

Cuadernillo de Química

Curso de nivelación 2022



Programa

Unidad 1: El estudio de la Química

El estudio de la Química

Concepto de Materia

Propiedades de la Materia

Sustancia, elementos, compuestos y mezclas

Estados de la Materia

Cambios de estado

Sistemas materiales

División de la Materia

Unidad 2: El átomo

Teoría atómica

La estructura del átomo

Partes del átomo

Unidad 3: Tabla periódica

Breve historia de la Tabla periódica

Clasificación de la T.P

Unidad 4: Enlace Químico

Definición de enlace químico

Regla del octeto

Clasificación de los enlaces

Fórmula de Lewis

Propiedades de compuestos iónicos y covalentes

Unidad 5: Reacciones Químicas

Fórmula química

Nomenclatura química

Funciones químicas

Función Hidruros metálicos

Función hidruros no metálicos

Función hidrácidos

Función óxidos

Función hidróxidos

Función ácidos-oxácidos

Función sal

UNIDAD 1

1. EL ESTUDIO DE LA QUÍMICA

La química no se hace solo en los laboratorios, en realidad ocurre todos los días y tiene un gran impacto sobre lo que usamos y hacemos. Encontramos química cuando cocinamos, cuando agregamos Cloro a la pileta o cuando se enciende el motor de un auto. Se produce una reacción química cuando se oxida un clavo, cuando se enciende un fósforo o cuando encendemos la cocina.

Los procesos químicos se producen todos los días en la naturaleza, en los laboratorios, en las fábricas.

Por todo esto es importante el estudio de la química, es decir el estudio de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia.

2. CONCEPTO DE MATERIA

2.1. MATERIA Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio.

Todo lo que nos rodea y todo aquello que puede ser captado a través de nuestros cinco sentidos, es materia. La Materia se nos representa formando parte de los cuerpos.

2.2. Definimos entonces a los CUERPOS como una porción limitada de la materia.

Los Cuerpos por estar formados de materia presentan tres propiedades que los identifican y que deben poseer **MASA, VOLUMEN Y PESO.**

2.3. MASA: Cantidad de materia que tienen los cuerpos.

La unidad básica con que se expresa la cantidad de masa de un cuerpo según el **Sistema Internacional** es el Kilogramo = Kg

$$1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

2.4. VOLUMEN: Lugar que ocupa la materia en el espacio.

La unidad básica con que se expresa el volumen de un cuerpo según el **Sistema Internacional** es el metro cúbico = m³

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ ml} = 1 \times 10^3 \text{ ml}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^3 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$$

2.5. PESO: Es la fuerza que ejerce la **GRAVEDAD** sobre un cuerpo.

2.6. GRAVEDAD: Fuerza de atracción que ejerce la Tierra sobre los cuerpos y se asigna un valor fijo de $9,8 \text{ m/seg}^2$

Para calcular el peso de un cuerpo se debe multiplicar la masa del cuerpo por la gravedad.

El peso de un cuerpo es directamente proporcional al producto de la masa del mismo por el valor de la gravedad.

$$P = m \times G$$

$$P = \text{Kg} \times 9,8 \text{ m/seg}^2$$

La unidad de medida del peso es el **NEWTON**

$$N = \text{Kg} \times \text{m/seg}^2$$

2.7. DENSIDAD: es una propiedad de la materia que relaciona la masa de un cuerpo con su volumen.

La unidad de medida de para expresar la densidad según el **Sistema Internacional** es el kg/m^3 , la cual resulta demasiado grande para muchas aplicaciones químicas; por lo tanto se utiliza los g/cm^3 .

$$1\text{g/cm}^3 = 1\text{g / ml}$$

La densidad de una sustancia es directamente proporcional a su masa e inversamente proporcional a su volumen.

$$d = m / v$$

3. PROPIEDADES DE LA MATERIA

Las propiedades de la materia se pueden clasificar en:

3.1 PROPIEDADES FÍSICAS: Son propiedades que pueden medirse y observarse sin que se modifique la composición de la materia.

Las propiedades físicas pueden clasificarse en:

3.1.1 Propiedades Extensivas: son aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia analizada. Si la cantidad de materia se modifica también se modifica en forma proporcional la propiedad extensiva.

Las Propiedades Extensivas son Propiedades Aditivas, es decir que las masas de los cuerpos pueden sumarse para obtener el total de las masas. Por ejemplo si tenemos 2

recipientes con 100ml de agua y luego se unifican en un recipiente se obtendrán 200ml de agua.

Son propiedades extensivas de la materia:

- *Masa*
- *Volumen*
- *Calor*

3.1.2 Propiedades Intensivas: son aquellas propiedades que NO dependen de la cantidad de materia analizada, y constituyen una característica específica de la materia.

Las Propiedades Intensivas NO son Propiedades Aditivas, son propiedades específicas de cada cuerpo o sustancia. Por ejemplo el punto de ebullición de los recipientes de 100ml de agua es de 100 °C, si se unifican en un recipiente seguirá siendo 100°C

Son propiedades intensivas de la materia:

- Densidad: relación entre la masa y el volumen en condiciones de temperatura y presión determinadas.
- Índice de refracción: cociente entre la velocidad de propagación de la luz en esa sustancia y la velocidad de la luz en un medio de referencia.
- Temperaturas a las cuales ocurren los cambios de estados a una presión determinada:
 - ✓ Punto de Fusión: temperatura a la cual coexisten en equilibrio el estado sólido y el estado líquido.
 - ✓ Punto de Ebullición: temperatura a la cual coexisten en equilibrio el estado líquido y el estado gaseoso.
- Dureza de los sólidos: resistencia de un cuerpo a ser rayado o cortado.
- Tensión Superficial, referida a los líquidos, que es la cantidad de energía que se requiere para extender o aumentar la superficie de un líquido.
- Elasticidad: capacidad de los cuerpos de deformarse cuando se aplica una fuerza sobre ellos y de recuperar su forma original al suprimir la fuerza aplicada.

3.2 PROPIEDADES QUÍMICAS: determinan qué cambios o transformaciones puede experimentar la materia en su composición. Estos cambios ocurren a través de una reacción química.

Una **REACCIÓN QUÍMICA** es un proceso durante el cual una o varias sustancias se transforman en otras diferentes.

Entre las propiedades químicas de la materia podemos mencionar:

- 3.2.1 La capacidad de reaccionar con el oxígeno y de formar óxidos.
- 3.2.2 La capacidad de reaccionar con sustancias ácidas y formar nuevas sustancias.
- 3.2.3 La capacidad de reaccionar con sustancias básicas y formar nuevas sustancias.

4. SUSTANCIAS, ELEMENTOS, COMPUESTOS Y MEZCLAS

4.1 **SUSTANCIA:** es cualquier tipo de materia cuyas muestras tienen la misma composición química y propiedades físicas idénticas. Una sustancia pura puede ser un compuesto o un elemento. Por ej. Agua, oxígeno.

4.2 **ELEMENTO:** es toda aquella sustancia que no puede descomponerse en otra más simple. Ejemplo: cobre, oro.

Para representar los elementos se emplea un conjunto de símbolos químicos que son combinaciones de letras. La primera letra del símbolo químico es siempre imprenta mayúscula acompañada por una segunda letra que es imprenta minúscula. Por ejemplo: sodio Na; aluminio Al, etc.

4.3 **COMPUESTO:** formadas por dos o más elementos en proporción fija. Sustancias que se puede descomponer en sus elementos constituyentes. Por ejemplo el compuesto agua, se puede descomponer por electricidad en sus elementos constituyentes, hidrógeno y oxígeno

4.4 **MEZCLA:** No siempre las sustancias se presentan puras, a veces se encuentran asociadas con otras sustancias de distinta naturaleza constituyendo las mezclas. Mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras, en la que cada sustancia retiene su propia composición y propiedades. Se clasifican en homogéneas y heterogéneas.

5. ESTADOS DE LA MATERIA

Se llama Estado de la Materia a la forma en que se presenta la materia en la naturaleza. Los estados de la materia pueden ser **SÓLIDO – LÍQUIDO Y GASEOSO.**

Los estados de la materia también reciben el nombre de **ESTADO DE AGREGACIÓN**, dando referencia a cómo se encuentran las partículas que conforman la materia cuando se encuentra en un estado determinado.

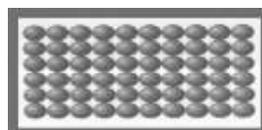
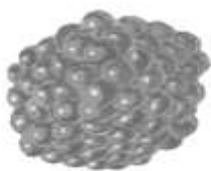


EL ESTADO DE LA MATERIA DEPENDE DE LA PRESIÓN Y LA TEMPERATURA EN LA CUÁL SE ENCUENTRA LA MISMA, POR LO TANTO PUEDE CAMBIAR DE ESTADO SI CAMBIAN DICHAS CONDICIONES.

CARACTERÍSTICAS DE CADA ESTADO

5.1. Los sólidos

- No se pueden comprimir, pues las partículas que los forman están muy juntas.
- Algunos sólidos presentan formas geométricas (poliédricas), pues sus partículas están ordenadas.
- Los sólidos tienen forma y volumen constante pues sus partículas ocupan posiciones fijas.
- Los sólidos al calentarse se dilatan pues como sus partículas solo pueden vibrar, cuando aumentan de temperatura aumenta la amplitud de la vibración.
- Los sólidos tienen temperatura pues un sólido está caliente cuando sus partículas vibran mucho y está frío cuando vibran poco.



Un sólido es una sustancia formada por moléculas que se encuentran estrechamente unidas entre sí mediante una fuerza llamada fuerza de cohesión, las partículas están muy unidas, y solo vibran en su puesto.

La disposición de estas moléculas le da un aspecto de dureza y de rigidez con el que frecuentemente se le asocia.

La forma definida de los sólidos es producto de la fuerza de **cohesión** que mantiene unidas a las moléculas.

Los sólidos son duros y presentan dificultad para **comprimirse**. Esto se explica porque las moléculas que los forman están tan cerca, que no dejan espacios entre sí.

Los sólidos tienen una forma definida. Esta característica se mantiene, salvo que actúe sobre ellos una fuerza tan grande que los deforme.

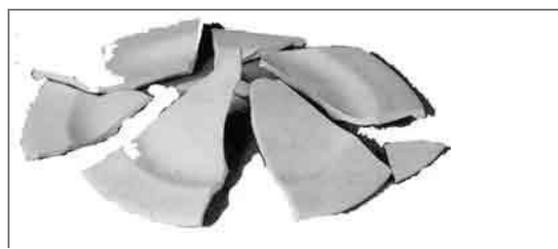
Los Sólidos	Tienen dificultad para comprimirse	Tienen forma definida
--------------------	------------------------------------	-----------------------

No todos los sólidos son iguales. Y las diferencias que presentan se deben según las propiedades que poseen:

* **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.

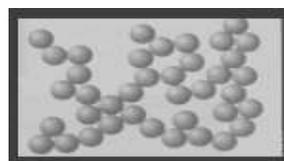
* **Fragilidad:** Un sólido puede romperse en muchos pedazos (quebradizo). En más de una ocasión habrás quebrado un vaso de vidrio o un objeto de greda. Estos hechos representan la fragilidad de un sólido.

* **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.



5.2 Los líquidos

- Son fluidos que se adaptan a la forma del recipiente que los contiene y amorfos, pues sus partículas vibran y se deslizan unas sobre otras lo que originan un auténtico caos.
- Los líquidos son incompresibles pues sus partículas están casi tan juntas como en los sólidos.
- Se dilatan al calentarse y al enfriarse se contraen algo más que los sólidos.
- Algunos líquidos pueden difundirse en otros, aunque mucho más lentamente que los gases. Otros, por el contrario, son inmiscibles.



Un líquido es una sustancia formada por moléculas que están en constante movimiento de desplazamiento y que se deslizan unas sobre las otras.

La disposición de estas moléculas le da un aspecto de fluidez con la que frecuentemente se les asocia.

Los líquidos cambian de forma, al aplicar fuerza sobre la superficie del agua de una cubeta, se observa que ésta pierde su aspecto inmóvil y se puede distinguir su movimiento a través de la formación de ondas en la superficie.

- * Los líquidos pueden cambiar de forma y esto se debe a que la fuerza de atracción que mantiene unidas las moléculas es menos intensa que la fuerza que mantiene unidas las moléculas de los sólidos.
- * Los líquidos son incompresibles porque las moléculas que los constituyen están tan unidas que no pueden acercarse más; sólo pueden deslizarse las unas sobre las otras.

Los Líquidos	Tienen forma indefinida	Son incompresibles
---------------------	-------------------------	--------------------

Los líquidos, al igual que los sólidos, presentan propiedades específicas entre las cuales señalaremos:

- * **Volatilidad**, es decir, facilidad para evaporarse. Esta propiedad se aprecia claramente al dejar abierto un frasco con alcohol, en que se percibe su olor y disminuye el volumen.
- * **Viscosidad**, es decir, dificultad al escurrimiento.

Estas propiedades se presentan en mayor o menor grado en todos los líquidos. Los perfumes, la bencina y la parafina son líquidos volátiles. La miel y la leche condensada son líquidos viscosos.

5.3 Los gases

- Se expanden y se difunden pues sus partículas están en continuo movimiento.
- Los gases son fluidos que no tienen forma propia y se deslizan por orificios o tuberías.
- Los gases tienen masa.
- Los gases ejercen presión sobre las paredes del recipiente que los contiene.
- Los gases tienen temperatura. La temperatura está íntimamente relacionada con la velocidad con la que se mueven sus partículas.
- Si las partículas se mueven lentamente, el gas está frío.
- Si las partículas se mueven rápidamente el gas está caliente.
- Los gases tienen volumen. Los gases ocupan siempre todo el volumen disponible, por eso decimos que son expansibles.
- Los gases son impenetrables pues no puede haber otra sustancia que ocupe el mismo espacio a la vez que un gas.

