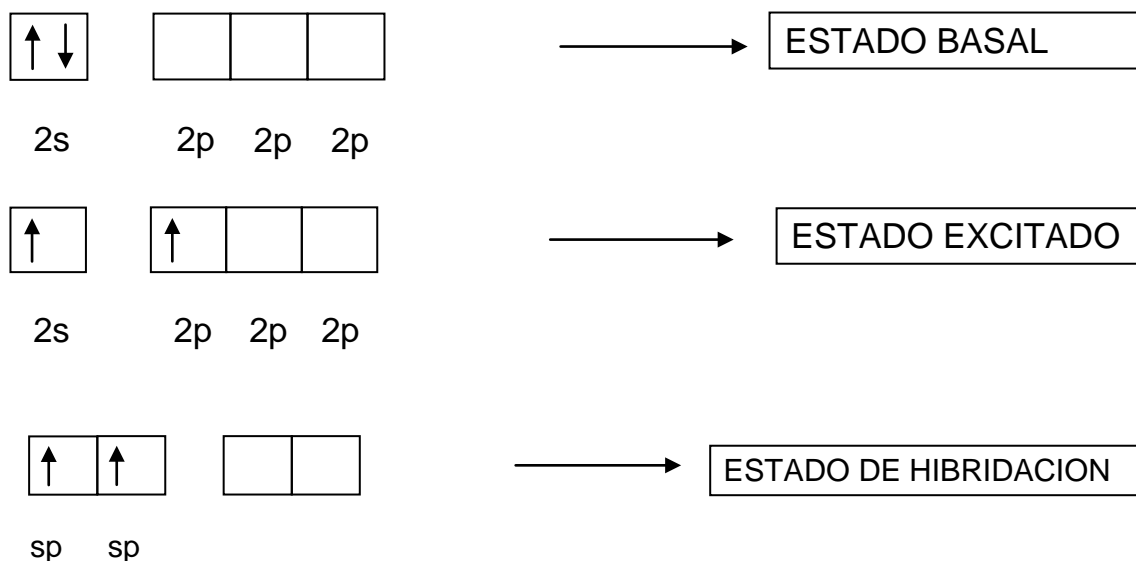
Puede haber diferentes combinaciones de O.A. veremos las más frecuentes. Esa simbología nos indica el número de O.A. puros que se están combinando y el tipo de cada uno de ellos.

sp	Significa que se combina un orbital s con p
sp <sup>2</sup>	Significa que se combina un orbital s con dos p
sp <sup>3</sup>	significa que se combina un orbital s con tres p
dsp <sup>3</sup>	significa que se combina un orbital s tres p y un d
d <sup>2</sup> sp <sup>3</sup>	significa que se combina un orbital s tres p y dos d

### HIBRIDACION PLANAR sp

Consideremos la molécula BeCl<sub>2</sub>

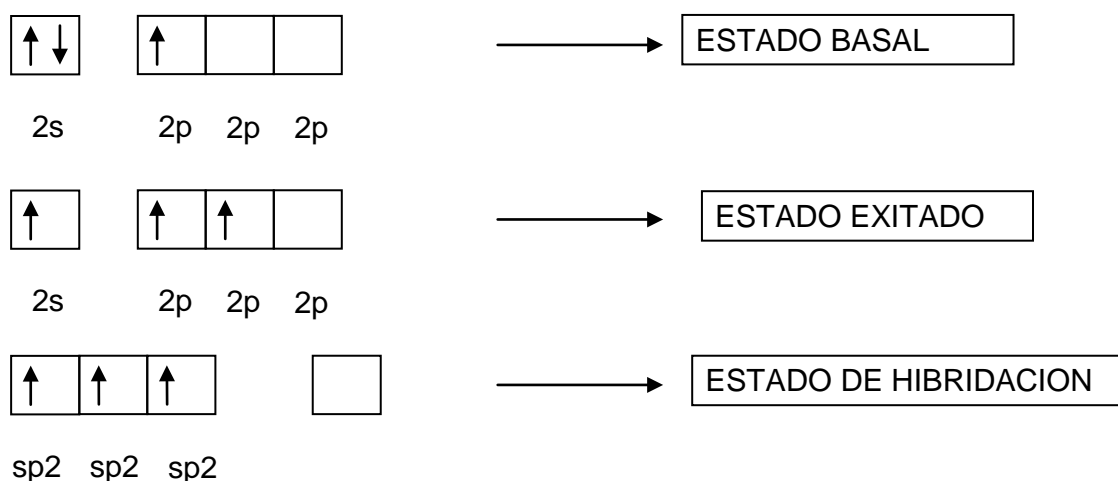
Diagrama del Be



### HIBRIDACION TRIGONAL sp<sup>2</sup>

Consideremos la molécula BF<sub>3</sub>

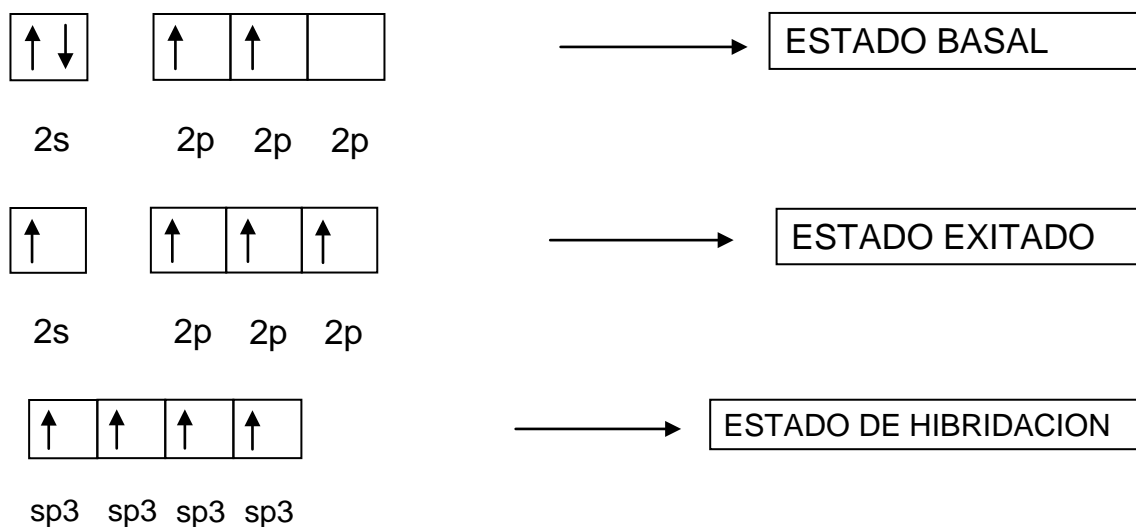
Diagrama del B



### HIBRIDACION TETRAGONAL $sp^3$

Consideremos la molécula  $CH_4$

Diagrama del C



## 4.8 Enlace metálico

Antes de proponer un modelo de enlace en los metales, conviene tener en mente las propiedades observables de éstos que deseamos ser capaces de explicar.

### ¿Qué son los metales?

Grupo de elementos químicos que presentan todas o gran parte de las siguientes propiedades físicas: estado sólido a temperatura normal, excepto el mercurio que es líquido; opacidad, excepto en capas muy finas; buenos conductores eléctricos y térmicos; brillantes, una vez pulidos, y estructura cristalina en estado sólido. Metales y no metales se encuentran separados en el sistema periódico por una línea diagonal de elementos. Los elementos

a la izquierda de esta diagonal son los metales, y los elementos a la derecha son los no metales. Los elementos que integran esta diagonal (boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astato) tienen propiedades tanto metálicas como no metálicas.

Los elementos metálicos se pueden combinar unos con otros y también con otros elementos formando compuestos, disoluciones y mezclas. Una mezcla de dos o más metales o de un metal y ciertos no metales como el carbono se denomina aleación; Las aleaciones de mercurio con otros elementos metálicos son conocidas como amalgamas.

Los metales muestran un amplio margen en sus propiedades físicas. La mayoría de ellos son de color grisáceo, pero algunos presentan colores distintos; el bismuto es rosáceo, el cobre rojizo y el oro amarillo. En otros metales aparece más de un color, y este fenómeno se denomina *pleocroísmo*. El punto de fusión de los metales varía entre los  $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$  del mercurio, a los  $3.410\text{ }^{\circ}\text{C}$  del tungsteno. El iridio, con una densidad relativa de 22,4, es el más denso de los metales. Por el contrario, el litio es el menos denso, con una densidad relativa de 0,53. La mayoría de los metales cristalizan en el sistema cúbico, aunque algunos lo hacen en el hexagonal y en el tetragonal. La más baja conductividad eléctrica la tiene el bismuto, y la más alta a temperatura ordinaria la plata. La conductividad en los metales puede reducirse mediante aleaciones. Todos los metales se expanden con el calor y se contraen al enfriarse. Ciertas aleaciones, como las de platino e iridio, tienen un coeficiente de dilatación extremadamente bajo.

### **Propiedades físicas**

Los metales suelen ser duros y resistentes. Aunque existen ciertas variaciones de uno a otro, en general los metales tienen las siguientes propiedades: dureza o resistencia a ser rayados; resistencia longitudinal o resistencia a la rotura; elasticidad o capacidad de volver a su forma original después de sufrir deformación; maleabilidad o posibilidad de cambiar de forma por la acción del martillo; resistencia a la fatiga o capacidad de soportar una fuerza o presión continuadas y ductilidad o posibilidad de deformarse sin sufrir roturas.

### **Propiedades químicas**

Es característico de los metales tener valencias positivas en la mayoría de sus compuestos. Esto significa que tienden a ceder electrones a los átomos con los que se enlazan. También tienden a formar óxidos básicos. Por el contrario, elementos no metálicos como el nitrógeno, azufre y cloro tienen valencias negativas en la mayoría de sus compuestos, y tienden a adquirir electrones y a formar óxidos ácidos.

Los metales tienen energía de ionización baja: reaccionan con facilidad perdiendo electrones para formar iones positivos o cationes. De este modo, los metales forman sales como cloruros, sulfuros y carbonatos, actuando como agentes reductores (donantes de electrones).

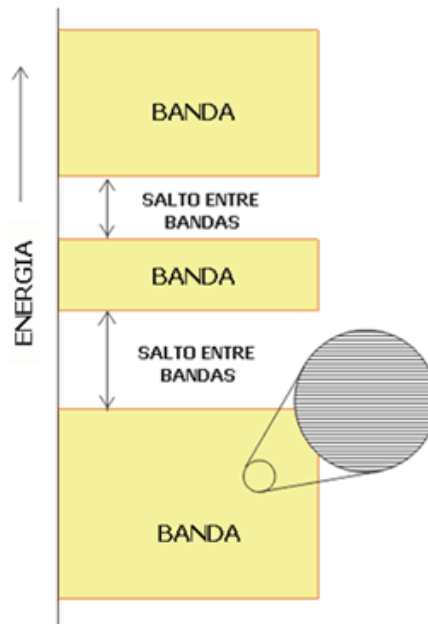


## Estructura electrónica

En el enlace metálico, los átomos se transforman en iones y electrones, en lugar de pasar a un átomo adyacente, se desplazan alrededor de muchos átomos. Intuitivamente, la red cristalina metálica puede considerarse formada por una serie de átomos alrededor de los cuales los electrones sueltos forman una nube que mantiene unido al conjunto.

En sus primeros esfuerzos para explicar la estructura electrónica de los metales, los científicos esgrimieron las propiedades de su buena conductividad térmica y eléctrica para apoyar la teoría de que los metales se componen de átomos ionizados, cuyos electrones libres forman un "mar" homogéneo de carga negativa. La atracción electrostática entre los iones positivos del metal y los electrones libres, se consideró la responsable del enlace entre los átomos del metal. Así, se pensaba que el libre movimiento de los electrones era la causa de su alta conductividad eléctrica y térmica. La principal objeción a esta teoría es que en tal caso los metales debían tener un calor específico superior al que realmente tienen.

En 1928, el físico alemán Arnold Sommerfeld sugirió que los electrones en los metales se encuentran en una disposición cuántica en la que los niveles de baja energía disponibles para los electrones se hallan casi completamente ocupados. En el mismo año, el físico suizo estadounidense Félix Bloch, y más tarde el físico francés Louis Brillouin, aplicaron esta idea en la hoy aceptada "teoría de la banda" para los enlaces en los sólidos metálicos. De acuerdo con dicha teoría, todo átomo de metal tiene únicamente un número limitado de electrones de valencia con los que unirse a los átomos vecinos. Por ello se requiere un amplio reparto de electrones entre los átomos individuales. El reparto de electrones se consigue por la superposición de orbitales atómicos de energía equivalente con los átomos adyacentes. Esta superposición va recorriendo toda la muestra del metal, formando amplios orbitales que se extienden por todo el sólido, en vez de pertenecer a átomos concretos. Cada uno de estos orbitales tiene un nivel de energía distinto debido a que los orbitales atómicos de los que proceden, tenían a su vez diferentes niveles de energía. Los orbitales, cuyo número es el mismo que el de los orbitales atómicos, tienen dos electrones cada uno y se van llenando en orden de menor a mayor energía hasta agotar el número de electrones disponibles. En esta teoría se dice que los grupos de electrones residen en bandas, que constituyen conjuntos de orbitales. Cada banda tiene un margen de valores de energía, valores que deberían poseer los electrones para poder ser parte de esa banda. En algunos metales se dan interrupciones de energía entre las bandas, pues los electrones no poseen ciertas energías. La banda con mayor energía en un metal no está llena de electrones, dado que una característica de los metales es que no poseen suficientes electrones para llenarla. La elevada conductividad eléctrica y térmica de los metales se explica así por el paso de electrones a estas bandas con defecto de electrones, provocado por la absorción de energía térmica.



**Fig. 4.1 Esquema que representa la teoría de bandas.**

#### **Metales dúctiles:**

¿Qué es la ductilidad? Es una propiedad de un metal, una aleación o cualquier otro material que permite su deformación forzada, en hilos, sin que se rompa o astille. Cuanto más dúctil es un material, más fino es el alambre o hilo, que podrá ser estirado mediante un troquel para metales, sin riesgo de romperse. Decimos entonces que un metal dúctil es todo aquel que permite su deformación forzada, en hilos, sin que se rompa o astille.

#### **Metales Maleables:**

La maleabilidad es la posibilidad de cambiar de forma por la acción del martillo, ¿qué quiere decir entonces? Que puede batirse o extenderse en planchas o laminas.

El modelo más simple que explica estas propiedades es el del “mar de electrones”. En este modelo se supone al material metálico compuesto por una red tridimensional de cationes, dentro de un mar formado por los electrones de valencia. Estos electrones se mantienen unidos a la red de cationes mediante atracciones electrostáticas, pero están distribuidos uniformemente en toda la estructura, de modo que ningún electrón está asignado a algún catión específico.

Esta movilidad de los electrones explica la conductividad eléctrica al aplicar una diferencia de potencial ya que éstos fluyen, de la terminal negativa hacia la positiva. La conductividad térmica, también puede explicarse gracias a esa alta movilidad de los electrones, que transfieren fácilmente energía cinética por todo el sólido.

La capacidad de deformación se explica ya que los átomos metálicos pueden moverse sin que se rompan enlaces específicos, ni que se creen repulsiones

entre átomos vecinos, ya que éstos al desplazarse, ocupan posiciones equivalentes en la red.

