



Programa 2023

ESPACIO CURRICULAR: **QUÍMICA**

DOCENTE: **SILVINA CASTRO LUCERO- SILVIA DIEZ**

MODALIDAD TÉCNICO PROFESIONAL CICLO: **BÁSICO**

CURSO: **3° A-B**

HORAS CÁTEDRAS SEMANALES: **3**

TURNO: **TARDE**

Programa 2023

Espacio Curricular: QUÍMICA

Docentes: SILVINA CASTRO LUCERO- SILVIA DIEZ- CRISTIAN PÉREZ

Curso: 3° A-B-C-D

Contenidos:

Eje 1: Naturaleza de la Materia y sus procesos de cambios

Reconocimiento de la Química con la vida del hombre contemporáneo.
Diferenciación de los conceptos de materia, cuerpo y sustancia.
Modelización de la constitución de la materia.
Clasificación de las propiedades de la materia.
Reconocimiento de los estados de agregación de la materia en base a la teoría cinético-molecular.
Identificación y clasificación de sistemas materiales.
Diferenciación entre los distintos métodos de separación y de fraccionamiento.
Estudio de las soluciones, tipos según su estado de agregación y clasificación cualitativa.

Eje 2: La estructura interna de la Materia y su Modelización

Representación de la evolución histórica del átomo.
Modelización de la estructura del átomo y sus isótopos.
Simbolización de los elementos químicos.
Ordenamiento de la Tabla Periódica
Identificación de las propiedades de los elementos químicos.
Relación entre configuración electrónica de los elementos químicos y sus propiedades.
Clasificación y caracterización de los fenómenos radiactivos de fusión y fisión nuclear.
Aplicación de la energía nuclear en: medicina, industria alimenticia, arqueología, etc.

Eje 3: El Mundo de las Uniones y de las Reacciones Químicas

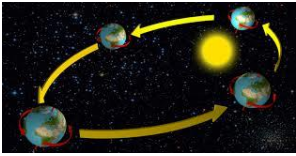
Análisis de la estabilidad de los átomos.
Clasificación de uniones químicas covalentes, iónicas y metálicas.
Representación de las uniones químicas según notación de Lewis.
Representación de las reacciones químicas mediante ecuaciones químicas.
Clasificación de reacciones químicas en: de combinación, sustitución, descomposición y combustión, y desde el punto de vista energético en: exotérmicas y endotérmicas.
Experimentación de transformaciones químicas involucradas en las reacciones que permiten distintas situaciones de la vida cotidiana y relacionarlas con distintos procesos a nivel industrial.
Análisis de impacto ambientales-sociales y argumentación de fenómenos que tienen lugar en el mundo que nos rodea.

UNIDAD N°1 INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

La química es una ciencia que estudia a la estructura, la composición y las propiedades de la materia, focalizándose en las transformaciones de la materia. La materia es todo lo que nos rodea y está formada por los compuestos químicos. En cambio, la física es la ciencia que estudia a la materia desde otro punto de vista donde la materia no sufre transformaciones en sus compuestos, siendo así la química estudia el cambio que sufre la materia en su composición y la física estudia la materia sin que esta sufra un cambio en su composición.

ACTIVIDAD

Te propongo que veas las siguientes imágenes y clasifica en fenómenos químicos y fenómenos físicos. Realiza una pequeña descripción de porque crees que es un fenómeno químico o físico.



ROTACIÓN DE LA TIERRA



FUNDICIÓN DE HIERRO



COCINAR UNA COMIDA



DOBLAR UN CLAVO



CORTAR EL PELO



DIGESTIÓN



MANZANA OXIDADA



RALLAR QUESO



COCINAR UN HUEVO



HIELO DERRETIDO



FUEGOS ARTIFICIALES



CORTAR PAPEL

FENÓMENOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

La materia puede someterse a dos tipos de procesos o fenómenos, los físicos y los químicos. Cuando ocurre un fenómeno físico, las sustancias realizan un proceso o cambio sin perder sus propiedades características, es decir, sin modificar su naturaleza.

Por ejemplo, si disolvemos sal común en agua, tiene lugar un proceso físico, tras el cual la sal y el agua siguen teniendo las mismas propiedades características, como se puede comprobar recuperando la sal por calentamiento de la disolución.