Un gas es una sustancia formada por moléculas que se encuentran separadas entre sí. Esta disposición molecular le permite tener movilidad, por lo que no posee forma propia y puede comprimirse. En él la fuerza de cohesión es nula y ha sido remplazada por la fuerza de repulsión entre las moléculas.

Los gases no poseen forma propia, porque las moléculas que los forman se desplazan en todas direcciones y a gran velocidad; por esta razón los gases ocupan grandes espacios.

Los gases pueden comprimirse debido a la disposición separada de las moléculas que los componen. Si aplicas una fuerza intensa al émbolo de una jeringa con aire y tapas con el dedo su extremo anterior, notarás que el espacio ocupado por el gas disminuye.

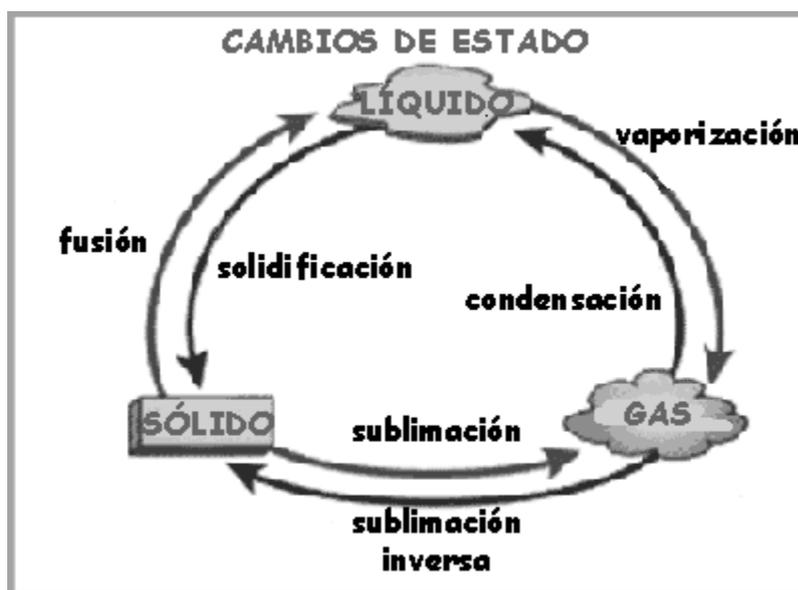
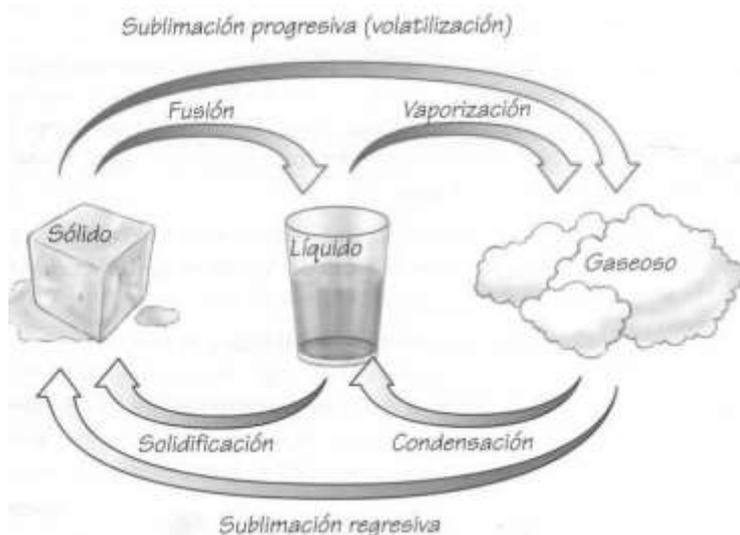
Esto se debe a que las moléculas se acercan entre sí y ocupan un menor espacio, el cual depende de la magnitud de la fuerza aplicada.



Los Gases	No tienen forma propia	Pueden comprimirse
-----------	------------------------	--------------------

6. CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA

La materia es susceptible a cambios, cuando sufre variaciones en la temperatura y el pasaje de un estado de la materia a otro estado se lo llama **CAMBIO DE ESTADO**.



7. SISTEMAS MATERIALES

Un **SISTEMA MATERIAL** es una porción específica de la materia que se ha seleccionado para su estudio.

Los Sistemas materiales están formados por FASES, siendo las **FASES** cada una de las partes que forman un sistema Material o cada uno de los sistemas homogéneos que forman un sistema heterogéneo.

Los Sistemas materiales son mezclas y se clasifican en Sistemas (mezclas) Homogéneos y Sistemas (Mezclas) Heterogéneos.

8.1 MEZCLAS HOMOGÉNEAS O DISOLUCIONES.

Una mezcla homogénea es un **SISTEMA MATERIAL HOMOGÉNEO** formado por varias sustancias. Las mezclas homogéneas se llaman **DISOLUCIONES**.

Los Sistemas Homogéneos están formados por más de una sustancia que no se diferencia entre sí, presentando iguales propiedades en toda su masa, viéndose en ellos de esta manera una sola fase.

Nos encontramos con disoluciones de sustancias que se encuentran cualquier estado de agregación con otras sustancias que se encuentran en el mismo estado de agregación o en otros diferentes.

En una disolución denominamos disolvente a la sustancia de la mezcla que se encuentra en mayor proporción. Denominamos soluto a la sustancia o sustancias que se encuentran en menor proporción.

Materia Es todo lo que posee peso, y ocupa un lugar en el espacio.	• Sistema Material Porción de materia que se aísla para su estudio.	• Sistema Homogéneo Es aquel sistema que posee iguales propiedades intensivas en todos sus puntos.	• Sustancia Pura Sistema homogéneo que resisten los procedimientos mecánicos y físicos del análisis.	• Simples Sustancia pura que no se puede descomponer en otras. Está formada por átomos de un mismo elemento.
			• Solución Sistema homogéneo constituido por dos o más sustancias puras o especies químicas.	• Compuesto Sustancia pura que se puede descomponer en otras. Esta formada por átomos de diferentes elementos.
				• Soluto Sustancia en menor abundancia dentro de la solución.
			• Solvente Sustancia cuyo estado físico es el mismo que el que presenta la solución.	
		• Sistema Heterogéneo Es aquel sistema que en diferentes	• Dispersión Grosera Sistemas heterogéneos visibles a simple vista.	
			• Dispersión Fina	•

		puntos del mismo tiene distintas propiedades intensivas.	Sistema heterogéneo visible al microscopio ($10000000 \text{ A} < \text{partículas} < 500000 \text{ A}$).	Suspensiones Dispersiones finas con la fase dispersante líquida y la dispersa sólida.
				• Emulsiones Dispersiones finas con ambas fases líquidas.
			• Dispersión Coloidal Sistema heterogéneo no visible al microscopio, visible al ultramicroscopio.	

8.1.1 SEPARACIÓN DE MEZCLAS HOMOGENEAS

Los métodos de separación se basan en diferencias entre las propiedades físicas de los componentes de una mezcla. Para las disoluciones, los métodos más habituales son:

8.1.1.1 DESTILACIÓN

Se trata de una operación que consiste en la separación de una mezcla de dos líquidos miscibles, primeramente mediante una evaporización y posteriormente con una condensación. Esta operación se basa en los diferentes puntos de ebullición de los líquidos que la forman.

También se puede decir que es un método que consiste en separar los componentes de las mezclas basándose en lo volátiles que sean las sustancias que forman la mezcla.

Una sustancia de punto de ebullición bajo se considera "volátil" en relación con las otras sustancias de puntos de ebullición mayor.

Hay dos tipos de destilaciones:

- **SIMPLE**, que se utiliza para separar un líquido de la mezcla cuando el resto no son volátiles, o para separar líquidos con puntos de ebullición distintos.
- **DESTILACIÓN FRACCIONADA** es la que se utiliza para separar líquidos con puntos de ebullición próximos.

A. DESTILACIÓN SIMPLE

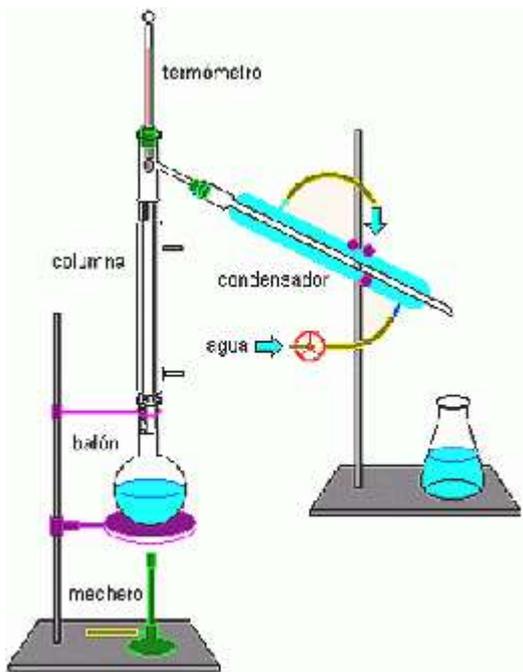
En el balón se coloca la mezcla de líquidos con diferente punto de ebullición, a través del mechero se le proporciona energía calórica la balón. En la parte superior del mismo se le adiciona un termómetro, el cual no hay que retirar mientras dure el procedimiento.

Cuando la mezcla alcanza la temperatura de ebullición del líquido que presenta menor punto de ebullición, este comienza a pasar del estado **líquido al gaseoso**, es decir, comienza la **evaporización** del mismo. Dichos vapores comienzan a transitar por un tubo que está en contacto con una corriente de agua fría, este tubo recibe el nombre de tubo refrigerante. Los vapores al tocar la superficie fría, comienzan a pasar del estado **gaseoso al líquido**, es decir, comienza el proceso de **condensación**.

El líquido condensado es recuperado en un recipiente de vidrio que se ubica al final del destilador.

La temperatura permanece constante mientras dura el proceso de ebullición del líquido que comenzó a evaporarse primero. Cuando termina esta primera ebullición la temperatura

comienza a aumentar hasta alcanzar la temperatura de ebullición del segundo, y se produce el mismo proceso, con recuperación del líquido al final del mismo

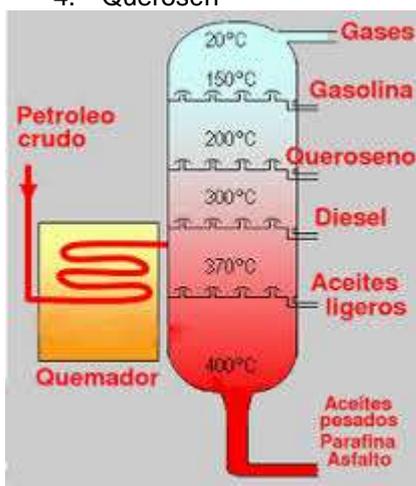


B. DESTILACIÓN FRACCIONADA

El petróleo o "aceite de piedra" es una mezcla compleja no homogénea de hidrocarburos insolubles en agua.

La destilación del petróleo se realiza mediante las llamadas, torres de fraccionamiento. En esta, el petróleo asciende por la torre aumentando su temperatura, obteniéndose los derivados de este en el siguiente orden:

1. Residuos sólidos
2. Aceites y lubricantes
3. Gasoil
4. Querosén
5. Naftas
6. Gasolinas
7. Disolventes



8.1.1.2 EVAPORACIÓN Y CRISTALIZACIÓN:

- **La EVAPORACIÓN** consiste en eliminar el disolvente líquido, quedándonos con el soluto. Para favorecer la evaporación podemos calentar la mezcla o dejar que ocurra lentamente.

- **La CRISTALIZACIÓN** es el depósito del sólido disuelto en el líquido por alguno de los siguientes motivos:
 - **Por enfriamiento**, habitualmente se disuelven mejor los sólidos en los líquidos la aumentar la temperatura. Si nosotros enfriamos deberá tener menos sólido disuelto en el líquido, el sólido que sobra acabará depositándose en el fondo del recipiente (cristalización).
 - **Por evaporación**, al disminuir la cantidad de disolvente deberá tener menos sólido disuelto, el que vaya sobrando a medida que se evapore el líquido se depositará en el fondo del recipiente (cristalización).



8.1.1.3 EXTRACCIÓN. Consiste en separar varios solutos disueltos en un disolvente. Se utiliza la diferencia de solubilidad de cada soluto en diferentes disolventes. Se añade un disolvente inmiscible (que no se disuelve) con el disolvente de la mezcla, los solutos se distribuyen entre los dos disolventes: alguno de los solutos será más soluble en el primer disolvente y otro de los solutos en el segundo disolvente. Posteriormente las dos fases se separan como mezclas heterogéneas, por decantación en este caso.

8.1.1.4 CROMATOGRAFÍA. Las sustancias a separar se distribuyen entre dos fases según la tendencia que tengan a estar más en una de las fases o en la otra. Una fase es la denominada móvil, la que avanza, y la otra es la fase fija. Los más solubles o que retiene mejor la fase fija retrasan su avance y, de esta forma, se separan de los que retiene mejor la fase móvil.

Son Sistemas Materiales homogéneos formados **de un solo tipo de sustancia.**

Pueden ser de dos tipos:

- **Simples o elementos.** Son sustancias de composición simple y que no pueden descomponerse en otras más sencillas por métodos químicos ordinarios. Son los elementos químicos.
- **Compuestos.** Son sustancias formadas por la unión química, o combinación, de dos o más elementos en proporciones fijas, siendo las propiedades del compuesto diferentes de las de sus elementos constituyentes. Los compuestos se pueden descomponer en los elementos que los constituyen por métodos químicos habituales.