#### **4. 9 Propiedades de algunos conductores y aislantes.**

##### **Conductor eléctrico:**

Cualquier material que ofrezca poca resistencia al flujo de electricidad. La diferencia entre un conductor y un aislante, que es un mal conductor de electricidad o de calor, es de grado más que de tipo, ya que todas las sustancias conducen electricidad en mayor o en menor medida. Un buen conductor de electricidad, como la plata o el cobre, puede tener una conductividad mil millones de veces superior a la de un buen aislante, como el vidrio o la mica. El fenómeno conocido como superconductividad se produce cuando al enfriar ciertas sustancias a una temperatura cercana al cero absoluto su conductividad se vuelve prácticamente infinita. En los conductores sólidos la corriente eléctrica es transportada por el movimiento de los electrones; y en disoluciones y gases, lo hace por los iones.

##### **Semiconductor:**

Material sólido o líquido capaz de conducir la electricidad mejor que un aislante, pero peor que un metal. La conductividad eléctrica, que es la capacidad de conducir la corriente eléctrica cuando se aplica una diferencia de potencial, es una de las propiedades físicas más importantes. Ciertos metales, como el cobre, la plata y el aluminio son excelentes conductores. Por otro lado, ciertos aislantes como el diamante o el vidrio son muy malos conductores. A temperaturas muy bajas, los semiconductores puros se comportan como aislantes. Sometidos a altas temperaturas, mezclados con impurezas o en presencia de luz, la conductividad de los semiconductores puede aumentar de forma espectacular y llegar a alcanzar niveles cercanos a los de los metales. Las propiedades de los semiconductores se estudian en la física del estado sólido.

##### **Electrones de conducción y huecos:**

Entre los semiconductores comunes se encuentran elementos químicos y compuestos, como el silicio, el germanio, el selenio, el arseniuro de galio, el seleniuro de cinc y el telurio de plomo. El incremento de la conductividad provocado por los cambios de temperatura, la luz o las impurezas se debe al aumento del número de electrones conductores que transportan la corriente eléctrica. En un semiconductor característico o puro como el silicio, los electrones de valencia (o electrones exteriores) de un átomo están emparejados y son compartidos por otros átomos para formar un enlace covalente que mantiene al cristal unido. Estos electrones de valencia no están libres para transportar corriente eléctrica. Para producir electrones de conducción, se utiliza la luz o la temperatura, que excita los electrones de valencia y provoca su liberación de los enlaces, de manera que pueden transmitir la corriente. Las deficiencias o huecos que quedan contribuyen al flujo de la electricidad (se dice que estos huecos transportan carga positiva).

Este es el origen físico del incremento de la conductividad eléctrica de los semiconductores a causa de la temperatura.

### Dopar:

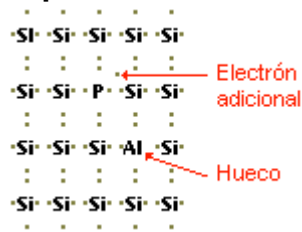


Fig. 4.2 Enlace metálico

Otro método para obtener electrones para el transporte de electricidad consiste en añadir impurezas al semiconductor o doparlo. La diferencia del número de electrones de valencia entre el material dopante (tanto si acepta como si confiere electrones) y el material receptor hace que crezca el número de electrones de conducción negativos (tipo n) o positivos (tipo p). Este concepto se ilustra en el diagrama adjunto, que muestra un cristal de silicio dopado. Cada átomo de silicio tiene cuatro electrones de valencia (representados mediante puntos). Se requieren dos para formar el enlace covalente. En el silicio tipo n, un átomo como el del fósforo (P), con cinco electrones de valencia, reemplaza al silicio y proporciona electrones adicionales. En el silicio tipo p, los átomos de tres electrones de valencia como el aluminio (Al) provocan una deficiencia de electrones o huecos que se comportan como electrones positivos. Los electrones o los huecos pueden conducir la electricidad.

Cuando ciertas capas de semiconductores tipo p y tipo n son adyacentes, forman un diodo de semiconductor, y la región de contacto se llama unión *pn*. Un diodo es un dispositivo de dos terminales que tiene una gran resistencia al paso de la corriente eléctrica en una dirección y una baja resistencia en la otra. Las propiedades de conductividad de la unión *pn* dependen de la dirección del voltaje, que puede a su vez utilizarse para controlar la naturaleza eléctrica del dispositivo. Algunas series de estas uniones se usan para hacer transistores y otros dispositivos semiconductores como células solares, láseres de unión *pn* y rectificadores.

Los dispositivos semiconductores tienen muchas aplicaciones en la ingeniería eléctrica. Los últimos avances de la ingeniería han producido pequeños chips semiconductores que contienen cientos de miles de transistores. Estos chips han hecho posible un enorme grado de miniaturización en los dispositivos electrónicos. La aplicación más eficiente de este tipo de chips es la fabricación de circuitos de semiconductores de metal óxido complementario o CMOS, que están formados por parejas de transistores de canal p y n controladas por un solo circuito. Además, se están fabricando dispositivos extremadamente pequeños utilizando la técnica epitaxial de haz molecular.

### **Aislantes eléctricos:**

El aislante perfecto para las aplicaciones eléctricas sería un material absolutamente no conductor, pero ese material no existe. Los materiales empleados como aislantes siempre conducen algo la electricidad, pero presentan una resistencia al paso de corriente eléctrica hasta  $2,5 \times 10^{24}$  veces mayor que la de los buenos conductores eléctricos como la plata o el cobre. Estos materiales conductores tienen un gran número de electrones libres (electrones no estrechamente ligados a los núcleos) que pueden transportar la corriente; los buenos aislantes apenas poseen estos electrones. Algunos materiales, como el silicio o el germanio, que tienen un número limitado de electrones libres, se comportan como semiconductores, y son la materia básica de los transistores.

En los circuitos eléctricos normales suelen usarse plásticos como revestimiento aislante para los cables. Los cables muy finos, como los empleados en las bobinas (por ejemplo, en un transformador), pueden aislarse con una capa delgada de barniz. El aislamiento interno de los equipos eléctricos puede efectuarse con mica o mediante fibras de vidrio con un aglutinador plástico. En los equipos electrónicos y transformadores se emplea en ocasiones un papel especial para aplicaciones eléctricas. Las líneas de alta tensión se aíslan con vidrio, porcelana u otro material cerámico.

La elección del material aislante suele venir determinada por la aplicación. El polietileno y poliestireno se emplean en instalaciones de alta frecuencia, y el mylar se emplea en condensadores eléctricos. También hay que seleccionar los aislantes según la temperatura máxima que deban resistir. El Tef... "resina anti-adherente" ó "fluoropolímero" (la empresa me prohibió poner el nombre comercial) se emplea para temperaturas altas, entre 175 y 230 °C. Las condiciones mecánicas o químicas adversas pueden exigir otros materiales. El nylon tiene una excelente resistencia a la abrasión, y el neopreno, la goma de silicona, los poliésteres de epoxy y los poliuretanos pueden proteger contra los productos químicos y la humedad.

### **¿Cuál es la diferencia existente entre conductor, semiconductor y aislante?**

Es sencillo, los conductores son todos aquellos que poseen menos de 4 electrones en la capa de valencia, el semiconductor es aquel que posee 4 electrones en la capa de valencia y el aislante es el que posee más de 4 electrones en la capa de valencia

### **4.10. Semiconductores y aislantes**

Existen también otros elementos denominados metaloides, que actúan como semiconductores de la corriente eléctrica. Entre esos elementos o materiales se encuentran en el silicio, el galio y el germanio.

Los átomos de esos elementos son menos propensos a ceder electrones cuando los atraviesa una corriente eléctrica y su característica principal es dejarla pasar en un solo sentido e impedirlo en sentido contrario.

El cristal de silicio es el elemento más utilizado en la actualidad como material semiconductor para fabricar diodos, transistores, circuitos integrados y los microprocesadores que utilizan los ordenadores o computadoras personales, así como otros dispositivos digitales.

**Microprocesador Pentium 4** Por último están los materiales aislantes, cuyos átomos ni ceden ni captan electrones. Entre esos materiales se encuentran el plástico, la mica, el vidrio, la goma, la cerámica, etc. Todos esos materiales y otros similares con iguales propiedades, oponen total resistencia al paso de la corriente eléctrica.

Si establecemos de nuevo una analogía con un líquido que circule a través del circuito hidráulico de una tubería, como se hizo al principio de este tema con los conductores, el aislador sería el equivalente al mismo tubo del circuito hidráulico, pero en este caso conteniendo líquido congelado, lo cual obstruiría por completo el movimiento de los átomos del líquido a través de la tubería. Esto sería algo similar a lo que ocurre con las cargas eléctricas cuando tropiezan con un material aislante que le interrumpe el paso en un circuito eléctrico.

### **Materiales semiconductores**

El término semiconductor revela por sí mismo una idea de sus características. El prefijo semi suele aplicarse a un rango de niveles situado a la mitad entre dos límites.

El término conductor se aplica a cualquier material que soporte un flujo generoso de carga, cuando una fuente de voltaje de magnitud limitada se aplica a través de sus terminales.

Un aislante es un material que ofrece un nivel muy bajo de conductividad bajo la presión de una fuente de voltaje aplicada.

Un semiconductor, por tanto, es un material que posee un nivel de conductividad sobre algún punto entre los extremos de un aislante y un conductor.

Aunque se puede estar familiarizado con las propiedades eléctricas del cobre y la mica, las características semiconductores, germanio (Ge) y silicio (Si), pueden ser relativamente nuevas. Algunas de las cualidades únicas del Ge y el Si es que ambos forman un patrón muy definido que es periódico en naturaleza (continuamente se repite el mismo). A un patrón completo se le llama cristal y al arreglo periódico de los átomos, red cristalina. Para el Ge y el Si el cristal tiene la estructura de diamante de tres dimensiones que se muestra en la figura cualquier material compuesto sólo.

### **Técnicas de fabricación**

El primer paso en la fabricación de algún dispositivo es obtener materiales semiconductores del nivel de pureza deseado, como el silicio, germanio y arseniuro de galio. En la actualidad se requieren niveles de impureza de menos de una parte de mil millones (1 en 1,000,000,000) para la fabricación de la mayoría de los dispositivos semiconductores.

Las materias primas se sujetan primero a una serie de reacciones químicas y aun proceso de refinación por zona para formar un cristal policristalino del nivel de pureza que se desea. Los átomos de un cristal policristalino están acomodados en forma aleatoria, mientras que en el cristal único, los átomos están acomodados en una red cristalina geométrica, simétrica y uniforme.

El aparato para refinación por zona consiste en un recipiente de grafito o cuarzo, para tener la contaminación mínima, un tubo contenedor de cuarzo y un juego de bobinas de inducción de RF (radiofrecuencia). Las bobinas o el bote deben ser movibles a lo largo de la longitud del tubo de cuarzo. Se obtendrá el mismo resultado en cualquier caso, aunque aquí se presenta el método de las bobinas movibles porque parece ser el más común. El interior del tubo contenedor de cuarzo está lleno con un gas inerte (con poca o ninguna reacción química) o al vacío, para reducir más la posibilidad de contaminación.

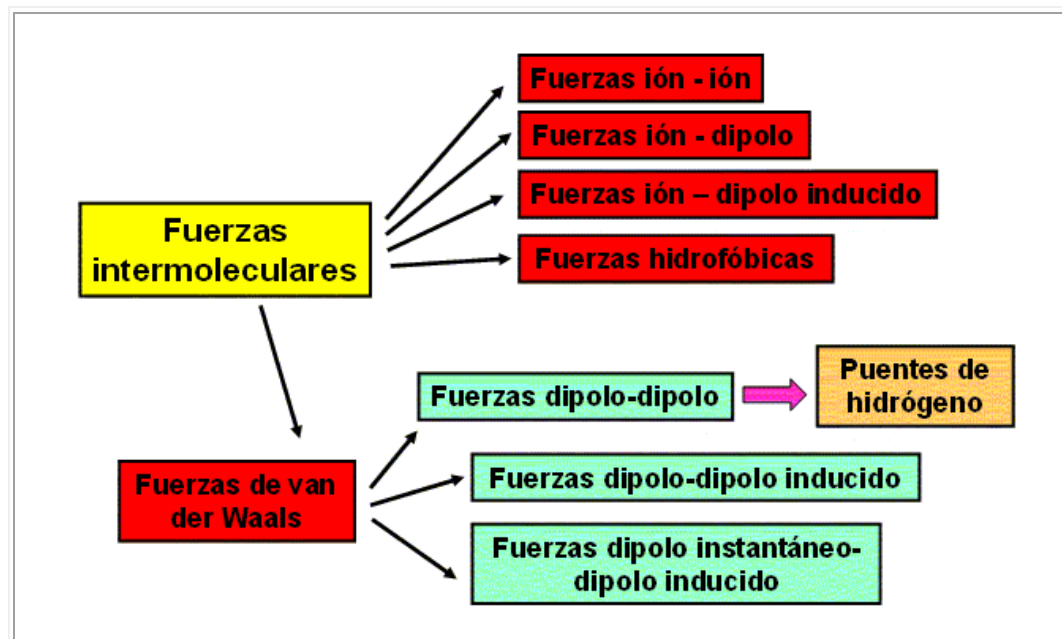
En el proceso de refinación por zona se pone en el bote una barra de silicio con las bobinas en un extremo de la barra. Luego se aplica la señal de radiofrecuencia a la bobina, la cual induce un flujo de carga (corrientes parásitas) en el lingote de silicio. Se aumenta la magnitud de estas corrientes hasta que se desarrolla suficiente calor para fundir esa región del material semiconductor. Las impurezas del lingote entrarán en un estado más líquido que el material semiconductor que las rodea. Las bobinas de inducción se mueven lentamente hacia la derecha para inducir la fusión de la región vecina, las impurezas "más fluidizas" "seguirán" a la región fundida. El resultado neto es que un gran porcentaje de las impurezas aparecerán al extremo derecho del lingote cuando las bobinas de inducción hayan llegado a ese extremo. Este lado de la pureza con impurezas puede después cortarse y se repite el proceso completo hasta que se llega al nivel de pureza deseado.

#### **4.11. Fuerzas intermoleculares**

Dentro de una molécula, los átomos están unidos mediante fuerzas intramoleculares (enlaces iónicos, metálicos o covalentes, principalmente). Estas son las fuerzas que se deben vencer para que se produzca un cambio químico. Son estas fuerzas, por tanto, las que determinan las propiedades químicas de las sustancias.

Sin embargo existen otras fuerzas intermoleculares que actúan sobre distintas moléculas o iones y que hacen que éstos se atraigan o se repelan. Estas fuerzas son las que determinan las propiedades físicas de las sustancias como, por ejemplo, el estado de agregación, el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, la densidad, etc.

Por lo general son fuerzas débiles pero, al ser muy numerosas, su contribución es importante. La figura inferior resume los diversos tipos de fuerzas intermoleculares.



**Fig. 4.2 Cuadro de fuerzas intermoleculares.**

Las atracciones moleculares son más débiles que los enlaces covalentes porque no son el resultado de compartir pares de electrones entre átomos; es decir, son *interacciones no covalentes*: fuerzas de atracción que no son enlaces iónicos y que son diferentes de los enlaces covalentes. Las interacciones no covalentes entre diferentes partes de una molécula grande (fuerzas *intramoleculares*) mantienen las moléculas de importancia biológica con la forma exacta que requieren para desempeñar sus funciones. Por ejemplo, un gran número de interacciones no covalentes entre las cadenas de ADN establecen la estructura de doble hélice de esta molécula de gran tamaño.