Es decir, en el proceso de disolución no se altera la naturaleza de las sustancias que se disuelven. Lo mismo ocurre al disolver azúcar en leche, alcohol en agua, al mezclar arena y aserrín.

También es un proceso físico la fusión del hielo, pues el líquido que se obtiene sigue siendo agua, e incluso el paso de ésta a vapor.

Otros fenómenos físicos son el desplazamiento de un vehículo, el paso de la electricidad por los cables, la dilatación de un cuerpo al ser calentado, el paso de la luz a través de los cristales de una ventana o de una lente, etcétera.

Por el contrario, si una sustancia se transforma en otra de distinta naturaleza, se dice que ha tenido lugar un fenómeno químico.

Por ejemplo, el hierro de algunos objetos se combina con el oxígeno, en presencia de la humedad del aire, transformándose en una sustancia diferente, la herrumbre, que no tiene las propiedades características del metal, es decir no es tan dura, ni tiene su brillo ni su color ni funde a la misma temperatura, etc.

Es un fenómeno químico lo que ocurre al calentar un hilo de cobre, pues se transforma en otra sustancia diferente de color negro; también la combustión de un papel y la descomposición del agua por la electricidad. El reciclaje: es un conjunto de transformaciones físicas y químicas. Algunos materiales que

tiramos a la basura pueden volver a ser utilizados tratándolos adecuadamente, es decir, reciclándolos. Esto suele tener una serie de ventajas entre las que destacamos el gran ahorro de materias primas y de recursos naturales, y la reducción de la contaminación. En último extremo, estamos contribuyendo a preservar el medio ambiente

Veamos algunos ejemplos:

Los plásticos se degradan muy lentamente, por lo que no resulta conveniente arrojarlos al medio ambiente. Es mejor recuperarlos después de su uso, fundiéndolos (fenómeno físico) o transformándolos en otros materiales (fenómeno químico).

Si tiramos una botella de vidrio, debemos considerar que este material no es biodegradable, por lo que, si no se recupera, permanecerá durante miles de años sin descomponerse, sin embargo, es muy fácil fundirlo y hacer nuevos envases.

También los metales, hierro, cobre... pueden fundirse para fabricar nuevos objetos.

En algunos lugares comprimen las basuras y las utilizan para producir energía (fenómeno químico).

De mil kilogramos de basura se puede obtener la energía equivalente a casi 72 litros de gasolina. También la basura contiene materia utilizable como abono (fenómeno químico), o incluso, mediante una serie de procesos químicos pueden obtenerse combustibles gaseosos.

El papel y el cartón permiten la fabricación, mediante una serie de procesos físicos y químicos, de pasta de papel que permitirá la obtención de más papel y más cartón. Cada día se van imponiendo las técnicas de aprovechamiento de materiales ya usados para ahorrar recursos, aunque algunos, de momento, puedan no ser rentables económicamente hablando. Existen contenedores especiales para materiales que pueden ser reciclados y que debemos usar.

La acción del calor del Sol sobre el agua que se encuentra en los mares en estado líquido, en los glaciares y otras grandes masas de hielo -en estado sólido- hace que se convierta en vapor y forme las nubes. En cualquiera de los casos la sustancia es la misma: AGUA. (fenómeno físico).

Cuando vemos que una pieza de hierro se deja expuesta a la intemperie, sabemos qué es lo que sucederá, se oxidará, y lo sabemos aunque no poseamos conocimientos de química. El hierro se combinará con el oxígeno presente en el aire, para formar una sustancia distinta a las originales, ÓXIDO DE HIERRO, algo similar es lo que se hace en los laboratorios de química con las sustancias que en ellos se utilizan. (fenómeno químico).

Mezcla, combinación y descomposición Tres palabras a conocer antes de hablar de una reacción química.

– **Mezcla:** en una mezcla se pueden agregar 2, 3 ó más sustancias, en cantidades indefinidas, y no se produce ningún cambio. Al final de cualquier mezcla seguiremos teniendo las sustancias que agregamos y en las mismas cantidades, no tendremos nada nuevo.

Ejemplos: una ensalada, es una mezcla; el aire es una mezcla de gases; sal disuelta en agua es una mezcla (porque no se formó nada nuevo, se sigue teniendo agua y sal que se puede separar utilizando los medios adecuados); agua y aceite es una mezcla (tanto como la anterior).