8.1.3 MEDIOS FÍSICOS Y MEDIOS QUÍMICOS de separación de los componentes de una sustancia.

La separación de un sistema material en los componentes que lo forman puede llevarse a cabo por medios físicos o por medios químicos:

- **Los medios físicos** (destilación, decantación, evaporación, filtración, entre otros) no producen alteración en la naturaleza de las sustancias que componen el sistema. Si volvemos a juntar los componentes obtenidos tras la separación tendremos nuevamente el sistema que habíamos separado.
- **Los medios químicos** conllevan transformaciones que afectan a la naturaleza de las sustancias. Una vez que se produce la separación, la simple reunión de los componentes separados no produce la sustancia original.

8.2 MEZCLAS HETEROGÉNEAS.

Una mezcla heterogénea o sistema material heterogéneo es un sistema material formado por varias sustancias en el que su composición, estructura o propiedades no se mantienen en cualquier punto de su masa, pudiéndose percibir límites de separación entre regiones diversas.

Es decir que **un Sistema Heterogéneo es aquel que está formado por dos o más sustancias que si se diferencian entre sí, presentando diferentes propiedades en toda su masa y más de una fase.**

En un sistema heterogéneo las fases que lo componen, se pueden definir como cada una de las partes homogéneas o sistemas homogéneos que lo forman. Por esto también podemos definir a los sistemas heterogéneos como un sistema formado por dos o más sistemas homogéneos.

8.2.1 MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE SISTEMAS HETEROGÉNEOS

8.2.1.1 SEDIMENTACIÓN

✓ Para separar sólidos de líquidos podemos:

- Si la densidad es muy diferente, sólido más denso que el líquido, podemos dejar **sedimentar** (*dejar que con el tiempo el sólido se deposite en el fondo*) y recoger la parte superior (líquido) volcando ligeramente el vaso que lo contenga (**decantación**).
Previamente podríamos haber centrifugado el sistema para que el sólido quedara más apelmazado en el fondo del vaso (**centrifugación**) y al volcar pudiéramos separar mayor cantidad de líquido.
- También podríamos utilizar la **filtración**: tipo de criba en la que el tamaño de los agujeros es sumamente pequeño.



- **Si queremos separar líquidos de diferente densidad y no miscibles**, que no se disuelven unos en otros podemos utilizar el proceso anterior de **decantación**:
 - ✓ Volcando ligeramente el vaso que contiene los líquidos la fase superior la podemos trasvasar a otro recipiente y quedarnos en el vaso con la fase inferior (la de menos densidad).

- ✓ Utilizando un embudo de decantación. El embudo de decantación tiene una salida en la parte inferior con una llave de forma que cuando se encuentren bien delimitadas las fases podemos ir separándolas abriendo la llave y separando la parte inferior. Con el embudo de decantación podemos lograr separaciones de líquidos por el método de decantación con una precisión mucho mayor que el simple volcado del vaso.

8.2.1.2 PRECIPITACIÓN.

Consiste en colocar la mezcla en un líquido, donde los dos sólidos se separan, uno flota y el otro se hunde. También a través de este método se pueden separar más fácilmente mezclas heterogéneas como el agua con harina o el agua con tierra. Si mezclas agua con harina en una probeta y esperas un momento, observarás cómo la harina comienza a quedar en el fondo de la probeta (comienza a precipitar o decantar) y a separarse del agua. El agua potable se somete a un proceso de decantación con el objeto de purificarla, proceso semejante al de precipitación.



Resumen de métodos:

- Sólido de sólido:
 - ✓ Imantación si uno de ellos es atraído por imanes.
 - ✓ Manual si el tamaño lo permite.
 - ✓ Criba si son de diferentes tamaños.
- Sólido de líquido:
 - ✓ Sedimentación seguido de decantación.
 - ✓ Sedimentación y centrifugación, seguido de decantación.
 - ✓ Filtración.
- Líquido de líquido, no miscibles:
 - ✓ Decantación normal.
 - ✓ Decantación, utilizando el embudo de decantación.

No hay que olvidar que el utilizar uno u otro método depende de las características de las sustancias a separar y de qué interesa obtener de forma más pura

8.3 OTROS MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA

Los componentes de una mezcla pueden separarse por métodos físicos, mecánicos o por combinación de ambos. La elección del método dependerá de las características de las sustancias y de los estados de agregación en que se encuentren y en algunos casos se puede llegar a utilizar más de un método.

8.3.1 CENTRIFUGACIÓN

Permite separar sólidos no disueltos en líquidos que no se pueden separar mediante filtros. Se utilizan centrifugadoras.

La centrifugación es un método por el cual se pueden separar sólidos de líquidos de diferente densidad mediante una centrifugadora, la cual imprime a la mezcla un movimiento rotatorio con una fuerza de mayor intensidad que la gravedad, provocando la sedimentación del sólido o de las partículas de mayor densidad.



8.3.2 FILTRACIÓN:

A través de materiales porosos como el papel filtro, algodón o arena se puede separar un sólido que se encuentra suspendido en un líquido. Estos materiales permiten solamente el paso del líquido reteniendo el sólido. El filtro retiene la parte sólida y la separa de la líquida que se precipita en el interior del recipiente. Puede realizarse de dos formas distintas: por presión atmosférica o al vacío.



8.3.3 DECANTACIÓN

Este método se emplea cuando la mezcla está formada por líquidos no miscibles, por ejemplo agua y aceite, se colocan en una ampolla de decantación, y como el aceite es menos denso que el agua queda en la parte superior. Al abrir el robinete de la ampolla de decantación y se deja caer el agua, para ser recogida en otro recipiente. También sirve para separar un líquido y un sólido insoluble en ese líquido.



8.3.4 SUBLIMACIÓN

Este método se utiliza para separar dos sólidos uno que sublima y el otro no. El sólido que sublima comienza a pasar del

estado sólido al estado gaseoso, sin pasar previamente por el estado líquido



8.3.5 IMANTACIÓN

Método indicado para separar dos sólidos, uno de los cuales presenta propiedades magnéticas. Por ejemplo una mezcla de arena con limaduras de hierro, el hierro es atraído por el imán y los sólidos de la mezcla se separan.



8.3.6 FLOTACIÓN

Sirve para separar dos sólidos de distinta densidad mediante el agregado de un líquido de densidad intermedia. Por ejemplo un sistema formado por virutas de madera y limaduras de hierro, se le agrega agua, las limaduras quedan depositadas en el fondo y las limaduras flotan.

las de menor tamaño y así produciéndose la separación de la mezcla.

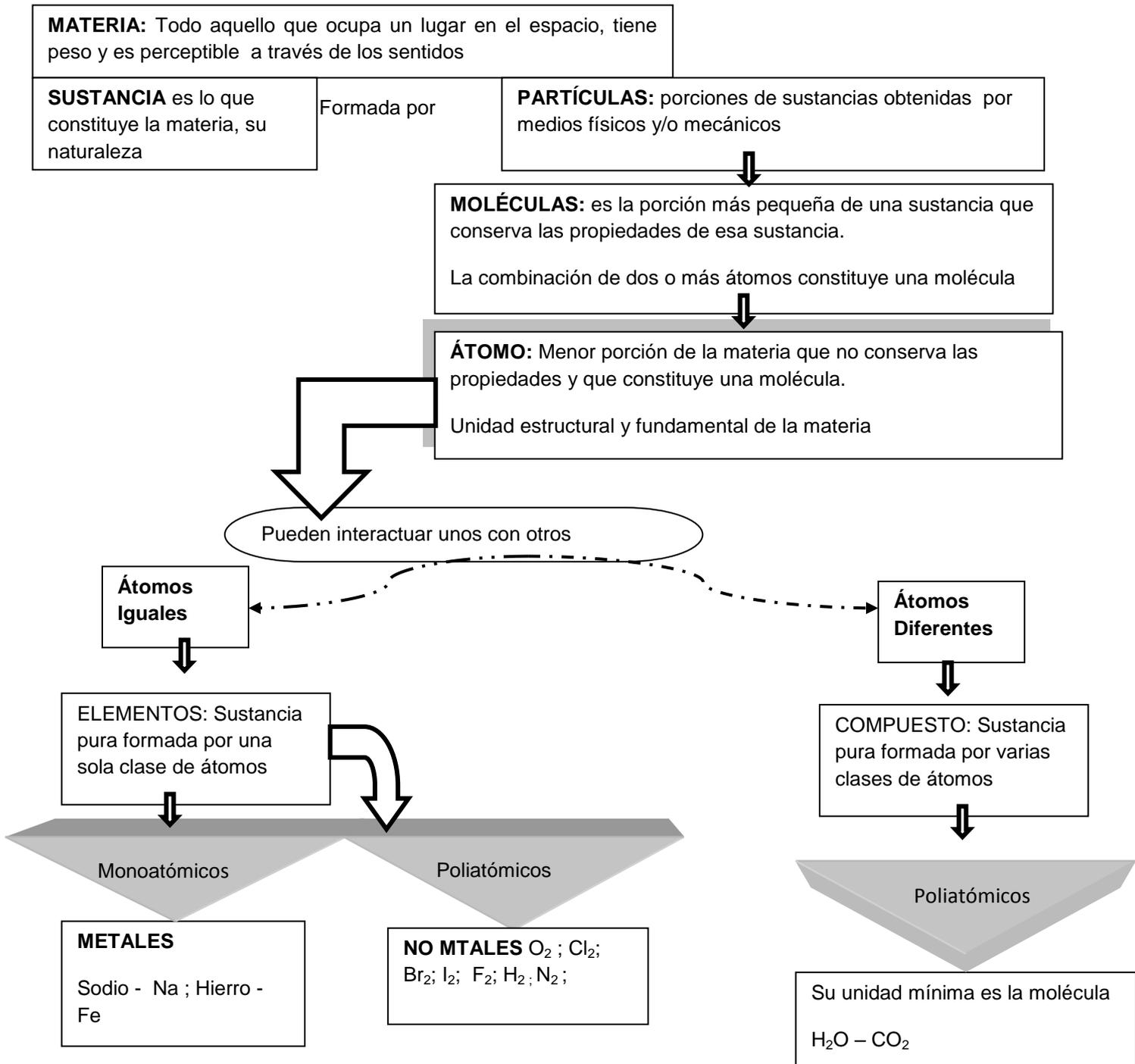


8.3.7 TAMIZACIÓN

El método de tamización se emplea para separar sólidos cuyas partículas son de distinto tamaño. La mezcla se hace pasar por un tamiz y quedan retenidas las partículas de mayor tamaño, dejando pasar



9. DIVISIÓN DE LA MATERIA

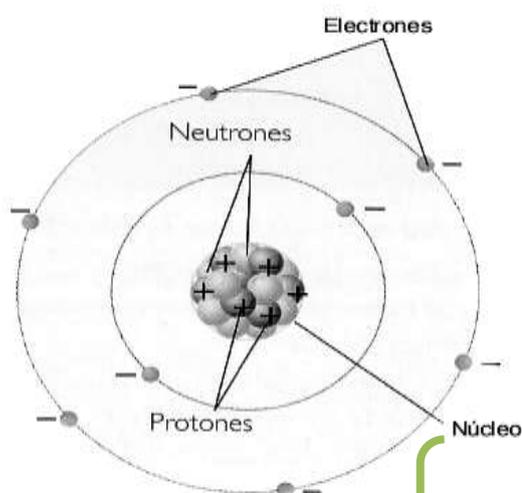


UNIDAD 2

EL ÁTOMO

1. LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Un átomo se define como *la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química*. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, investigaciones posteriores demostraron que los átomos están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas *partículas subatómicas*. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.



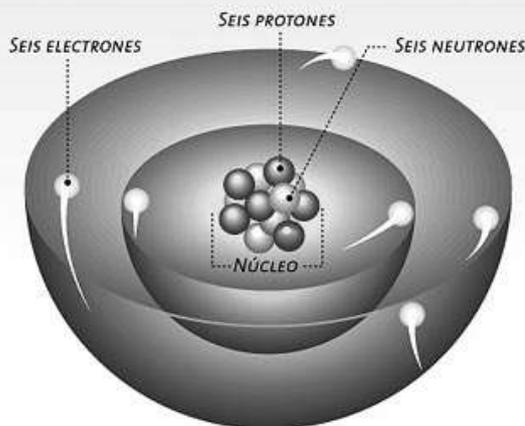
LOS ÁTOMOS SON
ELECTRICAMENTE
NEUTROS,
PRESENTAN IGUAL
N° DE CARGAS
POSITIVAS Y
NEGATIVAS

TIENEN IGUAL N° DE
CARGAS NEGATIVAS
GIRANDO EN LAS
ÓRBITAS COMO N° DE
CARGAS POSITIVAS
DENTRO DEL NÚCLEO

EL N° DE NEUTRONES ES
INDEPENDIENTE AL N° DE
PROTONES O ELECTRONES

El átomo por dentro

En esta infografía se representa un átomo de carbono abierto por la mitad. Su núcleo está compuesto por seis protones y seis neutrones. Los seis electrones del átomo están distribuidos en dos capas orbitales.



2.1 EL ELECTRÓN

Los electrones son partículas con carga negativa,

Los electrones se ubican dentro del átomo girando alrededor del núcleo siguiendo órbitas circulares o elípticas.

El electrón puede saltar de una órbita de mayor energía a otra de menor energía. Las órbitas que están más cerca del núcleo presentan mayor cantidad de energía, por esta razón los electrones de estas órbitas están fuertemente atraídos por la energía positiva del núcleo atómico, dada por la presencia de protones.

2.2 EL PROTÓN Y EL NÚCLEO

Luego de varios experimentos, el físico neozelandés Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un denso conglomerado central dentro del átomo, que llamó núcleo. Las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de protones.

2.3 EL NEUTRÓN

El físico inglés Chadwick descubrió un tercer tipo de partículas subatómicas, a las que llamó neutrones, debido a que demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones.

Los neutrones sirven como aislantes, evitan que los protones se rechacen entre sí. Los protones y neutrones presentan la misma masa.