**Fuerzas de Van der Waals y Radio de Van der Waals:** La fuerza dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y de dispersión se conocen como las fuerzas de Van der Waals, que son fuerzas de atracción y juegan un papel importante en las propiedades físicas de las sustancias y la distancia entre las moléculas está determinada por un balance de cargas de atracción y de repulsión entre los electrones y los núcleos. El radio de van der Waals es la mitad de la distancia entre dos átomos no enlazados equivalente en su distribución más estable. La diferencia entre radio atómico y radio iónico y el radio de van der Waals es que este último se aplica a átomos no enlazados.

**Fuerzas de London:** fuerzas entre moléculas no polares, por momentos bipolares al moverse sus electrones en la molécula generando cargas



electrónicas asimétricas, lo cual da como resultado un momento dipolar temporal que se llaman dipolos inducidos.

Se presentan en todas las sustancias moleculares. Son el resultado de la atracción entre los extremos positivo y negativo de dipolos inducidos en moléculas adyacentes. Cuando los electrones de una molécula adquieren momentáneamente una distribución no uniforme, provocan que en una molécula vecina se forme momentáneamente un **dipolo inducido**. En la figura 4 se ilustra como una molécula con una falta de uniformidad momentánea en la distribución de su carga eléctrica puede inducir un dipolo en una molécula vecina por un proceso llamado **polarización**. Incluso los átomos de los gases nobles, las moléculas de gases diatómicos como el oxígeno, el nitrógeno y el cloro (que deben ser no polares) y las moléculas de hidrocarburos no polares como el  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$  tienen tales dipolos instantáneos.

La intensidad de las fuerzas de London depende de la facilidad con que se polarizan los electrones de una molécula, y eso depende del número de electrones en la molécula y de la fuerza con que los sujeta la atracción nuclear. En general, cuantos más electrones haya en una molécula más fácilmente podrá polarizarse. Así, las moléculas más grandes con muchos electrones son relativamente polarizables. En contraste, las moléculas más pequeñas son menos polarizables porque tienen menos electrones. Las fuerzas de London varían entre aproximadamente 0.05 y 40 kJ/mol.

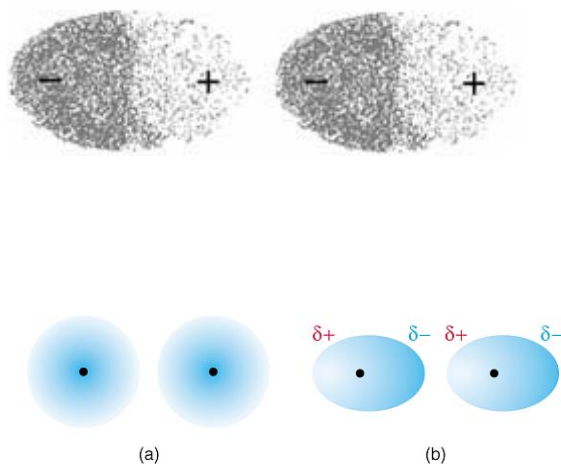


Figura 4.3 Origen de las fuerzas de London.

### Atracciones dipolo-dipolo

Una atracción dipolo-dipolo es una interacción no covalente entre dos moléculas polares o dos grupos polares de la misma molécula si ésta es grande. En la sección anterior explicamos cómo se forman moléculas que contienen dipolos permanentes cuando se enlazan simétricamente con

átomos con electronegatividad diferente. Las moléculas que son dipolos se atraen entre sí cuando la región positiva de una está cerca de la región negativa de la otra.

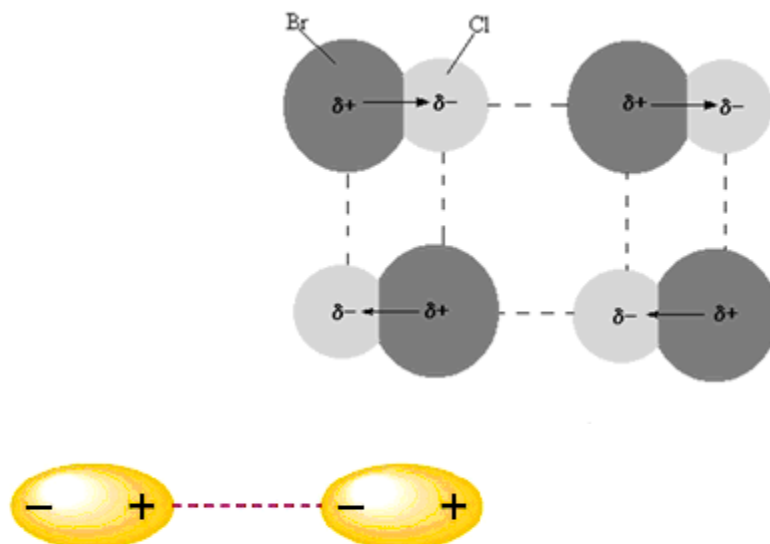


Fig. 4.4 Atracciones dipolo-dipolo (líneas punteadas) entre moléculas de BrCl.

En un líquido las moléculas están muy cercanas entre sí y se atraen por sus fuerzas intermoleculares. Las moléculas deben tener suficiente energía para vencer esas fuerzas de atracción, y hacer que el líquido pueda entrar en ebullición. Si se requiere más energía para vencer las atracciones de las moléculas del líquido A que aquéllas entre las moléculas del líquido B, el punto de ebullición de A es más alto que el de B. Recíprocamente, menores atracciones intermoleculares dan pie a puntos de ebullición más bajos.

### Puentes de hidrógeno

Es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo entre el átomo de hidrógeno que está formando un enlace polar, tal como N—H, O—H, ó F—H, y un átomo electronegativo como O, N ó F. Esta interacción se representa de la forma siguiente:



A y B representan O, N ó F; A—H es una molécula o parte de una molécula y B es parte de otra. La línea de puntos representa el enlace de hidrógeno.

La energía media de un enlace de hidrógeno es bastante grande para ser una interacción dipolo-dipolo (mayor de 40 KJ/mol). Esto hace que el enlace de hidrógeno sea una de gran importancia a la hora de la adopción de determinadas estructuras y en las propiedades de muchos compuestos.

Las primeras evidencias de la existencia de este tipo de interacción vinieron del estudio de los puntos de ebullición. Normalmente, los puntos de ebullición

de compuestos que contienen a elementos del mismo grupo aumentan con el peso molecular. Pero, como se puede observar, los compuestos de los elementos de los Grupos 15, 16 y 17 no siguen esta norma. Para cada uno de los grupos, los compuestos de menos peso molecular ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ) tienen el punto de ebullición más alto, en contra de lo que se podría esperar en principio. Ello es debido a que existe algún tipo de interacción entre las moléculas en estado líquido que se opone al paso al estado de vapor. Esa interacción es el enlace de hidrógeno, y afecta a los primeros miembros de la serie pues son los más electronegativos, y por ello el enlace X-H es el más polarizado, lo que induce la mayor interacción por puente de hidrógeno.

Los puentes de hidrógeno son especialmente fuertes entre las moléculas de agua y son la causa de muchas de las singulares propiedades de esta sustancia. Los compuestos de hidrógeno de elementos vecino al oxígeno y de los miembros de su familia en la tabla periódica, son gases a la temperatura ambiente:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{HCl}$ . En cambio, el  $\text{H}_2\text{O}$  es líquida a la temperatura ambiente, lo que indica un alto grado de atracción intermolecular. En la figura 6 se puede ver que el punto de ebullición del agua es  $200\text{ }^\circ\text{C}$  más alto de lo que cabría predecir si no hubiera puentes de hidrógeno. Los puentes de hidrógeno juegan también un papel crucial en la estructura del ADN, la molécula que almacena la herencia genética de todos los seres vivos.

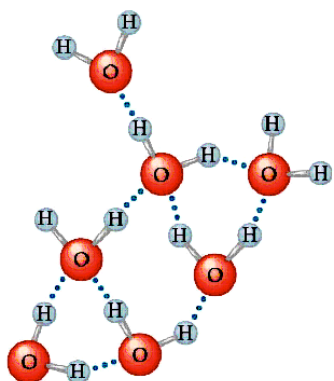


Fig. 4.5 Puentes de hidrógeno

**Fuerzas ion-dipolo:** es la atracción entre un ión y el extremo de una molécula polar y depende del tamaño del ion y la magnitud del dipolo. Por ejemplo el proceso de hidratación es una interacción ion-dipolo donde los iones de sodio Na y cloro Cl, se rodean por moléculas de agua.

## EJERCICIOS DE LA UNIDAD IV.

1.- Complete la siguiente tabla con los datos requeridos.

Símbolo	Último subnivel que se forma	Nivel de energía más externo	Electrones de valencia	Estructura de Lewis
Fr				
F				
Gd				
Al				
Pd				

2.- Escribe la estructura de Lewis para los siguientes elementos

1) Al	3) Na	5) I <sub>2</sub>	7) O <sub>2</sub>
2) O	4) B	6) Cl	8) C

3.- Escribe la estructura de Lewis para los siguientes compuestos

1) CO <sub>2</sub>	3) MgO	5) NH <sub>3</sub>	7) CH <sub>4</sub>
2) H <sub>2</sub> O	4) NaCl	6) CO	8) Cl <sub>2</sub>

4.- De acuerdo con los valores de la electronegatividad para los elementos, indica que tipo de enlace presentan los siguientes compuestos.

H <sub>2</sub> S	Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	BCl <sub>3</sub>	HF
CaI <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	FeO
CsBr	CH <sub>4</sub>	KCl	MnO <sub>2</sub>

Cu	AsCl <sub>3</sub>	CuI <sub>2</sub>	MgO
----	-------------------	------------------	-----

5. En los siguientes compuestos, identifique el tipo de enlace. Si el enlace es iónico señale el anión y el catión, si es covalente, conteste los siguientes incisos:

1) HNO<sub>3</sub> 2) MgBr<sub>2</sub> 3) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> 4) HCN 5) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

- Número total de electrones de valencia
- Numero de enlaces covalentes y tipo.
- Numero de electrones compartidos
- Numero de pares de electrones no enlazados

6. Complete la siguiente tabla.

Enlace	Electronegatividades			Cargas parciales (solo en covalentes polares)		Tipo de enlace
	-----	-----	Diferencia.	d+	d-	
C - O						
Ca - F						
N - H						
Br - Br						

8. Discute en tu grupo: ¿Qué relación hay entre la electronegatividad de un elemento y su tendencia a ceder electrones?

En este punto podemos aprovechar la oportunidad para ligar conceptos, por ejemplo, quedará establecido que los elementos que están a la izquierda de la tabla periódica presentan baja electronegatividad y tendencia a formar cationes o sea ceder electrones y los que están a la derecha tendrán alta electronegatividad y tendencia contraria, de esta forma estaremos enfatizando en el conocimiento de la tabla periódica.

9. El enlace iónico, ¿qué propiedades da a un compuesto? Diseña un experimento que te permita identificar esas propiedades.

A modo de recapitulación y contextualización de este apartado, por todo lo discutido hasta el momento evaluaremos la capacidad de los participantes de diseñar una práctica que les permita reconocer un compuesto con enlaces iónicos, con esto se facilita los aprendizajes de las características de este tipo de enlace de forma constructivista.

A partir del modelo establecido para el enlace covalente, justifica las propiedades más características de estos compuestos

Elabora un mapa de conceptos que muestre con claridad las relaciones existentes entre el concepto, tipos, características y aplicaciones del enlace químico

## UNIDAD V. COMPUESTOS QUÍMICOS, TIPOS, NOMENCLATURA REACCIONES E IMPACTO ECONÓMICO Y AMBIENTAL.

*Objetivo: Distinguirá los principales tipos de químicos a través de sus fórmulas, nomenclatura, reactividad e impacto económico y ambiental*

**5.1 La Nomenclatura Química** se ocupa de nombrar y formular, de manera sistemática, a las sustancias químicas. Los nombres asignados están estrechamente relacionados con su composición, estructura y clasificación. Las sustancias químicas son combinaciones de átomos de un mismo elemento o de elementos diferentes. Si son de un mismo elemento, se tienen sustancias simples.

Si son de elementos distintos, se tienen sustancias compuestas o compuestos químicos.

La identidad y el número de átomos combinados lo proporciona la fórmula química de la sustancia. Por ejemplo, para la sacarosa o azúcar común, una sustancia molecular, su fórmula química  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , informa que en cada molécula de sacarosa están combinados 12 átomos C, 22 átomos H y 11 átomos O. Como puede apreciarse, las identidades de los átomos combinados se especifican por medio de los símbolos de los correspondientes elementos y, los números de átomos de cada elemento, por medio de subíndices numéricos llamados subíndices estequiométricos.

### Fórmula química

La fórmula química es una representación simbólica de la molécula o unidad estructural de una sustancia en la que se indica la cantidad o proporción de átomos que intervienen en el compuesto.

Tipos de fórmulas químicas:

**a. Fórmula molecular** (compuestos covalentes): indica el número y clase de átomos de una molécula. No da apenas información de cómo están unidos los átomos.  $H_2O$   $HCl$   $O_2$   $F_2$

**b. Fórmula estructural** (compuestos covalentes): se representa la ordenación de los átomos y cómo se enlazan para formar moléculas.

**c. Fórmula empírica** (compuestos iónicos): indica la proporción de los diferentes átomos.

### Orden de escritura de los elementos en la fórmula

En las combinaciones entre no metales, la IUPAC recomienda colocar más a la izquierda de la fórmula al elemento que va antes en la siguiente lista (en subrayado los más importantes): **Ru Xe Kr B Si C Sb As P N H Te Se S At I Br Cl O F**

Notar que los elementos no siguen exactamente un orden creciente de electronegatividad.

En un compuesto en donde interviene un elemento que no está dado en la secuencia anterior se pondrá éste como primero.

Ejemplos:

HCl H<sub>2</sub>O NaCl H<sub>2</sub>S NaHSO<sub>4</sub>

## 5.2 Tipos de nomenclatura (formas de nombrar una sustancia)

### No recomendadas por la IUPAC

- Nomenclatura común, tradicional o funcional.
- Nomenclatura antigua.

### Recomendadas por la IUPAC

**a. Nomenclatura sistemática;** en donde las proporciones en que se encuentran los elementos en una fórmula puede indicarse por medio de prefijos griegos: mono (1), di(2), tri (3), tetra(4), penta (5), hexa (6), hepta (7), etc. El prefijo mono, si resulta innecesario, puede omitirse.

No es necesario mencionar las proporciones estequiométricas si en el compuesto interviene un elemento de no. constante.

**b. Nomenclatura de Stock;** el n<sup>o</sup> de oxidación del elemento se indica en números romanos y entre paréntesis inmediatamente después del nombre. Si en el compuesto interviene un elemento cuyo n<sup>o</sup> de oxidación es uno., es innecesario indicarlo.

**c. Nomenclatura de Ewen s–Bassett;** se indica entre paréntesis la carga total de un ion en lugar del n<sup>o</sup> de oxidación del átomo.