– **Combinación:** es un fenómeno químico, y a partir de dos o más sustancias se puede obtener otra (u otras) con propiedades diferentes. Para que tenga lugar, debemos agregar las sustancias a combinar en cantidades perfectamente definidas, y para producirse efectivamente la combinación se necesitará liberar o absorber calor (intercambio de energía).

Ejemplos: una cierta cantidad de cobre reaccionará con el oxígeno del aire cuando se le acerque la llama de un mechero, entonces se combinan el cobre y el oxígeno, debido a la energía proporcionada por el calor de la llama del mechero.

– **Descomposición:** es un fenómeno químico, y a partir de una sustancia compuesta (formada por 2 ó más átomos), puedo obtener 2 ó más sustancias con diferentes propiedades.

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

En resumen

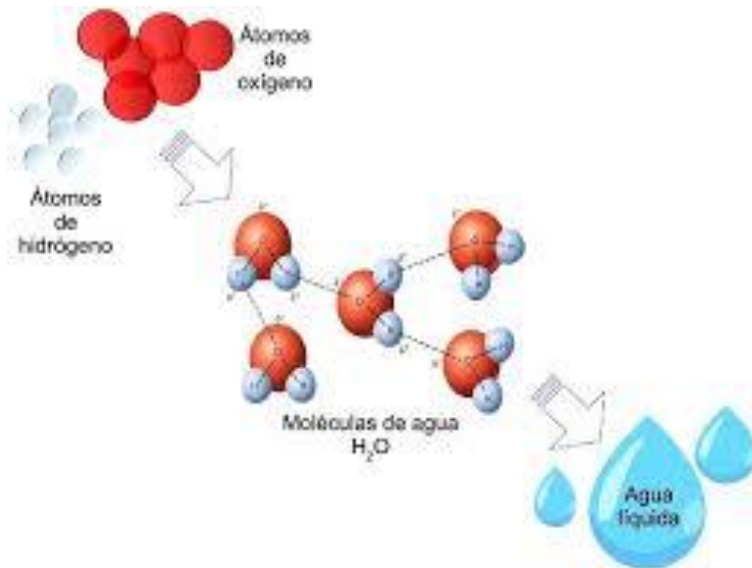
UNIDAD N°2

COMPOSICIÓN DE LA MATERIA

Si pudiéramos ver los cuerpos materiales con un microscopio muy potente, veríamos que todos los cuerpos están formados por unas pequeñas partículas llamadas átomos. Hay átomos de diferentes tipos. Los átomos se pueden diferenciar entre sí por su masa (unos pesan más que otros), por su tamaño (unos mayores que otros) y por la forma que tienen de unirse a otros átomos.

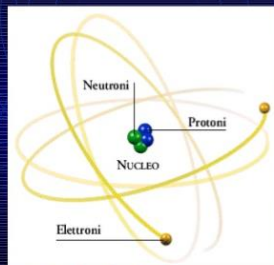
Todos los cuerpos materiales están formados por unas partículas llamadas átomos.

Consideraremos a los átomos como eternos e indestructibles.



Definición del átomo

- Unidad pequeña de un elemento que retiene todas las propiedades de dicho elemento; es eléctricamente neutro, de forma esférica y está compuesto de electrones, protones y neutrones.



Molécula

- Conjunto de **átomos**, iguales o diferentes, que se encuentran unidos mediante enlaces químicos que constituyen la **mínima** porción de una sustancia

QueSignificado

UNIÓN DE ÁTOMOS

Los átomos pueden unirse entre sí, formando moléculas. Estos átomos que se unen pueden ser iguales o distintos. Cuando los átomos se unen se dice que forman enlaces. La fuerza con la que se unen los átomos depende del tipo o naturaleza de los átomos que se unen. Hay átomos que se atraen entre sí con mucha fuerza y se unen muy fuertemente y otros que prácticamente no se atraen nada y no se unen.

Los átomos dependiendo de su naturaleza pueden unirse entre sí por medio de enlaces, formando moléculas.

Los átomos al unirse forman moléculas que constituyen la mínima porción de una sustancia.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

- Temperatura

Intuitivamente asociamos la temperatura de un cuerpo a si éste está caliente o frío. La pregunta es: ¿Qué diferencia hay entre un cuerpo con más temperatura que otro con menos? Si mirásemos las moléculas que componen un cuerpo, veríamos que éstas se mueven y se mueven más rápido cuanto mayor es la temperatura del cuerpo y viceversa. Si las moléculas ganan energía aumenta la temperatura y si la pierden baja.