2. PARTES DEL ÁTOMO

Los átomos tienen dos partes claramente definidas, el **NÚCLEO Y LA CORTEZA**

3.1 NÚCLEO:

- ✓ Se concentra casi la totalidad de la masa atómica, y en él se encuentran los protones y neutrones.
- ✓ La carga del núcleo siempre es positiva, y depende de la cantidad de protones presentes en él.

- ✓ La masa del núcleo representa la masa atómica y se expresa en números enteros. Esta masa se nombra como **NÚMERO MÁSIICO**, que se representa con la letra **A** y se puede definir como **“la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo atómico”**
- ✓ **EL NÚMERO ATÓMICO** se representa con la letra **Z** y se lo puede definir como la **“cantidad de protones presentes en el núcleo atómico”**

3.2 CORTEZA ATÓMICA

- ✓ Está conformada por el espacio donde se mueven los electrones. Este espacio recibe el nombre de **ORBITALES**
- ✓ Los Orbitales son espacio que presentan una forma y un tamaño definido y cada orbital puede alojar como máximo 2 electrones-
- ✓ Como el átomo es eléctricamente neutro, es decir, que presenta igual cantidad de cargas positivas como negativas, se puede decir entonces que el **NÚMERO ATÓMICO** representa también **“cantidad de electrones presentes en la corteza atómica”**

NÚMERO MÁSIICO, que se representa con la letra **A**

“Es la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo atómico”

$$\text{PROTONES} + \text{NEUTRONES} = A$$

NÚMERO ATÓMICO, se representa con la letra **Z**

“Es cantidad de protones presentes en el núcleo atómico”

“Es la cantidad de electrones presentes en la corteza atómica”

$$\text{N}^{\circ} \text{ DE PROTONES} = Z$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ DE ELECTRONES} = Z$$

CÁLCULO DEL N° DE NEUTRONES

1. ORGANIZACIÓN DE LA CORTEZA ATÓMICA

① Cada electrón posee cierta cantidad de energía que le permite alejarse en menor o mayor grado del núcleo.

Esta energía, característica de cada electrón, es la que determina los llamados niveles de energía del átomo.

Los átomos más grandes poseen 7 niveles de energía.

Los niveles de energía hacen relación a la cantidad de energía que poseen los electrones y al espacio donde existe mayor posibilidad de encontrarlos.

Cada electrón puede identificarse por la cantidad de energía que posee. Por esta razón el nivel de energía constituye el **NUMERO CUÁNTICO PRINCIPAL**, que se simboliza con la letra **n**.

② Los electrones de un mismo nivel de energía poseen ligeras diferencias de Energía, según sea su trayectoria, circular o elíptica.

Este concepto indica que cada nivel de energía se descompone en varios subniveles que se identifican con las letras s, p, d y f.

Hasta el nivel 4, presenta un número de subniveles igual al valor del nivel, por ejemplo el nivel 1 tiene 1 subnivel; el nivel 2 tiene 2 subniveles, y así sucesivamente. El número de subniveles está indicado por el **NÚMERO CUÁNTICO SUBSIDIARIO**.

③ **ORBITALES**: Los Orbitales son espacios volumétricos que tienen una forma y un tamaño determinado.

Cada orbital puede alojar como máximo 2 electrones, aunque en un momento dado pueden tener un solo electrón o estar vacíos.

Cada subnivel de energía posee un número determinado de orbitales, y este número recibe el nombre de **NÚMERO CUÁNTICO ORBITAL**

NIVELES DE ENERGÍA	SUBNIVELES DE ENERGÍA	CANTIDAD DE ORBITALES	CANTIDAD DE ELECTRONES
n = 1	s	1	2
n = 2	s	1	2
	p	3	6
n = 3	s	1	2
	p	3	6
	d	5	10
n = 4	s	1	2
	p	3	6
	d	5	10
	f	7	14
n = 5	Igual que nivel 4		
n = 6	s	1	2
	p	3	6
	d	5	10
n = 7	s	1	2
	p	3	6

- Cada nivel (capa) tiene sub-niveles.
- En cada sub-nivel hay orbitales
- Y en cada orbital caben únicamente 2 electrones.

Sub-nivel	Nº de orbitales	Nº máximo de e ⁻
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Los orbitales tienen distintas orientaciones en el espacio. La orientación del orbital es otra forma de caracterizar al electrón, y representa un tercer número llamado **NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO** que se representa con la letra **m**.

- ④ El electrón además de girar en torno al núcleo, posee un movimiento de giro sobre sí mismo, denominado **SPIN O NÚMERO CUÁNTICO DE GIRO**. Cada orbital presenta 2 electrones que pueden girar en el mismo sentido o en sentido contrario. El giro de un electrón o spin se representa gráficamente con una flecha en sentido vertical hacia arriba o hacia abajo según sea el caso.

2 electrones	En el mismo sentido	↑↑
2 electrones	En sentido contrario	↑↓

El Spin constituye la cuarta característica del electrón, y se le asigna un valor $\frac{1}{2}$ cuando el giro se considera positivo (en sentido de la agujas del reloj); y un valor de $-\frac{1}{2}$ para el giro opuesto, es decir, en sentido contrario a las agujas del reloj.

2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

¹La configuración electrónica del átomo de un elemento corresponde a la **ubicación de los electrones en los orbitales de los diferentes niveles de energía.**

La manera de mostrar cómo se distribuyen los electrones en un átomo, es a través de la configuración electrónica. El orden en el que se van llenando los niveles de energía es: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p.

El esquema de llenado de los orbitales atómicos, lo podemos tener utilizando la regla de la diagonal, para ello debes seguir atentamente la flecha del esquema comenzando en 1s; siguiendo la flecha se puede completar los orbitales con los electrones en forma correcta.

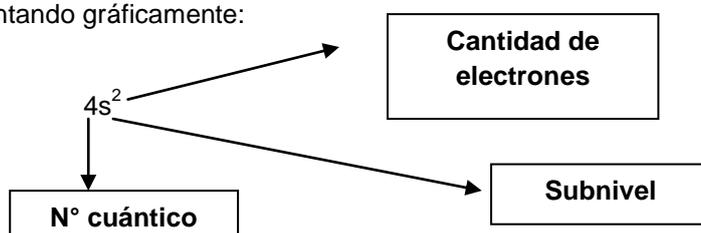
Para escribir la configuración electrónica de un átomo es necesario:

- Saber el número de electrones que el átomo tiene; basta conocer el número atómico (Z) del átomo en la tabla periódica. Recordar que el número de electrones en un átomo es igual al número de protones por lo tanto $Z = p+$ y $Z = e-$
- Ubicar los electrones en cada uno de los niveles de energía, comenzando desde el nivel más cercano al núcleo ($n = 1$).
- Respetar la capacidad máxima de cada subnivel ($s = 2e-$, $p = 6e-$, $d = 10e-$ y $f = 14e-$).

Completando las reglas se puede agregar que:

- Los electrones se distribuyen entre los diferentes niveles de energía, en orden creciente de energía, primero los de menor energía y luego los de mayor energía.
- En cada nivel hay subniveles en número igual al Número Cuántico Principal, por ejemplo el nivel 2 tiene 2 subniveles, el nivel 3 tiene 3 subniveles y así sucesivamente.
- En cada subnivel hay un número fijo de orbitales.
- Cada orbital aloja como máximo 2 electrones.

Representando gráficamente:



Orden de llenado de los orbitales atómicos. Regla de Hund

¹ lamaravilladelabiologia.blogspot.com/ Publicado por Edwin Alberto Rua Restrepo

El orden de llenado de los orbitales se hace en orden creciente de energía. Según se muestra en la

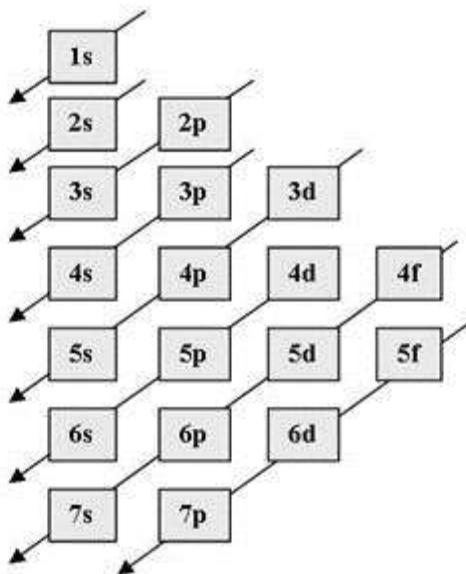


figura.

Átomo	Z	Configuración electrónica			
Li	3	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑	
Be	4	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓	
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑ ↑
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

UNIDAD 3

1. TABLA PERIÓDICA (T.P)

²Breve historia de la Tabla Periódica

En 1860 los científicos ya habían descubierto más de 60 elementos diferentes y habían determinado su masa atómica. Notaron que algunos elementos tenían propiedades químicas similares por lo cual le dieron un nombre a cada grupo de elementos parecidos.

En 1829 el químico J.W. Döbereiner organizó un sistema de clasificación de elementos en el que éstos se agrupaban en grupos de tres denominados triadas.

Las propiedades químicas de los elementos de una triada eran similares y sus propiedades físicas variaban de manera ordenada con su masa atómica.

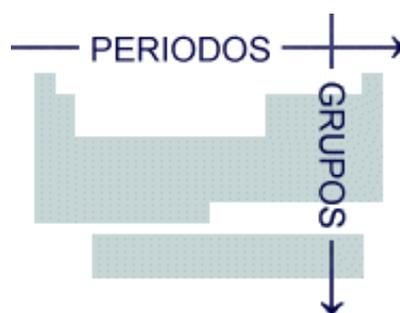
Algo más tarde, el químico ruso Dmitri Ivanovich Mendeleev desarrolló una tabla periódica de los elementos según el orden creciente de sus masas atómicas. Colocó los elementos en columnas verticales empezando por los más livianos, cuando llegaba a un elemento que tenía propiedades semejantes a las de otro elemento empezaba otra columna. Al poco tiempo Mendeleev perfeccionó su tabla acomodando los elementos en filas horizontales. Su sistema le permitió predecir con bastante exactitud las propiedades de elementos no descubiertos hasta el momento.

El gran parecido del germanio con el elemento previsto por Mendeleev consiguió finalmente la aceptación general de este sistema de ordenación que aún hoy se sigue aplicando.

Sin embargo, la tabla de Mendeleev no era del todo correcta. Después de que se descubrieron varios elementos nuevos y de que las masas atómicas podían determinarse con mayor exactitud, se hizo evidente que varios elementos no estaban en el orden correcto. La causa de este problema la determinó el químico inglés Henry Moseley quien descubrió que los átomos de cada elemento tienen un número único de protones en sus núcleos, siendo el número de protones igual al número atómico del átomo. Al organizar Moseley los elementos en orden ascendente de número atómico y no en orden ascendente de masa atómica, como lo había hecho Mendeleev, se solucionaron los problemas de ordenamiento de los elementos en la tabla periódica. La organización que hizo Moseley de los elementos por número atómico generó un claro patrón periódico de propiedades.

1.1 ORGANIZACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica se organiza en **filas horizontales**, que se llaman **periodos**, y **columnas verticales** que reciben el nombre de **grupos**, además, por facilidad de representación, aparecen dos filas horizontales fuera de la tabla que corresponden a elementos que deberían ir en el sexto y séptimo periodo, tras el tercer elemento del periodo.



² tablaplus.awardspace.com/Tabla.html



Los grupos con mayor número de elementos, los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18, se conocen como **grupos principales**, los grupos del 3 al 12 están formados por los llamados elementos de **transición** y los elementos que aparecen aparte se conocen como elementos de **transición interna**.

Los elementos de la primera fila de elementos de transición interna se denominan **lantánidos o tierras raras**, mientras que los de la segunda fila son **actínidos**.

Cuando se descubrió la ordenación periódica de los elementos, se realizó de forma que elementos con propiedades químicas similares cayeran en la misma vertical, en el mismo grupo, de forma que algunas propiedades, que dependen más o menos directamente del tamaño del átomo, aumentarían o disminuirían regularmente al bajar en el grupo (afinidad electrónica, potencial de ionización, electronegatividad, radio atómico o volumen atómico). De esta forma, conocer la tabla periódica significa conocer las propiedades de los elementos y sus compuestos: valencia, óxidos que forma, propiedades de los óxidos, carácter metálico, entre otros datos.

1.2 CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1.2.1 Elementos Representativos: También llamados *Elementos del Grupo Principal*, son aquellos elementos que forman parte del grupo A de la T.P (Del IA al VII A). Sus niveles de energía más altos están parcialmente ocupados y su último electrón entra en un orbital s o p.

- Los elementos del grupo IA o Grupo 1 pertenecen a los elementos denominados ELEMENTOS ALCALINOS**, no se encuentran libres en la naturaleza debido a su gran actividad química. Todos ellos tienen un sólo electrón en su última capa por lo que les resulta relativamente fácil cederlo para formar enlace iónico con otros elementos. Los metales alcalinos son litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio, siendo los dos últimos los más reactivos del grupo. Como la mayoría de los metales, son dúctiles, maleables y buenos conductores del calor y la electricidad. Reaccionan violentamente con el agua, ardiendo en ella, por lo que deben ser manejados con cuidado.
- Los elementos del grupo IIA o Grupo 2 pertenecen a los elementos denominados ELEMENTOS ALCALINOS TERREOS**, son el berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio se encuentran situados en el segundo grupo del sistema periódico. Los metales alcalinotérreos no se encuentran libres en la naturaleza sino formando compuestos de tipo iónico, a excepción de los del berilio que presentan un importante porcentaje covalente. Al contrario que los alcalinos, muchas de las sales de los metales alcalinotérreos son insolubles en agua.
- Los elementos del grupo VIIA o Grupo 17 pertenecen a los elementos denominados HALÓGENOS**, son elementos no metálicos y lo forman el flúor, cloro, bromo, yodo y astato. Son elementos bastante reactivos porque por su estructura electrónica presentan 7 electrones en su último nivel, tienden a estabilizarse completando el octeto final para lo cual capturan un electrón o lo comparten dando lugar así a compuestos iónicos o covalentes respectivamente.
- Los elementos del grupo VIIIA o Grupo 18 pertenecen a los elementos denominados GASES NOBLES:** pertenecen a este grupo el helio, neón, argón, criptón, xenón y radón. Todos ellos son muy estables porque tienen 8 electrones en su último nivel

1.2.2 Elementos de Transición: Forman parte del grupo B de la T.P, se conocen también como metales de transición o *metaloides* por tener propiedades intermedias entre metales y no metales.