En general, las partículas constituyentes de los compuestos moleculares son **moléculas**; y la fórmula química informa sobre la composición de cada una de ellas. En los compuestos iónicos, en cambio, las partículas constituyentes son **iones**, o sea, **partículas mono o poliatómicas cargadas eléctricamente** carga del ion y e, la **carga elemental**, aproximadamente igual a  $1.6 \times 10^{-19}$  C. Por ejemplo, en el sulfato de aluminio, las partículas constituyentes son iones aluminio (Al<sup>3+</sup>) y iones sulfatos (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>). Cada ion de aluminio tiene una carga de +3e y cada ion sulfato, una carga de -2e, las que se indican por medio de los superíndices 3+ y 2- que afectan a las correspondientes fórmulas químicas de estos iones. Una porción cualquiera de sulfato de aluminio contendrá 2N iones Al<sup>3+</sup> y 3N iones SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> para que exista equilibrio eléctrico, o sea, para que las cargas se anulen, como se demuestra a continuación:

$$Q_+ = 2N \times (+3e) = + 6Ne$$

$$Q_- = 3N \times (-2e) = - 6Ne$$

$$Q_+ + Q_- = + 6Ne - 6Ne = 0$$

En donde, N es un número entero muy grande y depende de la porción que se tome. En este compuesto, por lo tanto, por cada 2 iones Al<sup>3+</sup> hay 3 iones SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Esta información está expresada simbólicamente en la fórmula química Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. Si consideramos a esta agrupación mínima de iones como una unidad, que podemos llamar **Unidad Fórmula (UF)**, podemos decir, también, que en la porción tomada anteriormente habrían N unidades



Fórmula  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Esta Unidad Fórmula puede considerarse como una entidad elemental análoga a la molécula, sólo para los efectos de facilitar los cálculos y razonamientos estequiométricos, por el simple hecho de no ser una entidad elemental real.

Las entidades elementales reales en los compuestos iónicos son los iones.

Por otra parte, los compuestos químicos pueden ser **binarios**, **ternarios**, **cuaternarios**, etc. según que sean combinaciones de átomos de 2, 3, 4, etc. Elementos distintos. Ejemplos,

Compuesto binario:  $\text{NH}_3$  amoníaco; combinación de átomos de nitrógeno (N) y de hidrógeno (H).

Compuesto ternario:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ácido sulfúrico; combinación de átomos de hidrógeno (H), de azufre (S) y de oxígeno (O).

Compuesto cuaternario:  $\text{NaHCO}_3$  bicarbonato sódico; combinación de átomos de sodio (Na), de hidrógeno (H), de carbono (C) y de oxígeno(O).

### 5.3 Valencia estequiométrica.

Los átomos de los diferentes elementos, cuando se combinan entre sí, no presentan la misma capacidad de combinación. Por ejemplo, en las siguientes combinaciones:  $\text{HCl}$   $\text{H}_2\text{O}$   $\text{NH}_3$   $\text{CH}_4$

A esta **capacidad de combinación** que tienen los átomos de los elementos se le llama **valencia estequiométrica**, o simplemente, **valencia**, la que está relacionada con la disposición de los electrones en la corteza atómica y los **enlaces** que se establecen entre los átomos. Para evaluarla se le asignó valor 1 a los átomos H y Cl, con lo cual los átomos O, N y C tendrían valencias 2, 3 y 4, respectivamente. En las fórmulas gráficas las valencias están representadas por trazos que unen los átomos en los cuales cada átomo aporta con la mitad del trazo. De acuerdo con lo anterior, en las siguientes combinaciones de átomos los átomos Na, K, Li, F, Br e I, tendrían valencia 1; los átomos Ca, S, Se y Te,

NaH	KH	LiH	HF
$\text{CaH}_2$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{H}_2\text{Te}$
$\text{PH}_3$	$\text{AsH}_3$	$\text{SbH}_3$	
$\text{CH}_4$	$\text{SiH}_4$		

Para la valencia 2; los átomos P, As y Sb, valencia 3; y los átomos C y Si, valencia 4.

Para átomos que no se combinan con átomos H, pueden considerarse sus combinaciones con otros átomos monovalentes (Cl, Na, etc) y, en tales casos, sus valencias serían iguales al número de átomos monovalentes con los que se hallen combinados. Por ejemplo, en las combinaciones que a continuación se presentan los átomos Ca, Mg y Fe, tendrían valencia 2; los átomos Al, Fe y P, valencia 3.

CaCl <sub>2</sub>	MgCl <sub>2</sub>	FeCl <sub>2</sub>
AlCl <sub>3</sub>	FeCl <sub>3</sub>	PCl <sub>3</sub>

En las combinaciones

SO <sub>3</sub>	CrO <sub>3</sub>
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	

La capacidad de combinación del átomo S, en el SO<sub>3</sub> es 3 veces mayor que la del átomo O, y como la de este es dos veces mayor que la del átomo H, la del átomo S deberá ser 6 veces mayor que la del H; por lo tanto, la valencia del átomo S en el SO<sub>3</sub> es 6. Esta misma valencia tendrá el átomo Cr en la combinación CrO<sub>3</sub>. En el caso del P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> los dos átomos P, por estar combinados con cinco átomos O, tendrían una capacidad de combinación diez veces mayor que la del átomo H; por lo tanto cada átomo P tendría una capacidad de combinación cinco veces mayor que la del átomo H. La valencia del átomo P, entonces, en el P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> sería 5.

Conociendo las valencias de los átomos que se combinan es posible hallar la fórmula química de la combinación, tal como se explica a continuación: sean **A** y **B**, los átomos que se combinan y sean **a** y **b** sus correspondientes valencias, o sea



Si **a** y **b** son desiguales y no divisibles, el subíndice estequiométrico de **A** será **b** y el de

**B** será **a**, o sea, **AbBa** Ejemplos:

+3	-2	
Al	O	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
+5	-2	
P	O	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>

Si **a** y **b** son desiguales pero divisibles, se divide la valencia mayor por la menor y el cociente será el subíndice del átomo de menor valencia. Ejemplos

+4	-2	
Sn	O	SnO <sub>2</sub>
4	: 2=2	
+1	-2	
Na	O	Na <sub>2</sub> O
2	: 2=2	

El subíndice 1, no se escribe en la fórmula química.

Si **a** y **b** son iguales, los subíndices estequiométricos de **A** y **B** serán iguales a 1.

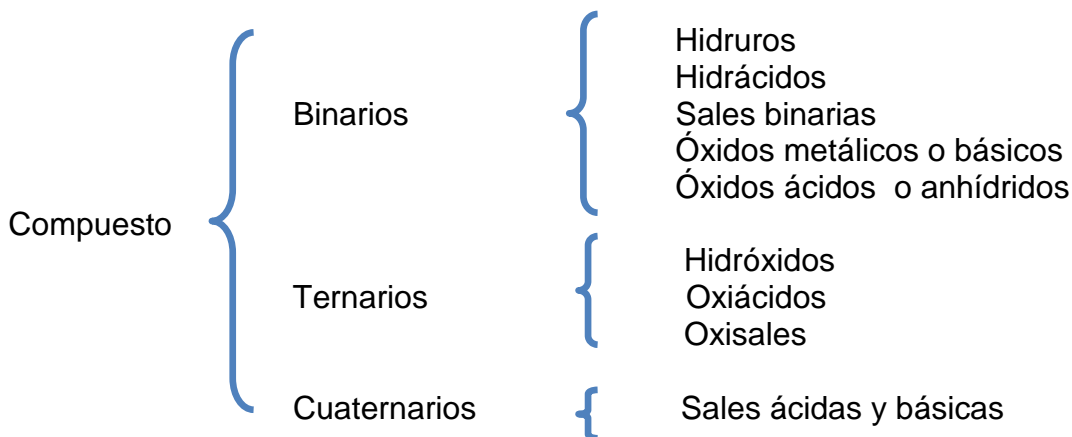
Ejemplos,

+2	-2	
Mg	O	MgO
+1	-1	
H	Cl	HCl

#### 5.4 Clasificación de las combinaciones.

Los criterios considerados para clasificar las combinaciones químicas de los átomos de los elementos son dos. Uno de ellos, considera las **propiedades comunes** que presentan; criterio que permite agruparlas en **funciones químicas** (función óxido, función ácido, función hidróxido, etc.). El comportamiento común se debe a la presencia de un átomo o de un grupo de átomos que caracteriza a la función y se le llama

**Grupo Funcional.** Por ejemplo, el grupo OH en los hidróxidos; el átomo O, en los óxidos; etc. El otro criterio, considera el número de elementos distintos que entran en su composición (compuestos binarios, ternarios, cuaternarios, etc.). Se tiene así:



#### 5.5 Criterios para nombrar a las combinaciones.

Como norma general, se emplea la **nomenclatura binominal**, es decir, un nombre compuesto de dos palabras; como la utilizada en Zoología, en donde la primera palabra corresponde al nombre del **género** y la segunda, al nombre de la **especie**. Para un compuesto químico, el **nombre genérico** corresponde al nombre de la **función química** a la que pertenece, y el **nombre específico**, al nombre **adjetivado del elemento**, o sea, el formado por la raíz del nombre del elemento y el sufijo **ico**. O bien, el nombre de la

función seguido del nombre del elemento interponiendo la preposición **de**. Por ejemplo,

$\text{Na}_2\text{O}$                       Óxido                      sódico    u    Óxido de sodio  
    nombre genérico                      específico

En la nomenclatura tradicional se usa el sufijo **-oso**, cuando los átomos de un elemento forman una segunda combinación de la misma función pero con una valencia menor. Por ejemplo,

$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Óxido férrico
$\text{FeO}$	Óxido ferroso

Si existen combinaciones con valencias inferior y superior a las caracterizadas por los sufijos **oso** e **ico**, se utilizan, además, los prefijos **hipo-** y **per-** respectivamente, o sea,

**hipo.....oso**  
 .... **oso**  
 ... **...ico**  
**per.....ico**

Por ejemplo.

+1 -2 Cl O $\text{Cl}_2\text{O}$	Anhídrido <b>hipocloroso</b>
+3 -2 Cl O $\text{Cl}_2\text{O}_3$	Anhídrido <b>cloroso</b>
+5 -2 Cl O $\text{Cl}_2\text{O}_5$	Anhídrido <b>Clórico</b>
+7 -2 Cl O $\text{Cl}_2\text{O}_7$	Anhídrido <b>perclor<sub>ico</sub></b>

En la **nomenclatura moderna** hay dos alternativas para nombrar a los compuestos químicos: la **nomenclatura estequiométrica** y la **nomenclatura de Stock**. En la primera el subíndice estequiométrico (o número de átomos de cada elemento) se indica por medio de los **prefijos numerales griegos mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, etc.**

Por ejemplo,

$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Trióxido de dihierro
$\text{FeO}$	Monóxido de monohierro
$\text{N}_2\text{O}_5$	Pentaóxido de dinitrógeno

En la construcción de estos nombres la **elisión** (supresión, en la escritura y pronunciación, de la vocal final de una palabra delante de otra vocal) **de vocales no está permitida**. Por ejemplo, en lugar de pentóxido, heptóxido, etc. debe decirse pentaóxido, heptaóxido, etc

En la **nomenclatura de Stock** el nombre específico es el nombre del elemento precedido de la preposición **de** y su valencia se indica, con número romano y entre paréntesis. Por ejemplo:

$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Óxido de hierro (III)
$\text{FeO}$	Óxido de hierro (II)
$\text{Cl}_2\text{O}$	Óxido de cloro (I)
$\text{Cl}_2\text{O}_3$	Óxido de cloro (III)
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	Óxido de cloro (IV)
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	Óxido de cloro(VI)

Son combinaciones de átomos H con átomos de un elemento metálico; especialmente metales alcalinos y alcalinotérreos. Son compuestos iónicos en los cuales el anión es el ion hidruro  $\text{H}^-$

Tanto en la nomenclatura tradicional como en la de Stock, el nombre genérico es la palabra **hidruro**. Ejemplos,

$\text{NaH}$	Hidruro sódico o Hidruro de sodio
$\text{CaH}_2$	Hidruro cálcico o Hidruro de calcio (Hidrolita)

### 5.6 Hídridos ácidos o Hidrácidos.

Son combinaciones de átomos H con átomos de Halógenos (F, Cl, Br, I) o Calcógenos (S, Se, Te), los que actúan con valencia 1 y 2 respectivamente. Son compuestos moleculares gaseosos y su carácter ácido lo manifiestan cuando se disuelven en agua, dando soluciones ácidas

Nombre genérico: **Acido**

Nombre específico: sufijo **-hídrico** a la raíz del nombre del elemento

También se nombran, agregando el sufijo **-uro** a la raíz del nombre del elemento, seguido de la preposición **de** y de la palabra **hidrógeno**. Ejemplos,

$\text{HCl}$	Acido clorhídrico o cloruro de hidrógeno
$\text{H}_2\text{S}$	Acido sulfhídrico o sulfuro de hidrógeno

### 5.7 Sales de Hidrácidos

Son combinaciones que resultan de reemplazar el o los átomos H de los hidrácidos por átomos metálicos. Son compuestos iónicos; por lo tanto, la fórmula química contiene las cantidades mínimas de iones necesarias para el equilibrio eléctrico.

Se nombran con el nombre del anión seguido del nombre del metal de acuerdo con la nomenclatura de Stock. El nombre del anión se obtiene del nombre específico del hidrácido cambiando el sufijo **-hídrico** por el sufijo **-uro**, como se muestra a continuación:

F <sup>-</sup> ion Fluoruro	HF ácido fluorhídrico
Cl <sup>-</sup> ion Cloruro	HCl ácido clorhídrico

El **número de carga z** del catión es igual a la valencia del elemento metálico. Ejemplos:

Anión Cl	Cloruro de hierro (II)
Catión Fe <sup>+2</sup>	
Anión S <sup>-2</sup>	Sulfuro de hierro (III)
Catión Fe <sup>+3</sup>	

### 5.8 Combinaciones binarias oxigenadas

Son combinaciones de átomos O con átomos de cualquier elemento.

#### Óxidos básicos u óxidos metálicos.

Son combinaciones de átomos O con átomos de elementos metálicos. Son compuestos iónicos, en donde el anión es el **ion óxido O<sup>2-</sup>** y el catión, es el **ion metálico Mz<sup>+</sup>**. En la nomenclatura tradicional, como en la de Stock, el nombre genérico es la palabra **óxido**. Ejemplos,

Fórmula	Tradicional	Stock	Estequiométrica
Na <sub>2</sub> O	Óxido sódico	Oxido de sodio (I)	Oxido de disodio
Son	Oxido estanoso	Oxido de estaño (II)	Oxido estaño
SnO <sub>2</sub>	Oxido estanico	Oxido de estaño (IV)	Dióxido de estaño
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido férrico	Oxido hierro (III)	Trióxido de dihierro
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido aluminico	Oxido de aluminio (III)	Trióxido de dialuminio
Cu <sub>2</sub> O	Oxido cuproso	Oxido de cobre (I)	Oxido de dicobre

### Oxidos ácidos u óxidos no-metálicos o Anhídridos.

Son combinaciones de átomos O con átomos de elementos no-metálicos. En la nomenclatura tradicional el nombre genérico es **Anhídrido** y el sufijo **-ico** a la raíz del nombre del elemento si sólo presenta una valencia. Si tiene dos valencias, los sufijos **-oso** e **-ico**. Y si tiene más de dos valencias, se usan los **afijos** (sufijos y prefijos) del siguiente cuadro:

Valencias	Afijos
1 o 2	Hipo oso
3 o 4	oso
5 o 6	ico
7	Per ico

### 5.9 Combinaciones ternarias.

#### Hidróxidos

Son combinaciones de átomos de elementos metálicos con el grupo **-OH** (radical hidroxilo).

Nombre genérico: Hidróxido

Nombre específico: Sufijo **-ico** u **-oso** a la raíz del nombre del elemento en la nomenclatura tradicional.