1.2.3 Elementos de Transición Interna: Son elementos clasificados como *tierras raras* suelen dividirse en dos grupos: **los lantánidos** (o *primeras tierras raras*) y **los actínidos** (o *segundas tierras raras*).

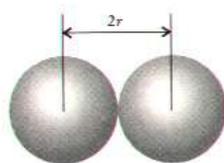
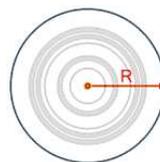
La mayor parte de estos elementos han sido creados artificialmente, es decir no existen en la naturaleza. Todos ellos están situados en el grupo 3 del sistema periódico, en los período 6^o (los lantánidos) y en el 7^o (los actínidos).

1.3 PROPIEDADES PERIÓDICAS

Son propiedades que influyen en el comportamiento químico de los átomos. Entre ellas se menciona:

1.3.1 RADIO ATÓMICO

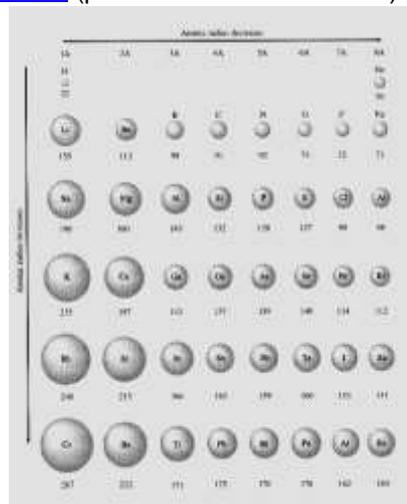
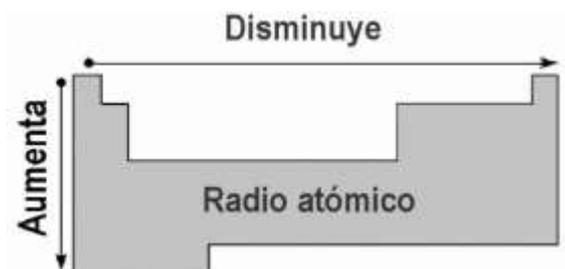
El **radio atómico** es la distancia entre el centro del núcleo del átomo y el electrón estable más alejado del mismo.



15 Radio atómico

Convencionalmente, se define como la mitad de la distancia existente entre los centros de dos átomos que se tocan.

En función del tipo de [enlace químico](#) se definen también otros radios como el [covalente](#) (generalmente para elementos no metálicos) y el [iónico](#) (para elementos metálicos).



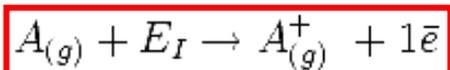
- Al ir de izquierda a derecha atravesando un periodo en la tabla periódica, los radios atómicos de los **elementos representativos disminuyen** en forma regular a medida que se van agregando electrones a determinado nivel de energía.
- Al aumentar la carga nuclear atrae a la nube electrónica más cerca del núcleo y al añadirse electrones en el mismo nivel de energía, produce que a medida que se desciende en un mismo grupo el radio atómico aumenta.
- Para los elementos de transición, las variaciones no son tan regulares porque se están añadiendo electrones en una capa más interna. Todos los elementos de transición tienen radio más pequeños que lo elementos precedentes del grupo IA y IIA en el mismo periodo.

1.3.2 RADIO IÓNICO (R.I)

El Radio Iónico es el radio de un catión o de un anión..

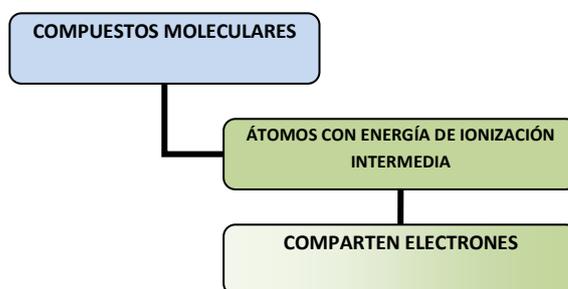
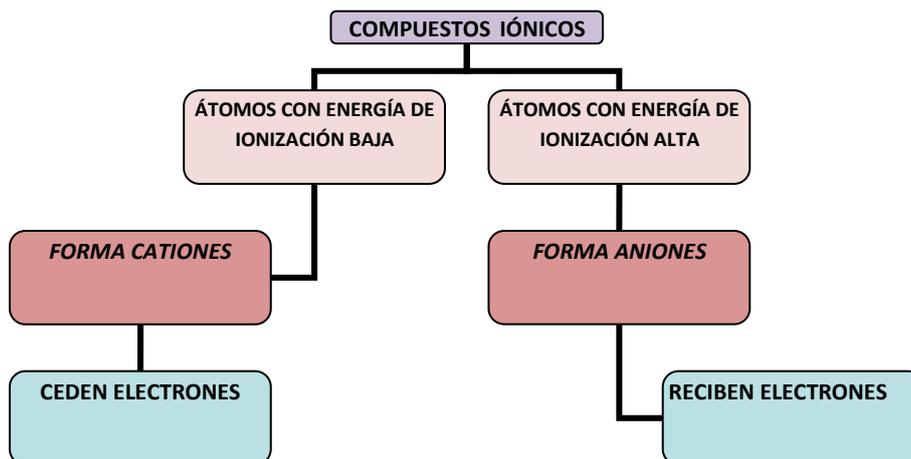
1.3.3 ENERGÍA DE IONIZACIÓN- (E.I) E_I

La E.I es la energía mínima necesaria para desprender un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado original. Es decir; la E_I es la mínima energía que hay que suministrar a un [átomo](#) neutro y en su estado fundamental, perteneciente a un elemento en estado gaseoso, para arrancarle un [electrón](#). La reacción puede expresarse de la siguiente forma:



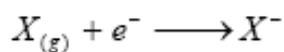
La E_I es una medida de qué tan fuertemente se encuentra unido el electrón al átomo. Cuanto mayor es la E_I más difícil es desprender al electrón.

Umente un **compuesto iónico positivo llamado catión.**



1.3.4 AFINIDAD ELECTRÓNICA – (AE)

Otra propiedad de los átomos que influye en el comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Dicha propiedad se denomina AE, *la cual es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión.*



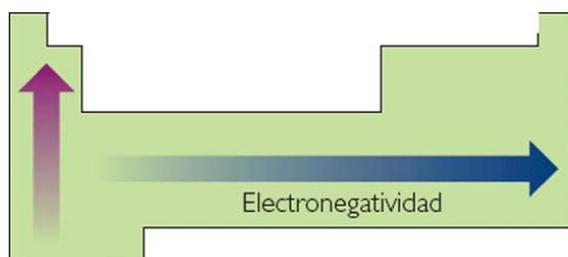
Los halógenos, elementos del grupo 7A, son los que presentan valores de AE más altos, pues solo con un electrón que aceptan adquieren la configuración electrónica del gas noble que aparece inmediatamente a su derecha, transformándose así en un compuesto estable.

La AE es positiva si la reacción es exotérmica y es negativa si la reacción es endotérmica.

1.3.5 ELECTRONEGATIVIDAD – (E)

La electronegatividad de un elemento mide la tendencia relativa del átomo a atraer los electrones hacia sí cuando se combina químicamente con otros átomos.

- Para los **Elementos Representativos**, la E aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo, pues presentan más tendencia a captar electrones los elementos no metálicos, y aumenta de abajo hacia arriba dentro de un mismo grupo.



La escala de E puede emplearse para predecir el tipo de enlace que se establece con los elementos cuando se combinan químicamente con otro átomo.

- 1 Los elementos con grandes diferencias de electronegatividad tienden a reaccionar entre sí para formar compuestos iónicos.
 - Los elementos menos electronegativo, (es decir más electropositivos), ceden su electrón o electrones al elemento más electronegativo, formando enlaces iónicos con formación de IONES:
 - ✓ **Ion positivo** ⇨ **llamado CATION** ⇨ **cede electrones**
 - ✓ **Ion negativo** ⇨ **llamado ANIÓN** ⇨ **recibe electrones**
- 2 Los elementos con diferencias pequeñas de electronegatividad tienden a formar enlaces covalentes entre sí, es decir comparten electrones.

En este proceso **el elemento más electronegativo, que es aquel elemento que presenta mayor cantidad de electrones en su último nivel, es el que atrae electrones.**

PROPIEDADES FÍSICAS	
METALES	NO METALES
1. La elevada conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura	1. Mala conductividad eléctrica(Excepto el carbono en forma de grafito)
2. Alta conductividad térmica	2. Buenos aislantes térmicos(Excepto el carbono en forma de diamante)
3. Color gris metálico o brillo metálico. Excepto cobre y oro	3. Sin brillo metálico
4. Casi todos sólidos, menos el mercurio	4. Sólidos, líquidos o gaseosos
5. Maleables	5. Quebradizo en estado sólido
6. Dúctiles	6. No dúctiles
7. El estado sólido se caracteriza por enlaces metálicos	7. Moléculas con enlace covalente

PROPIEDADES QUÍMICAS	
METALES	NO METALES
1. Las capas externas contienen pocos electrones, por lo general 3 o menos	1. Las capas externas contiene 4 o más electrones (Excepto el hidrógeno)
2. Energías de Ionización bajas	2. Energías de Ionización altas
3. Afinidad Electrónica ligeramente negativas o positivas	3. Afinidad Electrónica muy negativas
4. Electronegatividades bajas	4. Electronegatividad alta
5. Forman <u>cationes</u> , <i>cediendo electrones</i>	5. Forman <u>aniones</u> , <i>ganando electrones</i>
6. Forman <u>compuestos iónicos con los no - metales</u>	6. Forman <u>compuesto iónicos con lo metales y compuestos moleculares con otros no metales</u>

UNIDAD 4

ENLACE QUÍMICO

La unión entre los átomos se realiza mediante los electrones de la última capa exterior, que reciben el nombre de electrones de valencia. La unión consiste en que uno o más electrones de valencia de algunos de los átomos se introducen en la esfera electrónica del otro.

Los gases nobles, poseen ocho electrones en su última capa, salvo el helio que tiene dos. Esta configuración electrónica les comunica inactividad química y una gran estabilidad.

Todos los átomos tienen tendencia a transformar su sistema electrónico y adquirir el que poseen los gases nobles, porque ésta es la estructura más estable.

Las propiedades de las sustancias están determinadas en parte por los enlaces químicos que mantienen unidos a los átomos. Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entra en contacto sus regiones más externas.

En la mayor parte de las moléculas los átomos están enlazados por uniones covalentes. La mayoría de los enlaces iónicos se obtienen de la purificación de minerales que contienen al compuesto.

Las estructuras que se utilizan para representar los compuestos covalentes se denominan Estructura de Lewis, en dicha estructura solo se muestran los electrones de valencia y se los simboliza con puntos, rayas, etc.

La tendencia de los átomos en las moléculas a tener ocho electrones en su capa de valencia se conoce como Regla del Octeto, formulada por el mismo Lewis.

También hablaremos sobre la electronegatividad, el concepto relativo, en el sentido de que la electronegatividad de un elemento solo se puede medir respecto de la de otros elementos. Sabemos por varios experimentos que las moléculas tienen estructuras definidas; esto es, los átomos de una molécula tienen posiciones definidas relativas uno con el otro en un espacio de tres dimensiones, es de aquí donde sale el estudio experimental denominado momento dipolo.

1. Definición de enlace químico

Se define como la fuerza de unión que existe entre dos átomos, cualquiera que sea su naturaleza, debido a la transferencia total o parcial de electrones para adquirir ambos la configuración electrónica estable correspondiente a los gases inerte, para formar una molécula, es decir, el enlace es el proceso por el cual se unen átomos iguales o diferentes para adquirir la configuración electrónica estable de los gases inertes y formar moléculas estables.

2. Regla del octeto

“Todos los átomos tienden a poseer ocho electrones en su último nivel u órbita, para asemejarse al gas noble más cercano a él en la tabla periódica”.

3. Clasificación de los enlaces químicos

3.1. Enlace iónico

Consiste en la atracción electrostática entre átomos con cargas eléctricas de signo contrario. Este tipo de enlace se establece entre átomos de elementos poco electronegativos con los de elementos muy electronegativos. Es necesario que uno de los elementos pueda ganar electrones y el otro perderlo.

Este tipo de enlace se suele producir entre un no metal (electronegativo) y un metal (electropositivo).

Características del enlace iónico

Se rompe con facilidad obteniéndose los iones que lo forman, generalmente basta disolver la sustancia.

Las sustancias con enlaces iónicos son solubles en solventes polares.

Formación de los compuestos iónicos

Resulta de las interacciones electrostáticas entre iones, que a menudo resulta de la transferencia neta de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro, es decir, es la atracción de iones con carga opuesta (cationes y aniones) en grandes números para formar un sólido. Ejemplo: un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na^+ , un átomo de cloro puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl^- , Se dice que el cloruro de sodio (NaCl), la sal común de mesa es un compuesto iónico porque está formado por cationes y aniones. El Na^+ es el catión y el Cl^- es el anión.

NaCl

3.2. Enlace Covalente

Enlace covalente: enlace en el que dos átomos comparten dos o más electrones. La unión de un mismo o de distintos no metales.