Ejemplos:

Na — OH      NaOH Hidróxido sódico Hidróxido de sodio

Ca  $\begin{matrix} \nearrow \text{OH} \\ \searrow \text{OH} \end{matrix}$       Ca(OH)<sub>2</sub> Hidróxido cálcico, Hidróxido de calcio

#### Oxiácidos.

Son sustancias ácidas que tienen de fórmula general **H<sub>a</sub>X<sub>b</sub>O<sub>c</sub>** siendo a, b, c números enteros X es generalmente un no metal, aunque en algunos casos puede ser un metal de transición: Cr, Mn, V, Mo, W. Contienen O —de ahí su nombre— (n.o. = -2) en la molécula y presentan propiedades ácidas.

#### Formulación:

Los oxácidos pueden considerarse como compuestos binarios, en los que la parte electropositiva es el ión H<sup>+</sup>, la electronegativa la constituye el anión poliatómico formado por un átomo característico central (X), al que están directamente unidos los átomos de O. Se escribe en primer lugar el H.

#### Nomenclatura:

**Común:** **ácido** + prefijo + nombre del elemento X + sufijo. El elemento X puede actuar con diferentes n.o. y por ello se utilizan prefijos y sufijos siendo

en orden creciente de n.o.: **hipo...oso ....oso ....ico per...ico** de tal forma que cuando X:

Sólo puede actuar con sólo un n.o.: terminación en **ico**: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>: ácido carbónico (n.o. del C = +6)

Puede actuar con dos n.o.: terminaciones **oso** para el menor e **ico** para el mayor: H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>: ácido sulfuroso (n.o. S = +4) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: ácido sulfúrico (n.o. S = +6)

Puede actuar con tres n.o.: **hipo...oso** (menor), **oso** (intermedio) y **ico** (mayor).

**Sistemática:** ácido + prefijo **oxo**, **dioxo**, **trioxo**... (según el número de O ) + nombre del elemento X terminado en **ico** y con prefijo **di**, **tri**... (según sea su subíndice) + n.o. (romanos) del elemento X.

**de Stock:** igual que la sistemática pero eliminando la palabra **ácido** y añadiendo o al fi al **de hidrógeno**. El nombre del elemento X se hace terminar en **ato**.

### Oxiácidos del Grupo VII

HClO	Ácido hipocloroso
HClO <sub>2</sub>	Ácido cloroso
HClO <sub>3</sub>	Ácido clórico
HClO <sub>4</sub>	Ácido perclórico

### Oxisales.

Son compuestos iónicos cuyos aniones corresponden al residuo halogénico de un oxiácido. El catión, generalmente proviene de un elemento metálico cuyo número de carga z es igual a su valencia. Ejemplos.

Formula	Cationes y Aniones
Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Constituido por los iones Na <sup>+1</sup> y PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>
CuSO <sub>4</sub>	Constituido por los iones Cu <sup>+2</sup> y SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Constituido por los iones Al <sup>+3</sup> y SO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>
AgNO <sub>3</sub>	Constituido por los iones Ag <sup>+3</sup> y NO <sub>3</sub>

Para hallar los subíndices estequiométricos del catión y del anión de la fórmula química de la oxisal se procede con la misma metodología indicada para las valencias, tomando a los números de carga de los iones involucrados como sus respectivas valencias.

El nombre del anión (residuo halogénico) se obtiene del nombre del ácido, simplemente cambiando los sufijos **-oso** por **-ito**, e **-ico** por **-ato**.

En la siguiente Tabla se dan algunos aniones derivados de oxiácidos.



Oxiácido	Anión	Nombre del anión
HClO	$\text{ClO}^-$	hipoclorito
HClO <sub>2</sub>	$\text{ClO}_2^-$	Ion clorito
HClO <sub>3</sub>	$\text{ClO}_3^-$	Ion clorato
HClO <sub>4</sub>	$\text{ClO}_4^-$	Ion perclorato
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$\text{SO}_3^{-2}$	Ion sulfito
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$\text{SO}_4^{-2}$	Ion sulfato
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$	Ion dicromato
HNO <sub>2</sub>	$\text{NO}_2^-$	Ion nitrito
HNO <sub>3</sub>	$\text{NO}_3^-$	Ion nitrato
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$\text{PO}_4^{-3}$	Ion (orto)fosfato
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$	Ion pirofosfato
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$\text{CO}_3^{-2}$	Ion carbonato
H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	$\text{B}_4\text{O}_7^{-2}$	Ion tetraborato
HIO <sub>3</sub>	$\text{IO}_3^-$	Ion yodato
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$\text{CrO}_4^{-2}$	Ion cromato
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	$\text{AsO}_3^{-3}$	Ion arsenito
HBrO	$\text{BrO}^-$	Ion hipobromito

Tabla 5.1 Iones para formar oxiácidos

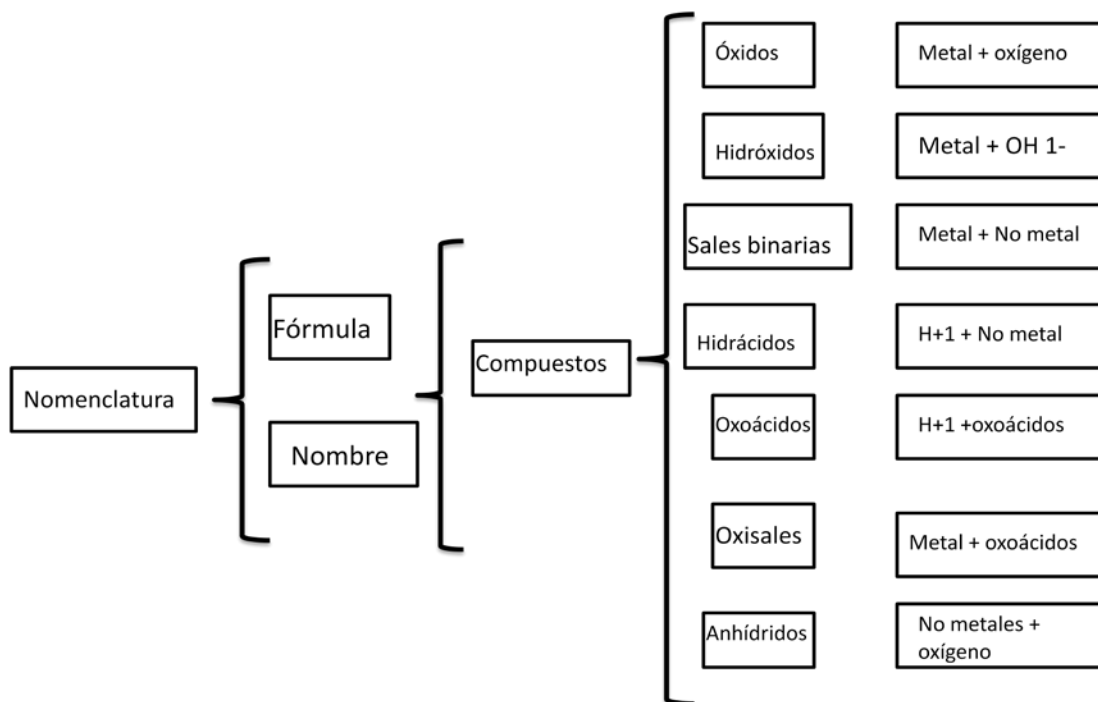


Fig. 5.1 Mapa sobre nomenclatura

## 5.10 Reacciones química

Una **Reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) desaparece para formar una o más sustancias nuevas.

Las **ecuaciones químicas** son el modo de representar a las reacciones químicas.

Por ejemplo el hidrógeno gas ( $H_2$ ) puede reaccionar con oxígeno gas ( $O_2$ ) para dar agua ( $H_2O$ ). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El "+" se lee como "reacciona con"

La **flecha** significa "produce".

Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partidas denominadas **reactivo o reactantes**.

A la derecha de la flecha están las formulas químicas de las sustancias producidas denominadas **productos**.

Los números al lado de las formulas son los **coeficientes** (el coeficiente 1 se omite).

### Reactivos y productos

Para entenderlas y analizarlas, las reacciones químicas se representan, como ya vimos en los ejemplos anteriores, mediante ecuaciones químicas.

**Una ecuación química** es la representación escrita de una reacción química. En toda reacción química debemos distinguir los **reactivos** y los **productos**.

Los reactivos son sustancias que al combinarse entre ellas a través de un proceso llamado reacción química forman otras sustancias diferentes conocidas como productos de la reacción.

En una ecuación química, los reactantes y productos se escriben, respectivamente, a la izquierda y a la derecha, separados mediante una flecha. El sentido de la flecha indica el transcurso de la reacción y debe leerse como: **da origen a**

### Reactivo $\longrightarrow$ dan origen a Productos

Tomaremos como ejemplo el agua, las sustancias reactantes son el hidrógeno (cuya fórmula es  $H_2$ ) y el oxígeno (cuya fórmula es  $O_2$ ), al combinarlas se produce una reacción química y obtenemos como producto el agua:

Dos moléculas de hidrógeno ( $2H_2$ ) reaccionan con una molécula de oxígeno ( $O_2$ ) para formar dos moléculas de agua ( $2H_2O$ ).

Muchas de las reacciones químicas con las que nos encontramos cotidianamente ocurren solamente en una dirección. Por ejemplo, cuando

quemamos un combustible, éste se convierte en dióxido de carbono y vapor de agua. Pero sería imposible convertir nuevamente estos gases en el combustible original y oxígeno. Las reacciones que ocurren solamente en una dirección se denominan **reacciones irreversibles**. Sin embargo, algunas reacciones pueden ocurrir en ambas direcciones; es decir, no sólo los reactivos se pueden convertir en productos sino que estos últimos pueden descomponerse en las sustancias originales. Estas reacciones se denominan **reacciones reversibles**. Un caso de esto es el sulfato de cobre (II), un sólido blanco que, cuando se hidrata, forma un compuesto azul (la sal hidratada). Si se calienta este sólido, se puede observar el cambio de color contrario: de azul a blanco; es decir, se vuelve a formar la sal original. Las reacciones reversibles se representan mediante una doble flecha: reactivos productos

Cuando no es posible observar variación en las propiedades de un sistema, se dice que se ha llegado al equilibrio. Si nos sentamos en un subibaja, éste se inclinará hacia la persona que sea más pesada, pero si nos vamos corriendo lentamente hacia el centro, llegará un momento en que quede nivelado: se dice que estamos en equilibrio. En este caso, el equilibrio es estático, ya que los componentes del sistema no están en movimiento y en cuanto se muevan, volverá a perderse equilibrio.

En los cambios químicos, el estado de equilibrio es **dinámico**, ya que, aun cuando ya no se observan variaciones, las reacciones continúan ocurriendo en ambos sentidos. Entonces, un sistema químico está en equilibrio cuando la velocidad de los procesos en ambos sentidos es la misma; es decir, cuando los reactivos se convierten en productos a igual velocidad que éstos se descomponen en reactivos.

Algunas reacciones utilizadas en la industria son reversibles. Esto es una desventaja, porque nunca la totalidad de los reactivos se convertirá en productos. Por lo tanto, es necesario encontrar las mejores condiciones para obtener la mayor cantidad de producto.

Les proponemos estudiar la síntesis de amoníaco, que es un proceso industrial muy importante (a partir de este reactivo se producen fertilizantes, limpiadores, tinturas y explosivos).

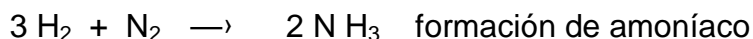
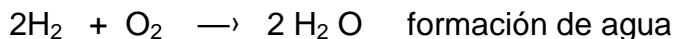
### 5.11 Tipos de reacciones químicas

Es necesario reconocer, que una reacción química sólo puede corresponder a un fenómeno químico que se verifique en condiciones adecuadas; es decir, no se debe proponer una reacción química inventada o que no sea una reacción real. Sin embargo, no siempre es posible predecir sí, al poner en contacto ciertas sustancias, se llevará a cabo la reacción o cuales serán los productos.

Ahora bien, en miles de experimentos realizados en el mundo, debidamente repetidos y controlados en el laboratorio, las **reacciones químicas** se pueden clasificar en los siguientes tipos:

**De síntesis o Combinación:** Es un fenómeno químico, y a partir de dos o más sustancias se puede obtener otra (u otras) con propiedades diferentes.

Para que tenga lugar, debemos agregar las sustancias a combinar en cantidades perfectamente definidas, y para producirse efectivamente la combinación se necesitará liberar o absorber calor (intercambio de energía). La combinación del hidrógeno y el oxígeno para producir agua y la del hidrógeno y nitrógeno para producir amoníaco son ejemplos



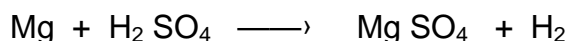
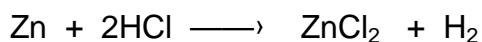
**De descomposición:** Es un fenómeno químico, y a partir de una sustancia compuesta (formada por dos o más átomos), puedo obtener dos o más sustancias con diferentes propiedades.

Ejemplos: al calentar óxido de mercurio, puedo obtener oxígeno y mercurio; se puede hacer reaccionar el dicromato de amonio para obtener nitrógeno, óxido crómico y agua.

Para que se produzca una combinación o una descomposición es fundamental que en el transcurso de las mismas se libere o absorba energía, ya que sino, ninguna de ellas se producirá. Al final de cualquiera de las dos, tendremos sustancias distintas a las originales. Y ha de observarse que no todas las sustancias pueden combinarse entre sí, ni todas pueden ser descompuestas en otras.

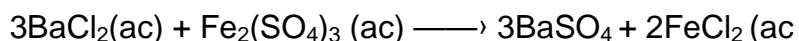
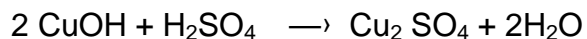
#### **De Sustitución o de reemplazo**

En este caso un elemento sustituye a otro en un compuesto, ejemplos:



#### **De Doble Sustitución o de intercambio**

En este tipo de reacciones se intercambian los patrones de cada compuestos, ejemplo



### EJERCICIOS DE LA UNIDAD V

- 1.- ¿Qué es una fórmula química?
- 2.- ¿Qué información química se puede obtener de una fórmula química?
- 3.- ¿Qué es un radical?
- 4.- ¿Por qué es importante un lenguaje a través de fórmulas?
- 5.- Explica cómo está conformada una fórmula
- 6.- ¿Cómo se escribe una fórmula?
- 7.- ¿Cómo se escribe el nombre de la fórmula de un compuesto?
- 8.- Relaciona las siguientes columnas escribiendo en el paréntesis la letra correspondiente.

a) Oxido de Galio	$\text{CaH}_2$	( )
b) Hidróxido de cobre II	$\text{Ga}_2\text{O}_3$	( )
c) Ácido sulfúrico	$\text{H}_3\text{PO}_4$	( )
d) Ácido nitroso	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	( )
e) Nitrato de aluminio	$\text{HNO}_2$	( )
f) Hidruro de Calcio	$\text{FeO}$	( )
g) Ácido bromhídrico	$\text{CuCl}$	( )
h) Silicato de níquel III	$\text{KClO}$	( )
i) Ácido hipobromoso	$\text{H}_2\text{SO}_4$	( )
j) Peryodato de magnesio	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	( )
k) Nitrito de plata I	$\text{HBr}$	( )
l) Cloruro de cobre I	$\text{HBrO}$	( )
m) Oxido de hierro	$\text{Ni}_2(\text{SiO}_3)_3$	( )
n) Hipoclorito de potasio	$\text{AgNO}_2$	( )
ñ) Ácido fosfórico	$\text{Mg}(\text{IO}_4)_2$	( )

- 9.- Escribe en el espacio correspondiente si se trata de un hidruro, hidróxido, óxido básico o ácido, hidrácido, oxiácido, sal binaria, sal básica o sal doble.

$\text{CuSO}_4$	$\text{MgNaAsO}_4$	$\text{CuSO}_4$
$\text{NaH}$	$\text{KOH}$	$\text{Ni}(\text{OH})_3$
$\text{Cu}_2\text{O}$	$\text{SO}_2$	$\text{H}_2\text{Se}$
$\text{HCl}$	$\text{NiBr}_2$	$\text{SO}_2$

La(OH) <sub>3</sub>	LiH	Na <sub>2</sub> O
CO	PbO <sub>2</sub>	GaH <sub>3</sub>
LiOHCO <sub>3</sub>	Al(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>
HNO <sub>3</sub>	NaOH	NaCl

10.- Completa la siguiente tabla con la información solicitada.

Nombre	Fórmula	Catión	Anión	Tipo de compuesto
	CoO			
		S <sup>6+</sup>	O <sup>2-</sup>	
Óxido de hierro III				
	NO <sub>2</sub>			
Trióxido de renio				
		Cu <sup>1+</sup>	O <sup>2-</sup>	
Dióxido de azufre				
	Mn <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			

11.- Completa la siguiente tabla con la información solicitada.

Nombre	Fórmula	Catión	Anión	Tipo de compuesto
Hidruro de plata				
	PH <sub>3</sub>			
		H <sup>1+</sup>	S <sup>2-</sup>	
Tetrahidruro de carbono				
	CoH <sub>2</sub>			
Ácido bromhídrico				
		Mg <sup>2+</sup>	H <sup>1-</sup>	
	H <sub>2</sub> Se			

12.- Complete el siguiente cuadro con la información solicitada.

Nombre	Fórmula	Catión	Anión	Tipo de compuesto
	HClO			
		H <sup>1+</sup>	(CO <sub>3</sub> ) <sup>2-</sup>	
Ácido yodoso				
	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>			
		H <sup>1+</sup>	(PO <sub>3</sub> ) <sup>3-</sup>	

Ácido sulfuroso				
-----------------	--	--	--	--

13. Clasifique las siguientes reacciones como uno de los cinco tipos de reacciones descritos.

- $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{BaO}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$
- $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
- $\text{Cl}_2 + 2 \text{LiBr} \rightarrow 2 \text{LiCl} + \text{Br}_2$

14.Cuál de las siguientes ecuaciones representa la descomposición del cloruro de potasio?

- $\text{K} + \text{Cl} \rightarrow \text{KCl}$
- $2 \text{KCl} + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{KF} + \text{Cl}_2$
- $\text{KCl} \rightarrow \text{K} + \text{Cl}$
- $2 \text{KCl} \rightarrow 2 \text{K} + \text{Cl}_2$
- $2 \text{KCl} \rightarrow \text{K}_2 + \text{Cl}_2$
- Ninguna de las anteriores

15.Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de neutralización?

- $2 \text{K} + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + \text{H}_2$
- $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CaO}$
- Ninguna de las anteriores

1.6 Complete las siguientes reacciones adecuadamente y clasifíquelas.

- $\text{CaO} \rightarrow$
- $\text{Na} + \text{F}_2 \rightarrow$
- $\text{Al} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- $\text{HClO} + \text{LiOH} \rightarrow$
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{HNO}_3 + \text{Ca} \rightarrow$
- $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

17 ¿Qué productos se pueden obtener a partir de las soluciones de cloruro de potasio y yoduro de plata? ¿Qué clase de reacción se verifica?

18 ¿Qué productos se obtienen a partir del zinc y el ácido clorhídrico? ¿Qué clase de reacción se verifica?

19. Escriba la ecuación que representa la reacción entre el magnesio y el oxígeno. ¿Qué clase de reacción se verifica?



## UNIDAD IV: ESTEQUIOMETRICA.

*Objetivo: Interpretará el comportamiento de los compuestos químicos a través de la estequiometria.*

### 6.1 Conceptos Básicos de estequiometria

Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química. Estas relaciones puede ser:

Mol-mol Mol-gramos Gramos-gramos Mo-volumen Volumen - volumen
---

Estructuralmente las sustancias químicas están constituidas por entidades elementales o partículas poliatómicas originadas por combinaciones de átomos de los elementos componentes; combinaciones que dan lugar a **moléculas** (sustancias moleculares) o **unidades fórmula** (compuestos iónicos) u **otras estructuras**. La **fórmula química** de una sustancia es una expresión simbólica que indica la **identidad** y el **número** de cada uno de los átomos combinados en las entidades elementales constituyentes de la sustancia. La identidad de los átomos la proporciona los **símbolos químicos** de los correspondientes elementos componentes; y el número de átomos de cada elemento está indicado por un subíndice numérico llamado **subíndice estequiométrico**. Dicho subíndice sólo puede ser un número entero y mayor que cero, de acuerdo con la teoría atómica de Dalton

El **peso molecular (PM)** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una molécula de la sustancia y se expresa en **unidades de masa atómica**. Por ejemplo, el peso molecular del agua,  $H_2O$ , es 18.0 uma.

El **peso fórmula (PF)** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una unidad formular del compuesto, sea molecular o no. Por ejemplo, el cloruro de sodio,  $NaCl$ , tiene un peso fórmula de 58.44 uma. Este compuesto es iónico, así que estrictamente la expresión "peso molecular de  $NaCl$ " no tiene significado. El peso molecular y el peso fórmula calculados a partir de la fórmula molecular de una sustancia son idénticos.

Un **mol** (símbolo **mol**) se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades formulars como el número de átomos en exactamente 12 g de carbono-12. El número de átomos en una muestra de 12 g de carbono-12, se llama **número de Avogadro ( $N_A$ )** y tiene un valor de  $6.023 \times 10^{23}$ . Por lo tanto, un mol de moléculas, de átomos, etcétera, contiene el número de Avogadro. Por ejemplo, una mol de etanol es igual a  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de etanol.

La **masa molar** de una sustancia es la masa de una mol de la sustancia. El carbono-12 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.

## 6.2 Leyes Ponderales.

Son leyes que se rigen de las combinaciones químicas basadas en la experimentación.

### 6.3 Ley de la conservación de la masa (o de Lavoisier).

La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él; esto es, en términos químicos, **la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción.**

Esta ley se considera enunciada por LAVOISIER, pues si bien era utilizada como hipótesis de trabajo por los químicos anteriores a él se debe a LAVOISIER su confirmación y generalización. Un ensayo riguroso de esta ley fue realizado por LANDOLT en 1893-1908, no encontrándose diferencia alguna en el peso del sistema antes y después de verificarse la reacción, siempre que se controlen todos los reactivos y productos.

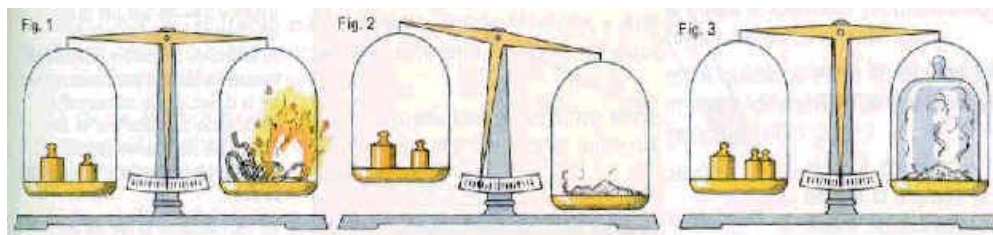


Fig. 6.1 Ley de la conservación de la masa

La ley de la conservación de la materia no es absolutamente exacta. La teoría de la relatividad debida a EINSTEIN ha eliminado el dualismo existente en la física clásica entre la materia ponderable y la energía imponderable. En la física actual, la materia y la energía son de la misma esencia, pues no sólo la energía tiene un peso, y por tanto una masa, sino que la materia es una forma de energía que puede transformarse en otra forma distinta de energía. La energía unida a una masa material es  $E = mc^2$  en donde E es la energía, m la masa y c la velocidad de la luz

En una transformación de masa en energía o recíprocamente, la relación entre ambas variaciones es, análogamente,  
 $E = m \cdot c^2$

La letra griega ( $\delta$ ) indica variación o incremento (positivo o negativo) de la magnitud a que antecede.

La relación entre masa y energía da lugar a que la ley de la conservación de la materia y la ley de la conservación de la energía no sean leyes independientes, sino que deben reunirse en una ley única de la conservación de la masa-energía. No obstante, las dos leyes pueden aplicarse separadamente con la sola excepción de los procesos nucleares. Si en una reacción química se desprenden 100000 calorías la masa de los cuerpos reaccionantes disminuye en  $4,65 \cdot 10^{-9}$  g, cantidad totalmente inobservable.

#### **6.4 Ley de las proporciones definidas (o de Proust).**

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación en peso constante independientemente del proceso seguido para formarlo.

Esta ley también se puede enunciar desde otro punto de vista: Para cualquier muestra pura de un determinado compuesto los elementos que lo conforman mantienen una proporción fija en peso, es decir, una proporción ponderal constante.

Así, por ejemplo, en el agua los gramos de hidrógeno y los gramos de oxígeno están siempre en la proporción 1/8, independientemente del origen del agua.

Estos delicados análisis fueron realizados sobre todo por el químico sueco BERZELIUS (1779 - 1848). No obstante, será el francés PROUST, en 1801, quien generalice el resultado enunciando la ley a la que da nombre.

La ley de las proporciones definidas no fue inmediatamente aceptada al ser combatida por BERTHOLLET, el cual, al establecer que algunas reacciones químicas son limitadas, defendió la idea de que la composición de los compuestos era variable. Después, de numerosos experimentos pudo reconocerse en 1807 la exactitud de la ley de Proust. No obstante, ciertos compuestos sólidos muestran una ligera variación en su composición, por lo que reciben el nombre de «berthóllidos». Los compuestos de composición fija y definida reciben el nombre de «daltónidos» en honor de DALTON.

#### **6.5 Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).**

Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en la relación de números enteros sencillos.

La ley de Proust no impide que dos o más elementos se unan en varias proporciones para formar *varios* compuestos. Así, por ejemplo, el oxígeno y el cobre se unen en dos proporciones y forman dos óxidos de cobre que contienen 79,90 % y 88,83 % de cobre. Si calculamos la cantidad de cobre combinado con un mismo peso de oxígeno, tal como 1g, se obtiene en cada caso:

$$\begin{array}{r} 79,90 \text{ g de cobre} \\ \hline 20,10 \text{ g de oxígeno} \end{array} = 3,975$$

$$\begin{array}{r} 88,83 \text{ g de cobre} \\ \hline 11,17 \text{ g de oxígeno} \end{array} = 7,953$$

Las dos cantidades de cobre son, muy aproximadamente, una doble de la otra y, por tanto, los pesos de cobre que se unen con un mismo peso de oxígeno para formar los dos óxidos están en la relación de 1 es a 2.

El enunciado de la *ley de las proporciones múltiples* se debe a DALTON, en 1803 como resultado de su teoría atómica y es establecida y comprobada definitivamente para un gran número de compuestos por BERZELIUS en sus meticulosos estudios de análisis de los mismos.

### 6.6 Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter).

Los pesos de diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, dan la relación de pesos de estos Elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos.

Así, por ejemplo, con 1g de oxígeno se unen: 0,1260 g de hidrógeno, para formar agua; 4,4321 g de cloro, para formar anhídrido hipocloroso; 0,3753 g de carbono para formar gas carbónico, 1,0021 g de azufre, para formar gas sulfuroso, y 2,5050 g de calcio, para formar óxido cálcico. Pero los elementos hidrógeno, cloro, carbono, azufre y calcio pueden a su vez combinarse mutuamente y cuando lo hacen se encuentra, *sorprendentemente*, que estas cantidades, *multiplicadas en algún caso por números enteros sencillos*, son las que se unen entre sí para formar los correspondientes compuestos

Esta ley llamada también de las proporciones equivalentes fue esbozada por RICHTER en 1792 y completada varios años más tarde por WENZEL.

La ley de las proporciones recíprocas conduce a fijar a cada elemento un peso relativo de combinación, que es el peso del mismo que se une con un peso determinado del elemento que se toma como tipo de referencia.

Al ser el oxígeno el elemento que se combina con casi todos los demás se tomó inicialmente como tipo 100 partes en peso de oxígeno; la cantidad en peso de cada elemento que se combinaba con estas 100 partes en peso de oxígeno era su peso de combinación. El menor peso de combinación que así se encontraba era el del hidrógeno, por lo que fue natural tomar como base relativa de los pesos de combinación de los elementos el valor 1 para el hidrógeno; en esta escala el oxígeno tiene el valor 7,9365 (según las investigaciones últimamente realizadas) y otros elementos tienen también valores algo inferiores a números enteros. Pero puesto que el hidrógeno se combina con muy pocos elementos y el peso de combinación de éstos tenía que encontrarse en general a partir de su combinación con el oxígeno, se

decidió finalmente tomar nuevamente el oxígeno como base de los pesos de combinación redondeando su peso tipo a 8,000; el del hidrógeno resulta ser igual a 1,008 y el de varios elementos son ahora números aproximadamente enteros.

Estos pesos de combinación se conocen hoy como **pesos equivalentes**. *El peso equivalente de un elemento (o compuesto) es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza -equivale químicamente- a 8,000 partes de oxígeno o 1,008 partes de hidrógeno. Se denomina también equivalente químico.*

Debido a la ley de las proporciones múltiples algunos elementos tienen varios equivalentes.

### 6.7 Balanceo por inspección (tanateo)

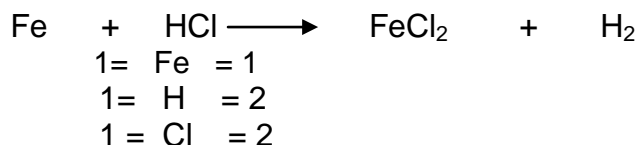
Para realizar cualquier cálculo estequiométrico, es necesario que la reacción química se encuentre balanceada; por ello, se pueden emplear diferentes metodologías como el método algebraico, el método del cambio de número de oxidación y el método del ion-electrón (en medio ácido o básico); sin embargo, cuando la reacción es relativamente sencilla, se puede intentar el balanceo por inspección, el cual no es estrictamente una metodología, ya que el procedimiento a emplear, depende del tipo de reacción y de la complejidad de la misma e inclusive en algunos casos se hace uso de la mera intuición para empezar a asignar los coeficientes estequiométricos adecuados. En este artículo se describen algunos consejos para balancear por inspección algunas reacciones químicas características

Para estudiar este método utilizaremos la siguiente ecuación química.



Para balancear esta ecuación se adopta la siguiente metodología:

- Se pone el símbolo de cada elemento debajo de la ecuación.
- En el lado izquierdo entre paréntesis, se escribe el número de átomos del elemento en los reactivos.
- En el lado derecho, se escribe el número de átomos totales del elemento en los productos.



En el hierro existe el mismo de átomos en los lados de la ecuación, es decir, ya está balanceado, mientras que el hidrógeno y el cloro no. Para poder balancear el hidrógeno debemos colocar un coeficiente 2 delante del símbolo del compuesto HCl, y automáticamente el cloro quedará balanceado, es decir.