3.2.1. Características del enlace covalente

Es muy fuerte y se rompe con dificultad.

Si la diferencia de electronegatividades entre los 2 átomos es marcada, tenemos un enlace polar y se favorecerá la solubilidad de la sustancia en solventes polares. Ejemplo: un enlace O-H.

Si la diferencia de electronegatividades es poca, tenemos un enlace no polar y se favorecerá la solubilidad de la sustancia en solventes no polares. Ejemplo: un enlace C-H o C-C.

3.2.2. Tipos de enlaces covalentes

Los átomos pueden formar distintos enlaces covalentes: simple, dos átomos se unen por medio de un par de electrones. En muchos compuestos se forman enlaces múltiples, es decir, enlaces formados cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones. Si dos átomos comparten dos pares de electrones, el enlace covalente se denomina enlace doble. Un triple enlace surge cuando dos átomos comparten tres pares de electrones: tenemos así el enlace covalente triple y el enlace **covalente coordinado o dativo**: cuando el par de electrones es aportado solamente por uno de ellos. Se define de la siguiente forma: "Es el enlace que se produce cuando dos átomos comparten una pareja de electrones, pero dicha pareja procede solamente de uno de los átomos combinados. En este caso el enlace se llama covalente dativo o coordinado. El átomo que aporta la pareja de electrones recibe el nombre de donante, y el que los recibe, aceptor.

3.3. Enlace metálico

El enlace metálico o nube electrónica, tiene las siguientes características:

Los átomos del metal ceden sus electrones de valencia convirtiéndose en iones positivos.

Los electrones de valencia forman una nube electrónica alrededor de los iones positivos.

La interacción entre los iones positivos y la nube electrónica estabiliza el cristal.

La unión entre los iones no es rígida ni demasiado fuerte.

La estructura cristalina de los metales y aleaciones explica bastante una de sus propiedades físicas. La red cristalina de los metales está formada por átomos (red atómica) que ocupan los nudos de la red de forma muy compacta con otros varios.

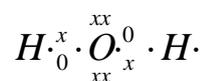
En la mayoría de los casos los átomos se ordenan en red cúbica, retenido por fuerzas provenientes de los electrones de valencia; pero los electrones de valencia no están muy sujetos, sino que forman una nube electrónica que se mueve con facilidad cuando es impulsada por la acción de un campo eléctrico.

Es por esta particularidad que los metales son buenos conductores eléctricos.

La corriente eléctrica es un flujo de electrones. Los metales son buenos conductores debido a que los electrones se mueven libremente de un átomo a otro a través de las bandas.

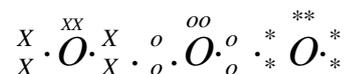
4. Fórmulas de Lewis para moléculas e iones poliatómicos

Las fórmulas de Lewis las usamos para mostrar los electrones de valencia en dos moléculas simples. Una molécula de agua puede representarse por uno de los siguientes diagramas.



Una molécula de H₂O tiene dos pares electrónicos compartidos, es decir, dos enlaces covalentes simples. El átomo O tiene dos pares no compartidos.

Ozono (O₃): se forma por la unión de una molécula de oxígeno (O₂) con un átomo de oxígeno (O). Este último se une por enlace dativo:

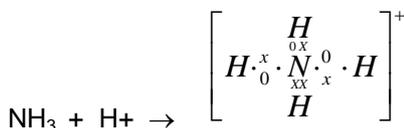


En las fórmulas de guiones, un par de electrones compartidos se indican por un guión. En el dióxido de carbono (CO₂) hay dos dobles enlaces, y su formula de Lewis es:



Una molécula de dióxido de carbono (CO₂) tiene cuatro pares electrónicos compartidos, es decir, dos dobles enlaces. El átomo central (C) no tiene pares sin compartir.

Los enlaces covalentes en un ion poliatómico pueden representarse de la misma forma. La fórmula de Lewis para el ion amonio, NH₄⁺, (amoníaco más un protón ácido), sería:



Describir fórmulas de Lewis es un método de contar los electrones que son útiles para la primera aproximación para sugerir esquemas de enlaces.

Es importante saber que las formulas de puntos de Lewis sólo muestran el número de electrones de valencia, el número y las clases de enlaces y el orden en que están conectados los átomos. No intentan mostrar las formas tridimensionales de las moléculas e iones poliatómicos.

5. Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes

En los compuestos covalentes, un átomo se rodea de un número limitado de átomos en unas determinadas direcciones, formando moléculas totalmente diferenciadas (a diferencia de los compuestos iónicos).

Las moléculas covalentes se unen entre sí con unas fuerzas muy débiles llamada fuerzas de Van der Waals, con lo que los compuestos covalentes son gases, líquidos o sólidos muy blandos con puntos de fusión y ebullición muy bajos.

Además, se disuelven en disolventes orgánicos y no son conductores de la corriente eléctrica.

Los sólidos formados por compuestos covalentes unidos entre sí, se llaman cristales moleculares, para distinguirlos de otros formados por átomos unidos entre sí por enlaces covalentes, que se llaman, cristales covalentes o atómicos (Diamante, fósforo, cristalino, sílice...) y que tienen propiedades totalmente distintas.

Los compuestos iónicos son en general sólidos blancos y frágiles a temperatura ambiente. Son buenos conductores de la electricidad, presentan elevados puntos de fusión, por ejemplo, el del cloruro de sodio es de 800 °C, y en soluciones acuosas también son buenos conductores eléctricos. Se disuelven fácilmente en solventes polares.

6. Conclusión:

Un enlace iónico es una fuerza de atracción enérgica que mantienen unidos los iones. Dicho enlace se puede formar entre dos átomos por la transferencia de electrones de la capa de valencia del otro. Un enlace covalente es una fuerza de atracción que mantiene unidos a dos átomos por la copartición de sus electrones cuando son atraídos simultáneamente hacia ambos núcleos atómicos y pasan una parte del tiempo cerca de un átomo y otra parte del tiempo cerca del otro. Sin un par de electrones no es compartido igualmente, el enlace es polar.

Esta polaridad es el resultado de la diferencia que hay en las electronegatividades de los átomos para atraer hacia ellos los electrones enlazantes.

UNIDAD 5

FORMACIÓN DE COMPUESTOS EN QUÍMICA INORGÁNICA

1. ELEMENTO QUÍMICO

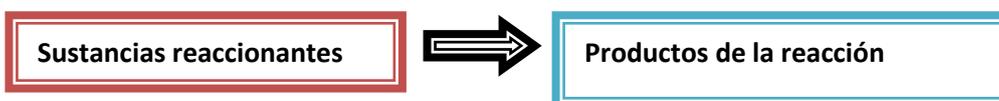
Un Elemento Químico “es el componente presente en todas las sustancias simples o en sus variedades alotrópicas”. Se utiliza para nombrarlos una nomenclatura específica y para representarlos un **SÍMBOLO**, que es una abreviatura admitida del mismo.

2. ECUACIONES QUÍMICAS

Una Ecuación Química “es la representación gráfica o simbólica de una reacción química”.

Dos o más sustancias pueden actuar entre sí dando lugar a la formación de nuevas sustancias.

Cuando dos o más sustancias se combinan forman un **COMPUESTO QUÍMICO**:



3. REACCIÓN QUÍMICA

Una Reacción Química “es una transformación química, donde las características de los compuestos iniciales son diferentes a las propiedades del producto de la reacción”.

4.1 CLASIFICACIÓN DE LA REACCIONES QUÍMICAS

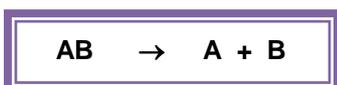
4.1.1 REACCIÓN DE COMBINACIÓN O ASOCIACIÓN:

Las Reacciones de Combinación se producen cuando dos o más sustancias se unen para formar otra con propiedades diferentes.



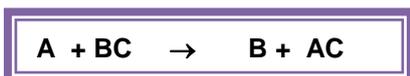
4.1.2 REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN:

Las Reacciones de Descomposición se producen cuando a partir de una sustancia se obtienen dos o más con características diferentes.



4.1.3 REACCIÓN DE DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCIÓN:

Las Reacciones de desplazamiento se efectúan entre una sustancia simple y una sustancia compuesta, obteniendo otra sustancia simple y compuesta diferente a las iniciales.



4.1.4 REACCIÓN DE DOBLE DESPLAZAMIENTO:

Este tipo de reacciones se producen a partir de dos sustancias compuestas obteniéndose dos sustancias compuestas distintas.



4.2 REACCIONES TERMOQUÍMICAS

En toda reacción química hay un intercambio de energía, que se manifiesta de distintas maneras, ya se por emisión o absorción de luz, de calor, de electricidad, entre otras. Teniendo en cuenta este concepto se pueden clasificar las reacciones en:

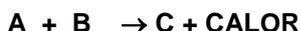
4.2.1 REACCIONES ENDOTÉRMICAS:

Son aquellas reacciones que necesitan energía o calor para que ocurran.



4.2.2 REACCIONES EXOTÉRMICAS:

Son aquellas reacciones en la que en la formación del producto se obtiene energía, o se desprende calor.



4.3 REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN:

Estas reacciones ocurren cuando obtenemos una sustancia sólida que precipita en un líquido.



4.4 EQUILIBRIO QUÍMICO

En una reacción reversible:



La reacción se iniciará cuando A y B (sustancias reaccionantes) actúen entre si y formen las sustancias C y D (productos de la reacción)

La concentración de estos productos aumentará continuamente y llegará un momento en que comenzarán a reaccionar, para regenerar nuevamente las sustancias A y B.

Como estas dos reacciones, de derecha a izquierda y de izquierda a derecha, se producen simultáneamente, en un instante dado, la velocidad en un sentido y en otro llegará a igualarse y la reacción se detendrá (no progresará más en ningún sentido). En este momento de la reacción se presenta en Equilibrio Químico.

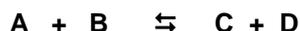
Haciendo el balance de las 4 sustancias A, B, C y D, que están presentes en la reacción, solo una parte de las sustancias reaccionantes se han transformado en los productos de la reacción. Por lo tanto, una **reacción reversible se considera incompleta**, mientras que una **reacción irreversible es completa**.

Las reacciones reversibles (incompletas) pueden hacerse completas (irreversibles) si se elimina alguno de los productos de la reacción con lo que se logra romper el equilibrio.

Teniendo en cuenta el equilibrio químico que se produce en una reacción química se puede realizar la siguiente clasificación:

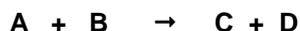
4.4.1 REACCIONES REVERSIBLES

Son aquellas reacciones en la que los productos obtenidos en la misma pueden volver a combinarse para volver a formar las sustancias reaccionantes. Se expresan en una sola ecuación con doble flecha.



4.4.2 REACCIONES IRREVERSIBLES

Son aquellas reacciones que se producen en un solo sentido, porque los productos de la reacción no se combinan entre si. Se expresan en una sola ecuación con una sola flecha.

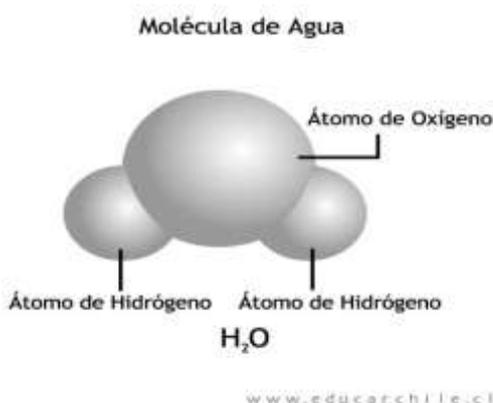


4. FÓRMULA QUÍMICA

La fórmula química:

“es la representación escrita de la composición molecular de una sustancia”.

Está compuesta por los símbolos de los elementos que constituyen la sustancia. Junto a los símbolos pueden no figurar subíndices números, que indican la proporción de átomos del correspondiente elemento que entra en cada molécula. En el caso del agua, la fórmula indica que por cada átomo de oxígeno existen dos de hidrógeno en una molécula.



5.1 Clases de fórmulas

Las fórmulas se pueden clasificar en dos grupos:

- En el primero** tenemos las fórmulas obtenidas por análisis químico que son:
 - **La fórmula mínima o empírica** *Informa sobre el tipo de átomos que forman la molécula, y la reacción mínima en la cual éstos se combinan.*
La fórmula mínima del ácido sulfúrico es H₂SO₄. Ésta expresa que el hidrógeno, el azufre y el oxígeno se combinan en proporción de 2:1:4, la fórmula mínima del azúcar de la uva o glucosa es CH₂O.
 - **La fórmula molecular.** *Expresa la composición real de un compuesto. Indica el número mol de átomos de cada especie que constituye la molécula.*
En algunos compuestos la fórmula mínima y molecular son idénticas, por ejemplo en H₂SO₄, en el CO₂... En otros compuestos la fórmula mínima y molecular son diferentes. La fórmula molecular de la glucosa es C₆H₁₂O₆ y su fórmula mínima CH₂O. Se debe multiplicar por 6 para obtener su fórmula molecular.
Para los compuestos iónicos como el NaCl, NaF, KBr la fórmula molecular, se disocia para los iones respectivos.
 - NaF → Na⁺ + F⁻
 - NaCl → Na⁺ + Cl⁻
- En el segundo** encontramos las fórmulas que se obtienen directamente a partir de la fórmula molecular que son:

- **La fórmula estructural** Se establece teóricamente a partir de la fórmula molecular. Expresa el tipo de enlaces entre los átomos y su distribución en la molécula.
- **La fórmula electrónica** .Al igual que la anterior, se establece teóricamente a partir de la molecular. Indica por medio de puntos o cruces los electrones de valencia de los átomos participan en el enlace.