Es importante señalar que sólo podemos modificar la ecuación al poner coeficiente al lado izquierdo de las fórmulas, pero sin alterar, como se indica a continuación:

Ejemplo:

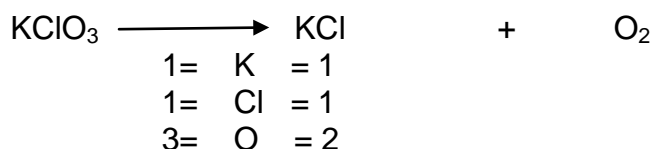


Este balanceo es totalmente incorrecto porque se altera la fórmula del ácido clorhídrico

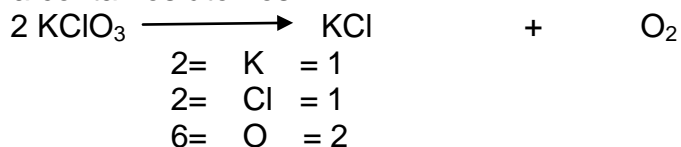
Ejemplo:



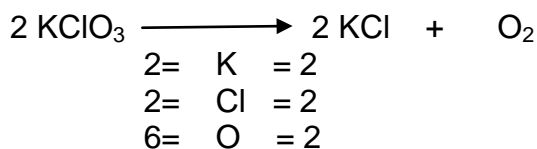
Al principio, tenemos



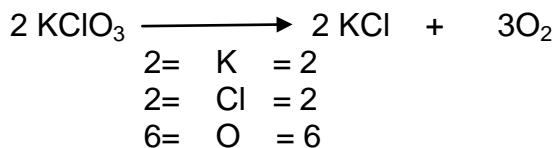
Para iniciar el balanceo, ponemos un 2 como coeficiente del clorato de potasio y procedemos a contar los átomos.



Entonces colocamos un coeficiente 2 al KCl, con lo que se balancean los átomos de cloro y potasio, es decir.



Sólo nos falta balancear al oxígeno, para hacerlo colocamos un coeficiente 3 en el oxígeno del lado de los productos



y la ecuación está completamente balanceada.

## 6.8 Balanceo de ecuaciones por el método de óxido-reducción (redox)

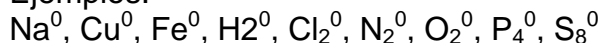
Ocurren reacciones de oxidación –reducción (redox) cuando las sustancias que se combinan intercambian electrones. De manera simultánea, con dicho intercambio, tiene lugar una variación en el **número de oxidación** (estado de oxidación) de las especies químicas que reaccionan. El manejo del número de oxidación es imprescindible para el balanceo de las reacciones redox.

El **número de oxidación** puede definirse como la carga real o virtual que tienen las especies químicas (átomos, moléculas, iones) que forman las sustancias puras. Esta carga se determina con base en la electronegatividad<sup>1</sup> de las especies según las reglas siguientes.

### 1. Número de oxidación de un elemento químico

El número de oxidación de un elemento químico es de cero ya sea que este se encuentre en forma atómica o de molécula polinuclear.

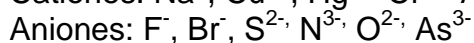
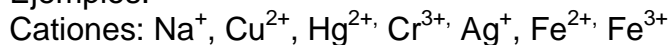
Ejemplos:



### 2. Número de oxidación de un *ion monoatómico*

El número de oxidación de un ion monoatómico (catión o anión) es la carga eléctrica real, positiva o negativa, que resulta de la pérdida o ganancia de electrones, respectivamente.

Ejemplos:



### 3-. Número de oxidación del hidrógeno

El número de oxidación del hidrógeno casi siempre es de 1+ , salvo en el caso de los hidruros metálicos donde es de 1–.

### 4. Número de oxidación del oxígeno

El número de oxidación del oxígeno casi siempre es de 2–, ( $\text{O}^{2-}$ ) salvo en los peróxidos, donde es de 1–, ( $\text{O}^{2-}$ ) y en los hiperóxidos donde es de  $\frac{1}{2}$ – los peróxidos, donde es de 1–, ( $\text{O}^{2-}$ ) y en los hiperóxidos donde es de  $\frac{1}{2}$ – ( $\text{O}^{2-}$ ).

### 5. Números de oxidación de los elementos que forman compuestos covalentes binarios.

Los números de oxidación de los elementos que forman compuestos covalentes binarios (compuestos que se forman entre no metales) son las cargas virtuales<sup>2</sup> que se asignan con base en la electronegatividad de los elementos combinados. Al elemento más electronegativo se le asigna la carga negativa total (como si fuera carga iónica). Al otro elemento del compuesto se le asigna carga positiva (también como si fuera carga iónica).

En los compuestos binarios covalentes, la carga virtual se asigna según la secuencia que aparece a continuación. El elemento que llevará la carga virtual negativa se halla a la derecha de la lista y los que le preceden llevarán la carga positiva

### 6. Número de oxidación de un catión o anión poliatómicos

El número de oxidación de un catión o anión poliatómicos es la carga virtual que se asigna a los elementos combinados con base en la electronegatividad de dichos elementos. La carga virtual que se asigna se considera como si fuera el resultado de la transferencia total de electrones (carga iónica).

Por ejemplo: en el ion nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , los estados de oxidación del nitrógeno y del oxígeno son  $[\text{N}^{5+}\text{O}_3^{2-}] = [\text{N}^{5+}3\text{O}_2^-] = \text{N}^{5+}$  Y  $\text{O}_2^-$ . Estos estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

En el ion sulfato, puede verse que los estados de oxidación del S y del oxígeno son  $[\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}] = [\text{S}^{6+}4\text{O}_2^-] = \text{S}^{6+}$  y  $\text{O}_2^-$ .

De manera semejante, en el ion amonio, los estados de oxidación del nitrógeno y del hidrógeno son  $[\text{N}^{3-}\text{H}_4^+] = [\text{N}^{3-} 4\text{H}^+] = \text{N}^{3-}$  e  $\text{H}^+$ .

### 7. Carga de los iones poliatómicos.

Es la carga iónica que resulta cuando se suman los números de oxidación de los elementos que forman dicho ion.

Por ejemplo, la carga del ion nitrato resulta de sumar los números de oxidación del nitrógeno y del oxígeno,

$$[\text{N}^{5+}3\text{O}_2^-] = [\text{N}^{5+}\text{O}_6^-] = (\text{NO}_3)[(5+) + (6-)] = \text{NO}_3^-$$

La carga del ion sulfato puede calcularse de la misma manera:

$$[\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}] = [\text{S}^{6+}4\text{O}_2^-] = (\text{SO}_4)[(6+) + (8-)] = (\text{SO}_4)^{2-}$$

De manera semejante, la carga del ion amonio;  $\text{NH}_4^+$  resulta de la suma de los números de oxidación del nitrógeno e hidrógeno:

$$[\text{N}^{3-}\text{H}_4^+] = [\text{N}^{3-} 4\text{H}^+] = [\text{NH}_4](3-) + (4+) = [\text{NH}_4]^1+$$

De nuevo, es necesario destacar que, en estos casos, los estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

### 8. Números de oxidación y cargas en compuestos iónicos poliatómicos

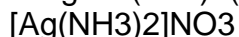
Cuando se tiene la fórmula completa de un compuesto iónico, la suma tanto de los números de oxidación como de las cargas debe ser de cero:

Por ejemplo:



$$\text{Números de oxidación: } (\text{Na}_2+\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}) = [\text{Na}_2+\text{S}^{6+}\text{O}_8^-] = (\text{Na}_2\text{S})_2+6(\text{O}_4)^{8-} = (\text{Na}_2\text{SO}_4)_0$$

$$\text{Cargas: } (\text{Na}_2)+(\text{SO}_4)^{2-} = [\text{Na}_2+(\text{SO}_4)^{2-}] = (\text{Na}_2\text{SO}_4)_0$$



$$\text{Números de oxidación: } [\text{Ag}^+ (\text{N}^{3-}\text{H}_3^+)_2]\text{N}^{5+}\text{O}_3$$

$$^{2-} = [\text{Ag}^+ (\text{N}^{3-} 3\text{H}^+)_2]\text{N}^{5+} 3\text{O}_2^-$$

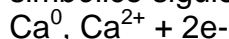
$$\text{Cargas: } [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(\text{NO}_3)^- = \{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{NO}_3)\}_0$$



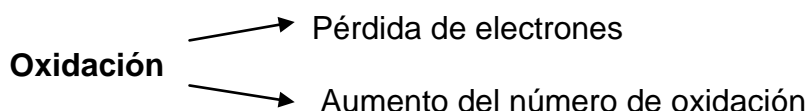
## 6.9 Concepto de oxidación y reducción

### Oxidación

La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga de 2+) por la pérdida de dos electrones, según el esquema simbólico siguiente:



En resumen:

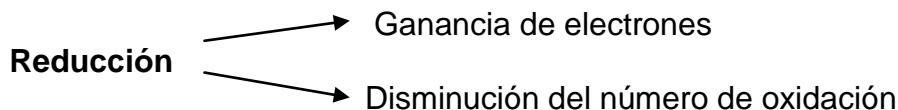


### Reducción

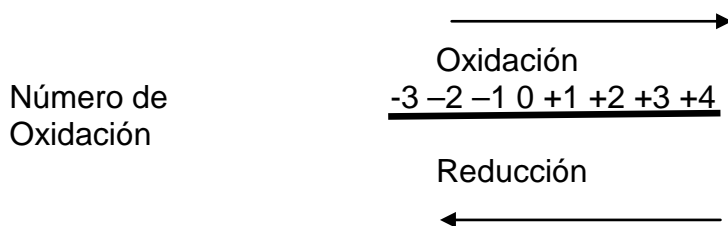
La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico (con número de oxidación cero) se convierte en el ion cloruro (con número de oxidación y carga de 1-) por ganancia de un electrón, según el esquema simbólico siguiente:



En resumen:



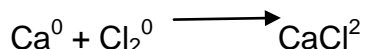
Para más facilidad se puede construir una escala numérica del número de oxidación y seguir el cambio electrónico del proceso redox por el aumento o disminución del número de oxidación: oxidación



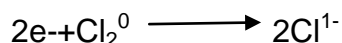
### Concepto de agente oxidante y agente reductor

#### Agente oxidante

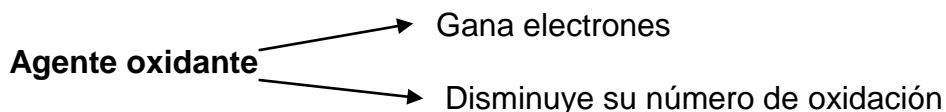
Es la especie química que un proceso redox acepta electrones y, por tanto, se reduce en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1-. Esto se puede escribir como:

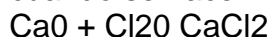


En resumen:



### Agente reductor

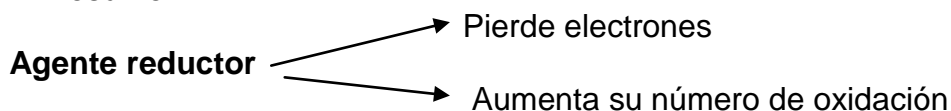
Es la especie química que un proceso redox pierde electrones y, por tanto, se oxida en dicho proceso (aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



El calcio es el agente reductor puesto que pierde electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+. Esto se puede escribir como:



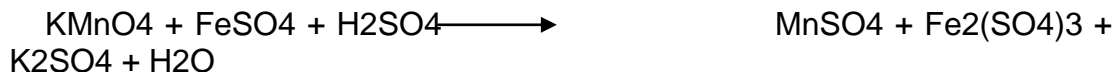
En resumen:



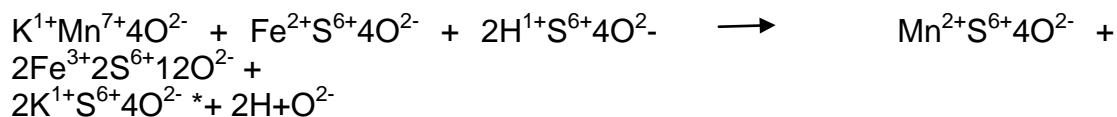
## 6.9 Balanceo de reacciones redox por el método del cambio del número de oxidación

Como su nombre lo indica, este método de balanceo se basa en los cambios de los números de oxidación de las especies que reaccionan. A continuación se describen los pasos de este método de balanceo.

Balancear por el método del cambio del número de oxidación la reacción química siguiente:



### Paso 1. Cálculo de los números de oxidación.



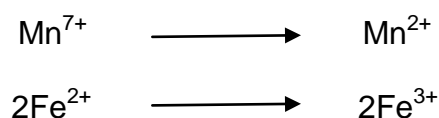
### Paso 2. Identificación de los elementos que cambian su estado de oxidación.

Se identifican los elementos que cambian su estado de oxidación o carga y se escriben como semireacciones de oxidación y de reducción (no importa el orden de escritura de las semireacciones)



### Paso 3. Balance de masa.

Se efectúa el balance de masa. Debe haber el mismo número de especies químicas en ambos lados de la flecha de reacción. En el caso del manganeso, no es necesario efectuar el balance de masa pues hay un número igual de átomos en ambos miembros de la semirreacción. Sin embargo, en el caso del hierro, hay un coeficiente de 2 en el  $\text{Fe}^{3+}$  que también debe aparecer del mismo modo en el  $\text{Fe}^{2+}$ .



### Paso 4. Balance de carga

Se efectúa el balance de carga. Debe haber igual número de cargas en ambos lados de las flechas de reacción. Lo único que puede utilizarse para el balance de carga son los electrones que se pierden o se ganan en el proceso redox.

**¡Atención! El balance de carga siempre debe hacerse después del balance de masa, nunca antes.**

El planteamiento de una desigualdad matemática puede servir para realizar el balance de carga. Al mismo tiempo se pueden identificar los procesos de oxidación y de reducción, dependiendo del lado de donde se agreguen los electrones.

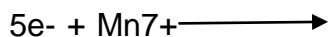


La desigualdad se plantea utilizando los números de oxidación de las especies que cambian en el proceso redox. En el caso del manganeso el procedimiento es:

$$7+ \geq 2+$$

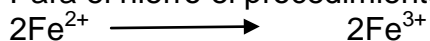
$$5e^- + 7+ = 2+$$

$$2+ = 2+$$



$\text{Mn}^{2+}$  (El número de oxidación del Mn disminuye de 7+ a 2+. Por tanto, es la semirreacción de reducción.)

Para el hierro el procedimiento es:



$$4+ \leq 6+$$

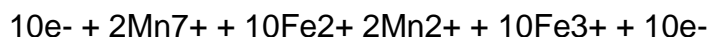
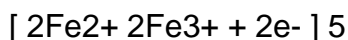
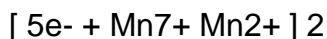
$$4+ = 6+ + 2e^-$$

$4+ = 4+$   
 $2\text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{e}^-$  (Hay pérdida de electrones y el número de oxidación del Fe aumenta de 2+ a 3+. Por tanto, es la semirreacción de oxidación)

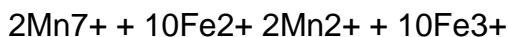
Con lo anterior quedan balanceadas las semirreacciones redox por masa y carga.

**Paso 5. Balance de los electrones intercambiados (perdidos y ganados) en las semirreacciones redox balanceadas.**

El número de electrones que se intercambian en las semirreacciones redox debe ser el mismo. Este se obtiene al multiplicar de manera cruzada los electrones perdidos y ganados. Se simplifica la ecuación.

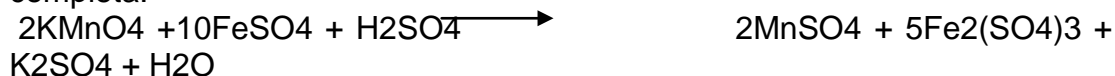


El proceso redox total queda como sigue:

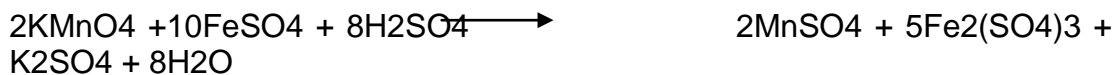


**Paso 6. Introducción de los coeficientes obtenidos, en el proceso redox, en la reacción global.**

Los coeficientes que se obtienen hasta este paso corresponden únicamente a las especies químicas que intervinieron en el proceso redox y se colocan como coeficientes de los compuestos correspondientes en la reacción completa:



b. Ajuste de los coeficientes de las especies que no cambiaron en el proceso redox. En esta reacción, no cambiaron su estado de oxidación el  $\text{H}^+$ ,  $\text{S}^{6+}$   $\text{K}^+$  y  $\text{O}^{2-}$  de modo que debe haber igual número de estas especies en ambos miembros de la ecuación para que ésta quede balanceada.



En este paso la reacción ya quedó balanceada pues ya se cumple con la ley de la conservación de la masa.

**6.10 Cálculos estequiométricos en reacciones químicas.**

**Relación mol-mol**

El concepto de mol es uno de los más importantes en la química. Su comprensión y aplicación son básicas en la comprensión de otros temas. Es una parte fundamental del lenguaje de la química.

MOL.- Cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) que el número de átomos presentes en 12 g de carbono 12.

Cuando hablamos de un mol, hablamos de un número específico de materia. Por ejemplo si decimos una docena sabemos que son 12, una centena 100 y un mol equivale a  $6.022 \times 10^{23}$ . Este número se conoce como Número de Avogadro y es un número tan grande que es difícil imaginarlo.

Un mol de azufre, contiene el mismo número de átomos que un mol de plata, el mismo número de átomos que un mol de calcio, y el mismo número de átomos que un mol de cualquier otro elemento.

$$\boxed{1 \text{ MOL de un elemento} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}$$

Si tienes una docena de canicas de vidrio y una docena de pelotas de ping-pong, el número de canicas y pelotas es el mismo, pero ¿pesan lo mismo? NO. Así pasa con las moles de átomos, son el mismo número de átomos, pero la masa depende del elemento y está dada por la masa atómica del mismo.

Para cualquier elemento:

$$\boxed{1 \text{ MOL} = 6.022 \times 10^{23} \text{ ÁTOMOS} = \text{MASA ATÓMICA (gramos)}}$$

En base a la relación que establecimos entre moles, átomos y masa atómica para cualquier elemento, podemos nosotros convertir de una otra unidad utilizando factores de conversión. Ejemplos:

¿Cuántas moles de hierro representan 25.0g de hierro (Fe)?

Necesitamos convertir gramos de Fe a moles de Fe. Buscamos la masa atómica del Fe y vemos que es 55.85 g. Utilizamos el factor de conversión apropiado para obtener moles.

$$25.0 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.85 \text{ g de Fe}} = 0.488 \text{ moles de Fe}$$

¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5.00 g de magnesio (Mg)?

Necesitamos convertir gramos de Mg a átomos de Mg.

Para este factor de conversión necesitamos la masa atómica que es 24.31 g.

$$5. \text{ g Mg} \quad \times \quad \frac{1 \text{ mol}}{24.31 \text{ g}} = 0.206 \text{ mol de Mg}$$

¿Cuál es la masa de  $3.01 \times 10^{23}$  átomos de sodio (Na)?

Utilizaremos la masa atómica del Na (22.99 g) y el factor de conversión de átomos a gramos.

$$3.01 \times 10^{23} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.023 \times 10^{23}} = 1.31 \times 10^{23}$$

Masa molar de los compuestos.-

Una mol de un compuesto contiene el número de Avogadro de unidades fórmula (moléculas o iones) del mismo. Los términos peso molecular, masa molecular, peso fórmula y masa fórmula se han usado para referirse a la masa de 1 mol de un compuesto. El término de masa molar es más amplio pues se puede aplicar para todo tipo de compuestos. A partir de la fórmula de un compuesto, podemos determinar la masa molar sumando las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula. Si hay más de un átomo de cualquier elemento, su masa debe sumarse tantas veces como aparezca.

Ejemplos: Calcule la masa molar de los siguientes compuestos. KOH (hidróxido de potasio)

$$\begin{array}{rcl} \text{K} = & 1 \times 39.10 & = 39.10 \\ \text{O} = & 1 \times 16.0 & = 16.0 \\ \text{H} = & 1 \times 1.01 & = 1.01 \\ & & \hline & & 56.11 \end{array}$$

$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$  (sulfato de cobre II)

$$\begin{array}{rcl} \text{Cu} = & 3 \times 63.55 & = 190.65 \\ \text{P} = & 2 \times 30.97 & = 61.94 \\ \text{O} = & 8 \times 16 & = 128 \\ & & \hline & & 380.59 \end{array}$$

En el caso de los compuestos también podemos establecer una relación entre moles, moléculas y masa molar.

$1 \text{ MOL} = 6.022 \times 10^{23} \text{ MOLÉCULAS} =$ $\text{MASA MOLAR (gramos)}$
--

Ejemplos:

¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1.0 Kg de esta sustancia?

En primer lugar debemos calcular la masa molar del NaOH

$$\begin{array}{rcl} \text{Na} = & 1 \times 23 & = 23 \\ \text{O} = & 1 \times 16 & = 16 \\ \text{H} = & 1 \times 1 & = 1 \\ & & \hline & & 40 \end{array}$$

La secuencia de conversión sería:

$$1.00 \text{ Kg NaOH} \times \frac{1000\text{g}}{1\text{Kg}} = 1000 \text{ g NaOH}$$

$$1000 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 25.0 \text{ mol}$$

**6.11 Reactivo limitante (o límite).** Cuando ocurre una reacción, los reactivos probablemente no se encuentran en la **relación estequiométrica** exacta (la cual es siempre constante) sino que puede haber exceso de uno o más de ellos. En tal caso, habrá un reactivo que se consumirá en su totalidad y será el que va a limitar la reacción. Dicho reactivo, llamado **reactivo limitante (o límite)**, será el punto de referencia para todos los cálculos relacionados con la ecuación.

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidas a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación ajustada. A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo menos abundante.

### **Reactivo limitante**

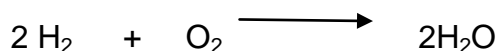
Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante.

Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.

Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química ajustada.

### **Ejemplo 1:**

Para la reacción:



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?

Necesitamos 2 moléculas de H<sub>2</sub> por cada molécula de O<sub>2</sub>

Pero tenemos sólo 10 moléculas de H<sub>2</sub> y 10 moléculas de O<sub>2</sub>.

La proporción requerida es de 2 : 1

Pero la proporción que tenemos es de 1 : 1

Es claro que el reactivo en exceso es el O<sub>2</sub> y el reactivo limitante es el H<sub>2</sub>

Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles.

Si ahora ponemos 15 moles de H<sub>2</sub> con 5 moles de O<sub>2</sub> entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O<sub>2</sub> reaccionan con 2 moles de H<sub>2</sub>, entonces el número de moles de O<sub>2</sub> necesarias para reaccionar con todo el H<sub>2</sub> es 7,5, y el número de moles de H<sub>2</sub> necesarias para reaccionar con todo el O<sub>2</sub> es 10.

Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O<sub>2</sub> es el reactivo limitante

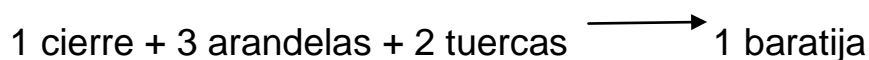
Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es: Calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción.

El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

### Ejemplo 2:

Se necesita un cierre, tres arandelas y dos tuercas para construir una baratija. Si el inventario habitual es 4,000 cierres, 12,000 arandelas y 7,000 tuercas. ¿Cuántas baratijas se pueden producir?

La ecuación correspondiente será:



En esta reacción, 1 mol de cierres, 3 moles de arandela y 2 moles de tuercas reaccionan para dar 1 mol de baratijas.

1) Divide la cantidad de cada reactivo por el número de moles de ese reactivo que se usan en la ecuación ajustada. Así se determina la máxima cantidad de baratijas que pueden producirse por cada reactivo.

- Cierres:  $4,000 / 1 = 4,000$
- Arandelas:  $12,000 / 3 = 4,000$
- Tuercas:  $7,000 / 2 = 3,500$

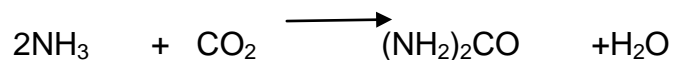
Por tanto, el reactivo limitante es la tuerca.

2) Determina el número de baratijas que pueden hacerse a partir del reactivo limitante. Ya que el reactivo limitante es la tuerca, el máximo número de baratijas que pueden hacerse viene determinado por el número de tuercas. Entran dos tuercas en cada baratija, de modo que el número de baratijas que pueden producirse, de acuerdo con la estequiometría del proceso es:

$$7,000 / 2 = 3,500 \text{ baratijas}$$

### Ejemplo 3:

Considere la siguiente reacción:



Supongamos que se mezclan 637,2 g de NH<sub>3</sub> con 1142 g de CO<sub>2</sub>. ¿Cuántos gramos de urea [(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>CO] se obtendrán?

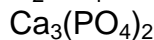
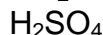
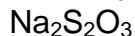
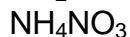
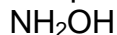


- 1)** Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en moles:  
637,2 g de  $\text{NH}_3$  son 37,5 moles  
1142 g de  $\text{CO}_2$  son 26 moles
- 2)** Ahora definimos la proporción estequiométrica entre reactivos y productos:
  - a partir de 2 moles de  $\text{NH}_3$  se obtiene 1 mol de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
  - a partir de 1 mol de  $\text{CO}_2$  se obtiene 1 mol de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
- 3)** Calculamos el número de moles de producto que se obtendrían si cada reactivo se consumiese en su totalidad:
  - a partir de 37,5 moles de  $\text{NH}_3$  se obtienen 18,75 moles de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
  - a partir de 26 moles de  $\text{CO}_2$  se obtienen 26 moles de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
- 4)** El reactivo limitante es el  $(\text{NH}_3)$  y podremos obtener como máximo 18.75 moles de urea.
- 5)** Y ahora hacemos la conversión a gramos:  
18,75 moles de  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  son 1462,5 g.

## EJERCICIOS DE LA UNIDAD V.

### Número de oxidación y cargas iónicas

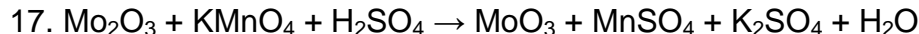
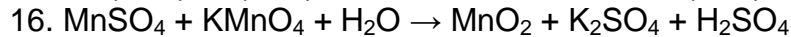
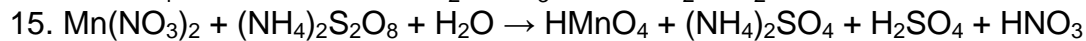
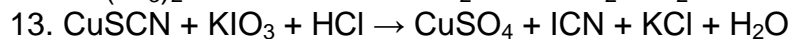
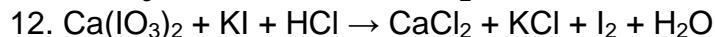
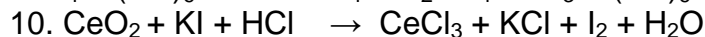
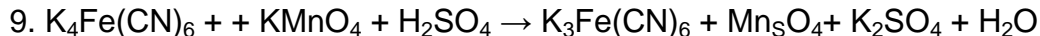
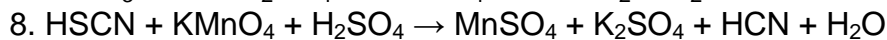
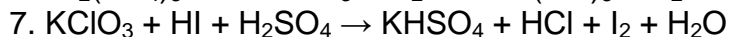
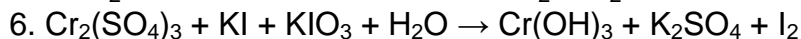
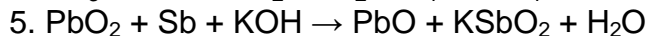
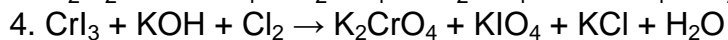
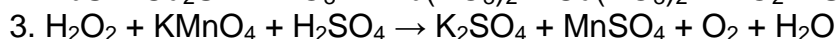
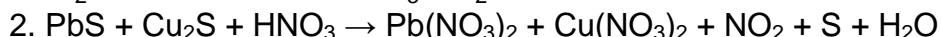
Determina el número de oxidación de los elementos que forman los iones y compuestos siguientes:

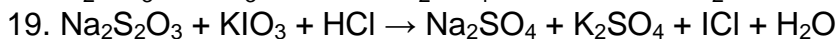
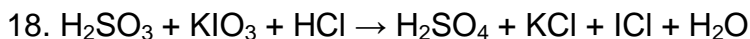


### Balaceo de reacciones inorgánicas

A continuación se te proporcionan las reacciones químicas redox (sin balancear) inorgánicas. El objetivo es que tu hagas el balanceo de todas ellas por el método que selecciones (cambio del número de oxidación o ion – electrón) siguiendo los pasos que se detallan en seguida.

- Identifica la especie química que se oxida y escribe la semirreacción de oxidación. Balancea esta semirreacción (por masa y carga)
- Identifica la especie química que se reduce y escribe la semirreacción de reducción. Balancea esta semirreacción (por masa y carga)
- Identifica el agente oxidante y el agente reductor
- Escribe la reacción global redox.
- La reacción global total





Resuelve los siguientes problemas.

1.- ¿A cuántos gramos de las siguientes sustancias equivalen .25 moles de éstas?

- a) HF
- b) HCl
- c) HBr
- d) HI
- e) HCN

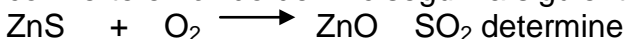
2.- ¿Cuántos átomos hay en cada una de las siguientes muestras?

- a) 0.1 moles de Au
- b). 0.96 moles de CH<sub>4</sub>
- c) 28.4 moles de CO<sub>2</sub>
- d) 6.37 moles de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- e) 1.25 moles de Cu

3.- En la ecuación  $\text{Mg} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$  si reaccionan  $8 \times 10^{23}$  átomos de magnesio con 40g de ácido clorhídrico, determinar:

- a) El reactivo limitante
- b) La cantidad de reactivo en exceso
- c) La cantidad máxima de cloruro de magnesio que se puede obtener.

4.- Durante las primeras etapas de la producción de zinc, el sulfato de zinc se convierte en óxido de zinc según la siguiente reacción sin balancear.



- a) El reactivo limitante si se hace reaccionar 100g de sulfuro de zinc con  $3 \times 10^{23}$  moléculas de oxígeno
- b) La cantidad de reactivo en exceso que no reacciona
- c) Los gramos de ZnO que se producen.

**BIBLIOGRAFIA**

Browm (1998) Química la ciencia central. México 7°ED. Ed. Pearson.

Garza g. (1991) Fundmentos de química general con un manual de laboratorio 2° ed. Ed. Mc GrawHill.

[www.unam.facultad quim.org](http://www.unam.facultadquim.org).

[wwwuam.pre.org](http://wwwuam.pre.org)

[www.fisicante.org](http://www.fisicante.org)

[www.textoscinetificos](http://www.textoscinetificos)

[www.oei.org](http://www.oei.org)

[www.educuml](http://www.educuml)

[www.tec.cam](http://www.tec.cam).