FÓRMULA		
MOLECULAR	ESTRUCTURAL	ELECTRÓNICA
H ₂ O	H—O—H	H × · Ö · × H

5. NOMENCLATURA QUÍMICA

“La nomenclatura química se encarga de asignar un nombre a cada compuesto, para lo cual se siguen ciertas reglas o acuerdos”.

A partir de dicho nombre, se puede establecer la fórmula del compuesto, y por consiguiente, su composición.

Para escribir la fórmula correcta de los compuestos, es necesario saber los símbolos de los distintos elementos, su posición en la tabla periódica y algunas propiedades como la capacidad de combinación de los átomos y sus números de oxidación.

6.1 Capacidad de combinación o valencia

La capacidad de combinación de un átomo recibe el nombre de valencia.

“La Valencia es la capacidad que tiene un átomo de un elemento para combinarse con los átomos de otros elementos y formar compuestos”.

En la molécula de H₂O, el oxígeno tiene valencia 2, como consecuencia de sus dos enlaces con los hidrógenos. A su vez, cada hidrógeno tiene valencia 1.

Los únicos electrones que participan en los enlaces químicos son los del último nivel de cada átomo. Por tal razón se les da el nombre de electrones de valencia.

6.1.1 TABLA DE VALENCIAS

VALENCIA +1				VALENCIA +2				VALENCIA +3			
Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A
Hidrógeno	H	1	1	Berilio	Be	4	9	Boro	B	5	11
Litio	Li	3	7	Magnesio	Mg	12	24	Aluminio	Al	13	27
Sodio	Na	11	23	Calcio	Ca	20	40	Galio	Ga	31	70
Potasio	K	19	39	Estroncio	Sr	38	88	Indio	In	49	115
Rubidio	Rb	37	86	Bario	Ba	56	187	Escandio	Sc	21	45
Cesio	Cs	55	133	Radio	Ra	88	226	Itrio	Y	39	89

Francio	Fr	87	223	Cinc	Zn	30	65	Lantano	La	57	139
Plata	Ag	47	108	Cadmio	Cd	48	112	Actino	Ac	89	227

VALENCIA +1, +2				VALENCIA +1, +3				VALENCIA +2, +3			
Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A
Cobre	Cu	29	64	Oro	Au	79	197	Hierro	Fe	26	56
Mercurio	Hg	80	201	Talio	Tl	81	204	Cobalto	Co	27	59
								Níquel	Ni	28	58

VALENCIA +2, +4				VALENCIA -2, -4, -6				VALENCIA -3, -5			
Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A	Nombre	Símbolo	Z	A
Carbono	C	6	12	Oxígeno	O (2)	8	16	Nitrógeno	N	7	14
Silicio	Si	14	28	Azufre	S	16	32	Fósforo	P	15	31
Germanio	Ge	32	73	Selenio	Se	34	79	Arsénico	As	33	75
Estaño	Sn	50	119	Teluro	Te	52	128	Antimonio	Sb	51	122
Plomo	Pb	82	207					Bismuto	Bi	83	209

6.2 Números o estados de oxidación

“Estado de oxidación es la carga eléctrica que un átomo parece tener cuando forma parte de un compuesto”.

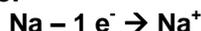
La carga eléctrica depende de la cantidad de electrones ganados, perdidos o compartidos por un átomo.

Si un átomo gana electrones, se reduce, y queda con carga negativa o número de oxidación negativo. Su valor depende del número de electrones que el átomo haya ganado:



El cloro queda con número de oxidación -1 porque ha ganado un electrón. Es un ión negativo o anión.

Si un átomo pierde electrones, se oxida, y queda con carga positiva o número de oxidación positivo. Su valor depende del número de electrones que el átomo haya perdido.



El sodio queda con número de oxidación +1, porque ha perdido un electrón. Es un ión positivo o catión.

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación es **positivo** si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será **negativo** cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

El número de oxidación se puede escribir con caracteres arábigos, por ejemplo: +1, +2, +3, +4, -1, -2, -3, -4

- El **hidrógeno** (H) presenta número de oxidación **+1** con los no metales y **-1** con los metales.
- El **flúor** (F) sólo presenta el número de oxidación **-1**.
- El **oxígeno** (O) presenta el número de oxidación **-2**, excepto en los **peróxidos** donde es **-1**.
- Los **metales alcalinos** (grupo 1, o grupo del Li) tienen 1 electrón de valencia, tenderán a perderlo poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+1**.
- Los **metales alcalinotérreos** (grupo 2, o grupo del Be) tienen 2 electrones de valencia, tenderán a perderlos poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+2**.

- El **grupo del B** (grupo 13) tiene 3 electrones de valencia, tenderán a perderlos poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+3**.
- El **grupo del C** (grupo 14) tiene 4 electrones de valencia, que tienden a compartirlos, tienen número de oxidación **+4** frente a los no metales, y número de oxidación **-4** frente a los metales y al H.
- El **grupo del N** (grupo 15) tiene 5 electrones de valencia, tenderán a ganar 3 electrones y tendrán número de oxidación **-3**(con los metales)
- El **grupo del O** (grupo 16) tienen 6 electrones de valencia, tenderán a ganar 2 electrones y tendrán número de oxidación **-2**(con los metales)
- Los **halógenos** (grupo 17, o grupo del F) tienen 7 electrones de valencia, tenderán a ganar 1 electrón y tendrán número de oxidación **-1**(con los metales)
- Dentro de los **metales de transición** debemos saber que la **Ag** tiene número de oxidación **+1**, el **Zn** y **Cd** tienen número de oxidación **+2**, y el **Sc**, **Y** y **La** tienen número de oxidación **+3**.

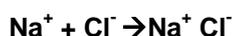
NÚMEROS DE OXIDACIÓN				En los oxácidos				
+1	+2	H ⁺¹ o H ⁻¹		+3	+4	+5	+6	+7
						+3	+4	+5
								+3
								+1
Li	Be			B	C	N	O	F
Na	Mg			Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Sc ⁺³	Zn ⁺²	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	Y ⁺³	Ag ⁺ Cd ⁺²	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	La ⁺³		Tl	Pb	Bi	-	-
					-4	-3	-2	-1
				Con el H y con los metales				

6.3 Los iones y los compuestos

Un gran número de compuestos químicos se forma por una la unión de iones de carga contraria.

Cuando dos iones forman un compuesto, las cargas positivas totales deben ser iguales a las cargas negativas totales. De esta manera, la suma algebraica de las cargas en el compuesto es igual a cero.

Por ejemplo,



La única carga positiva del ión sodio se compensa con la única carga negativa del ión cloro.

En toda fórmula química, siempre se escribe la parte positiva primero y luego la negativa.

6.4 Comportamiento de los metales y de los no metales

Los metales tienen número **de oxidación positivo**, porque pierden fácilmente electrones.

Los no metales tienen tendencia a **números de oxidación negativos** porque los ganan electrones con facilidad.

Cuando los elementos del grupo 1 de la tabla periódica forman compuestos, tienen estado de oxidación +1 porque usualmente pierden un electrón.

Los del grupo 2 tienen número de oxidación +2, porque tienen tendencia a perder 2 electrones.

En general, un número de oxidación positivo para cualquier elemento es igual al número del grupo de elemento en la tabla.

El número de oxidación negativo para cualquier elemento se puede obtener sustrayendo de 8 el número del grupo y dándole a la diferencia un signo negativo. Por esto el flúor es -1 y el azufre tiene número de oxidación -2, significa que el flúor tiene tendencia a ganar un electrón y el azufre a ganar dos electrones.

6.5 Relación entre valencia y el número de oxidación.

En la mayoría de los casos, el valor numérico del estado de oxidación coincide con el valor de la valencia.

El calcio tiene número de oxidación +2 y su valencia es 2. Tal hecho se da porque su carga la adquirió al ceder dos electrones. Y como cada electrón forma un enlace al aparearse con otro, se originan también dos enlaces.

La valencia de un elemento no tiene signo; el estado de oxidación sí.

6.7 Proporción de combinación entre los elementos.

Cuando los átomos se combinan para formar compuestos, deben utilizar la totalidad de su capacidad de enlace o valencia.

6.8 Clases de compuestos

Los compuestos químicos se dividen en tres categorías: **binarios, terciarios y complejos.**

- **Compuestos binarios o de dos elementos**
Na₂O HBr
- **Compuestos terciarios o de tres elementos**
KClO₃ H₂SO₄
- **Compuestos complejos, de cuatro o mas elementos**
CuOHNO₃

6.9 Los elementos y su valencia

Casi todos los elementos presentan más de una valencia.

Por ejemplo, el hierro puede perder dos o tres electrones, de allí que en ciertos compuestos tenga número de oxidación +2 y en otros +3. Sus valencias serán 2 y 3.

6.9.1 Como establecer la valencia de un elemento

Para establecer la valencia de un elemento hay que determinar su ubicación en la tabla periódica.

A partir de ella se establece que:

- La valencia más probable para los elementos de los grupos 1, 2,3 y 4 esta dada por el número del grupo. El sodio tiene valencia 1 porque pertenece al grupo 1.
- La valencia más probable para los elementos de los grupos 5,6 y 7 se encuentra restándole a 8 el número del grupo. La valencia mas probable del oxígeno es 2, valor que se obtiene al restar de 8 el numero 6, que corresponde al grupo del oxígeno.
- Desde el grupo 4 en adelante, los elementos además de su valencia más probable poseen otras.
 - Los elementos de los grupos pares tienen las valencias pares anteriores
Por ejemplo: El azufre pertenece al grupo 6, superior al 4 y par. Sus valencias serán 2, 4 y 6. (No así el oxígeno).
 - Los elementos de los grupos impares, las valencias impares anteriores. Por ejemplo: El cloro pertenece al grupo 7; como es impar sus valencias serán: 1, 3, 5 y 7.

Ejercicios Prácticos

Prof. Vanesa Irigorre
Ingeniera Química



UNIDAD 1

- 1) Definir sistemas materiales
- 2) Definir:

Fases:.....

 Sistema
 homogèneo:.....

 Sistema
 heterògeno:.....

 Sustancia simple y sustancia compuesta
 compuesta:.....

3) ¿Señala cuáles de los procesos son cambios físicos y cuáles son cambios químicos?

- Congelación del agua:
- Mezcla de dos sólidos: hierro y azufre:.....
- Oxidación de un clavo de hierro:.....
- Calentamiento de un cable de cobre:.....
- Encendido de un cigarrillo:
- Mezcla de harina y azúcar:
- Disolver azúcar en el té:
- Quemar papel:.....
- Disolver un antiácido en agua:

4) Dado un sistema formado por: agua estancada con arena en suspensión en acequia, botellas de plástico, pañal, botellas de vidrio, latas de gaseosa indicar:



a) ¿Cuántas fases forman el sistema y cuáles son?

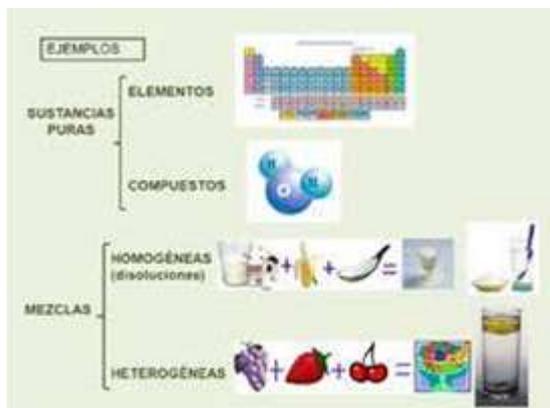
.....

b) ¿Cuántas sustancias hay y cuáles son?

.....

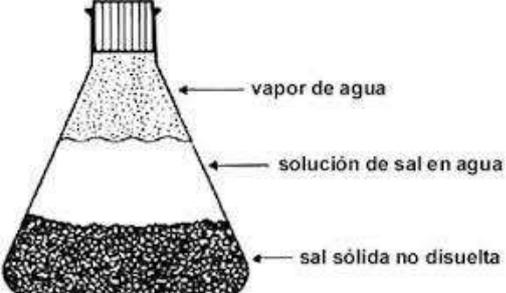
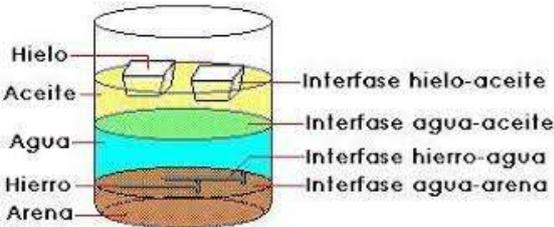
c) ¿Cómo separaría el sistema anterior

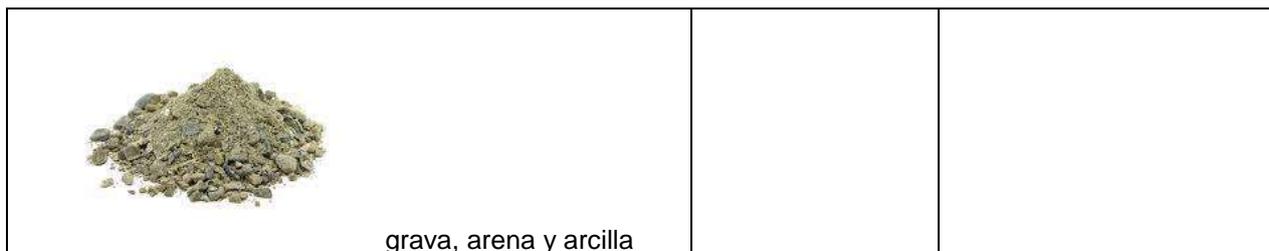
5) Mirar el siguiente esquema y clasificar cada sistema homogéneo:



- a) Hierro
- b) Aire filtrado y seco
- c) Cloruro de sodio
- d) Agua potable

6) En los siguientes sistemas heterogéneos ¿Cuántas y cuáles son las fases y como podría separarlas:

Sistema Heterogéneo	Cantidad de fases y nombrar cada una	Método de separación
		
		
		



7) Dadas las siguientes afirmaciones indique cuales son verdaderas o falsas:

a) Existen sistemas heterogéneos formados por un solo componente	V	F
b) El sistema formado por agua y sal en concentración menor de la saturación, es un sistema homogéneo	V	F
c) Un sistema heterogéneo puede estar formado por una sola fase?	V	F

8) Analice la siguiente situación: - un barco que transporta petróleo por el océano Atlántico sufre una rotura y comienza a descargar el crudo en el agua de mar:

- a) ¿El petróleo se mezcla con el agua? Fundamente la respuesta
- b) Dibuje la situación señalando el petróleo y el agua
- c) ¿Cuál de las dos sustancias es más densa? ¿Cómo lo comprueba fácilmente?

9) Indicar si es correcto o falso. Una mezcla se caracteriza por:

- a) Tener composición variable
- b) Ser resultado de un fenómeno químico
- c) Tener siempre un componente sólido
- d) Ser visible a simple vista

10) Indicar si es correcto o falso. Un sistema homogéneo se caracteriza por:

- a) Poseer dos o más fases
- b) Porque presenta variación continua en sus propiedades
- c) Porque está constituida por una sola fase
- d) Porque tomando porciones de masas iguales de distintas partes del sistema, todas ellas presentan propiedades iguales

11) Señale el nombre de los siguientes cambios de estados:

- a) De agua líquida a vapor de agua
- b) De Hierro sólido a líquido
- c) De oxígeno gaseoso a oxígeno líquido
- d) Del cobre líquido al cobre sólido

12) Una muestra de 44,65 g de cobre tiene un volumen de 5 cm³. ¿Cuál es la densidad del cobre?

13) Si la densidad de la leche es de 1,04 g/ml. ¿Cuántos gramos de leche hay en una taza de leche de 250 ml?

14) En qué se diferencian:

a) Sistema homogéneo y Sistema Heterogéneo

.....

b) Propiedades intensiva y extensiva

.....

c) Sustancia simple y sustancia compuesta

.....

15) Nombre los métodos de separación de SISTEMAS HOMOGÉNEOS y de SISTEMAS HETEROGÉNEO, de ejemplos de cada sistema en la columna que corresponde:

SISTEMAS HOMOGÉNEOS	MÉTODO DE SEPARACIÓN
SISTEMAS HÉTEROGÉNEOS	MÉTODOS DE SEPARACIÓN

UNIDAD 2

EL ÁTOMO

1) Qué entiende por:

a) Número atómico:.....

b) Número másico:.....

2) Marcar con X en la columna que corresponda para indicar si cada proposición es verdadera (V) o falsa (F):

En los núcleos de los átomos sólo hay neutrones	V	F
Neutrones y protones constituyen los núcleos atómicos	V	F
Los electrones se distribuyen alrededor del núcleo	V	F
La diferencia entre el número de masa y el número de protones es igual al número de neutrones	V	F
La cantidad total de neutrones de un átomo es igual al número de masa	V	F
El número atómico de un elemento es igual al número de protones en su núcleo.	V	F

3) Dado el número atómico y el número de masa, determinar la cantidad de electrones, protones y neutrones y/o viceversa.

Elemento	Electrones	Protones	Neutrones	N° atómico	Masa atómica
Zn					
	15				
		18	22		
	1			1	
			20		
		12			
C					
Cu					
				17	35,45

- 4) Defina anión y catión y coloque 5 ejemplos de cada uno.
- 5) ¿Cuál es el número atómico y masa atómica aproximada del elemento cuyo núcleo atómico contiene 11 protones y 12 neutrones?
- 6) El número de masa de un elemento que tiene 18 neutrones es 35:
 - a. ¿Cuál es el símbolo?
 - b. ¿Cómo se llama?
 - c. ¿Cuántos electrones tiene?
- 7) Realizar la configuración electrónica de un elemento y de ión del mismo:
Representativo s:
ión
Representativo p:
ión
Transición:
ión
Transición interna:
ión
- 8) Realizar la distribución electrónica de:
 - a) Átomo de calcio, catión calcio
 - b) Átomo de hierro, catión ferroso y catión férrico

UNIDAD 3

TABLA PERIÓDICA (T.P)

- 1) ¿Qué es la tabla periódica?
- 2) Definir:
 - a. Energía de ionización
 - b. Afinidad electrónica:
- 3) Explique la tendencia de variación de la energía de ionización al avanzar de arriba hacia abajo y de izquierda a derecha en la tabla periódica
- 4) Dibujar un esquema de tabla periódica para cada propiedad y con flechas indicar la tendencia de aumento de:
 - a. Electronegatividad
 - b. Carácter metálico

- c. Electroafinidad
- d. Radios iónicos

5) De acuerdo a las propiedades periódicas, ordenar los siguientes elementos de acuerdo a su electronegatividad:

Li, Ca, Al, Cl, O, H, F

6) ¿Cómo se ordenan los elementos en la tabla periódica?

7) Marque con una **X** lo que corresponda:

a) Potasio

<input type="checkbox"/>	P
<input type="checkbox"/>	Po
<input type="checkbox"/>	Ka
<input type="checkbox"/>	K
<input type="checkbox"/>	Km

b) Cual corresponde al símbolo C

<input type="checkbox"/>	Californio
<input type="checkbox"/>	Cromo
<input type="checkbox"/>	Cobalto
<input type="checkbox"/>	Carbono
<input type="checkbox"/>	Carburo

8) Colocar el nombre y el símbolo que corresponde

Ca	<input type="text"/>
Ce	<input type="text"/>
Si	<input type="text"/>
Co	<input type="text"/>
Cu	<input type="text"/>

Bario	<input type="text"/>
Berilio	<input type="text"/>
Boro	<input type="text"/>
Bromo	<input type="text"/>
Bismuto	<input type="text"/>

9) Definir los siguientes términos

Grupo	<input type="text"/>
Periodo	<input type="text"/>
Elementos de transición	<input type="text"/>
Elementos de transición interna	<input type="text"/>
Elementos representativos	<input type="text"/>
Metal	<input type="text"/>
No metal	<input type="text"/>

- 10) ¿El cobre de los cables es un metal o un no metal? ¿Para qué se usa y por qué?
- 11) ¿La barra de azufre para aliviar molestias es un metal o un no metal? ¿Conduce la electricidad?
- 12) Indique ¿Cómo determina el grupo y el periodo al cual pertenece un elemento dado su número atómico?
- 13) De los siguientes pares de elementos ¿cuál es el más electronegativo y porque?
K y Cs ; Br y Cl ; Mg y Al ; P y As ; Al y Ga ; Li y Be
- 14) Indicar en los siguientes pares, cuál posee mayor:
a) energía de ionización : F y Cl
b) afinidad electrónica: O y O⁻²
Dar las razones

UNIDAD 4

ENLACE QUÍMICO

- 1) En las estructuras de Lewis simbolizan:
a) Todos los electrones de valencia
b) Solo los electrones que intervienen en el enlace
c) Los electrones que el átomo pierde
d) Los electrones que el átomo gana
- 2) ¿Cuál es el significado de la covalencia? ¿qué elementos tienen mayor posibilidad de formar compuestos covalentes?
- 3) Nombrar los enlaces fuertes que conoce. Explicar que sucede en cada caso con los electrones exteriores al formarse la unión
- 4) Escribir las propiedades más representativas aplicables a compuestos de enlaces: iónicos, covalentes y metálicos.
- 5) La unión covalentes se forma cuando:
a) Se comparten electrones aportados por un solo elemento.
b) Un átomo pierde electrones y el otro lo recibe.
c) Se comparten electrones entre dos átomos, aportando electrones cada elemento.
d) Existen iones en un compuesto.
- 6) Los compuestos con unión química covalente tienen, en general las siguientes características:
a) Son a presión y temperatura normal, gases o líquidos de bajo punto de ebullición o sólidos de bajo punto de fusión.
b) Forman moléculas.
c) No conducen la corriente eléctrica.
d) Sólo fundidos son conductores de la corriente eléctrica.

- e) Todo lo anterior.
- f) Nada de lo anterior.

7) En la unión covalente coordinada hay:

- a) Participación de un par de electrones, aportado por un solo elemento.
- b) Un átomo dador y otro receptor.
- c) Coparticipación de un par de electrones, aportando cada átomo un electrón.
- d) Formación de iones, ya que un átomo pierde electrones y otro lo gana.

8) Las uniones químicas se forman para que:

- a) Los átomos tengan una configuración estable.
- b) Los átomos adquieran la configuración electrónica de los gases raros.
- c) Los átomos se encuentran rodeados de 8 electrones en su última

9) Para las sustancias: HF, Fe, KF y BF₃, justifique:

- a) El tipo de enlace presente en cada una de ellas
- b) ¿Qué sustancia tendrá menor punto de fusión
- c) ¿Cuál o cuáles conducen electricidad en estado sólido, cual o cuales en estado fundido y cual o cuales no la conducen en ningún caso

10) Considere los elementos de números atómicos 3 y 18:

- a) Justifique que tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por estos 2 elementos
- b) Justifique que tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por los elementos $z=3$ y $z=17$

11) Considere los elementos de números atómicos 9 y 11:

Justifique que tipo de enlace presentaría el posible compuesto formado por estos 2 elementos

12) Dada las moléculas HCl, KF y CF₄

- a) Razone el tipo de enlace el tipo de enlace presente en cada una de ellas
- b) Justifique cuáles son solubles en agua

13) Considere el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- a) ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí?
- b) Indique los nombres y símbolos de ambos elementos y escriba la fórmula del compuesto que se forma.

14) Justifique si son verdadero o falso

- a) Los metales alcalinos no reaccionan con los halógenos
- b) Los metales alcalinos no reaccionan vigorosamente con el agua
- c) Los halógenos reaccionan con la mayoría de los metales, formando sales iónicas

15) Separa en enlace covalentes o iónicos según la diferencia de electronegatividad



UNIDAD 5

REACCIONES QUÍMICAS

- 1) Representar gráficamente una reacción química y nombrar cada una de sus partes
- 2) Para las siguientes afirmaciones explique porque el proceso es o no una reacción química
 - a) Un líquido, como el agua se congela al enfriarlo
 - b) Al mezclar dos soluciones incoloras se forma un precipitado amarillo
 - c) Al introducir una muestra de aluminio, en solución de HCl, se desprenden gases.
 - d) Al calentar agua se produce vapor
- 3) Marcar la o las respuestas correctas. Los átomos o moléculas con cargas positivas, se denominan:
 - a) Iones
 - b) Cationes
 - c) Aniones
- 4) ¿Cuál es la diferencia entre el número de oxidación y la valencia de un átomo?
- 5) ¿Cómo se relaciona la valencia de un elemento con el grupo en el que se encuentra?
- 6) Representar gráficamente una reacción química
- 7) Clasificar las siguientes reacciones químicas
 - a) $\text{NO}_3\text{Ag} + \text{ClNa} \longrightarrow \text{ClAg (precipitado blanco)} + \text{NO}_3\text{Na}$
 - b) $\text{H}_2\text{O (s)} + \text{energía} \longrightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$
 - c) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
 - d) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{energía}$
 - e) $\text{CO}_3\text{Ca} \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

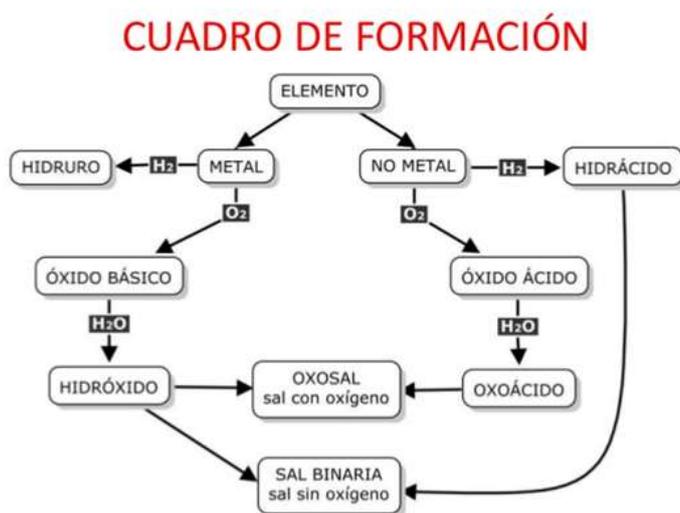
8) Marcar con una cruz la respuesta correcta. Las reacciones que se producen en un solo sentido, se denominan:

- a) Reversibles
- b) Irreversibles
- c) Endotérmicas
- d) Exotérmicas

9) Escribir el símbolo y los números de oxidación de los siguiente elementos:

Nombre	Símbolo	Número de oxidación
Sodio		
Aluminio		
Carbono		
Nitrógeno		
Cloro		
Oxígeno		
Hidrógeno		
Hierro		
Manganeso		

10) De acuerdo al gráfico de formación de compuestos.



- a) Anhídrido + ----- → Oxácido
- b) Metal + ----- → Óxido básico
- c) ----- + Oxígeno → Óxido ácido
- d) ----- + Agua → Hidróxido
- e) Metal + ----- → Hidruro
- f) Ácido + ----- → Oxosal + -----
- g) ----- + ----- → Hidrácido
- h) Hidróxido + Hidrácido → ----- + -----

Bibliografía:

- 📖 Kennet W. Whitten; Kennet D. Gailey; Raymond E. Davis, "Química General". Madrid, Editorial McGraw-Hill.
- 📖 G.A. de Biasioli, "Química General". Buenos Aires, Editorial Kapeluz.
- 📖 A. Caballero, F Ramos, "Química General". Buenos Aires, Editorial Kapeluz
- 📖 Apuntes y Trabajos Prácticos de UTN