2 La temperatura

Cuando notamos que algo está a una alta temperatura, en realidad lo que estamos notando es que sus átomos y moléculas se mueven más deprisa.



A medida que aumenta la temperatura de un cuerpo, el movimiento de las partículas se hace más evidente.

La temperatura está directamente relacionada con la rapidez (velocidad) o energía que tienen las moléculas que componen los cuerpos.

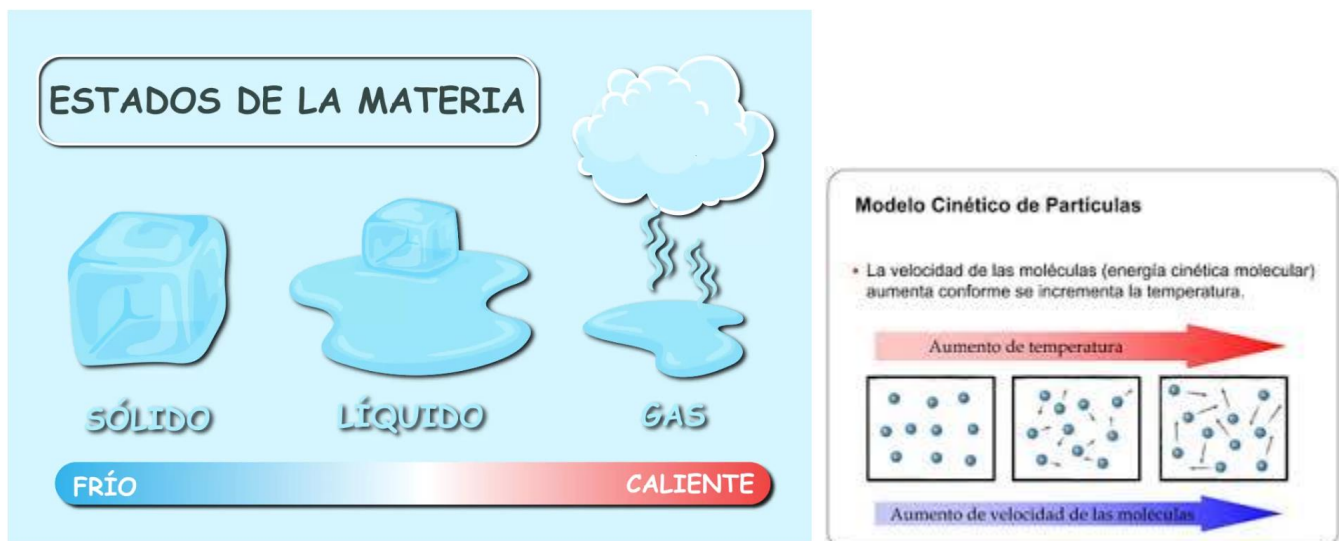
TEORÍA CINÉTICA DE LA MATERIA

Los cuerpos están formados por moléculas, que pueden unirse entre sí y que tienen energía y están en movimiento. Que las moléculas estén unidas o separadas entre sí depende de dos factores:

1. De la fuerza con la que los átomos se atraen, que depende del tipo de átomos que se unen.
2. De la temperatura o energía que poseen los átomos.

Si las moléculas se mueven más rápido (más temperatura) será más fácil que se separen que si se mueven más lentos (menos temperatura). Que las moléculas estén unidas entre sí depende del tipo de moléculas y de la temperatura.

Por ello, las sustancias están en estado sólido, líquido o gas.



- Masa (m)

Todos los cuerpos tienen masa. Una definición de la masa es: "cantidad de materia que tiene un cuerpo". Otra manera más intuitiva de definir la masa es: la masa de un cuerpo se relaciona directamente con la cantidad de átomos o partículas que contiene. Cuantos más átomos más masa y viceversa.

Nota: también depende del tipo de átomo, ya que unos átomos tienen más masa que otros.

Se expresa en kg, g, mg

- Volumen (V)

Volumen es el espacio que ocupa un cuerpo. Todos los cuerpos que existen tienen volumen, ya que ocupan un lugar en el espacio. El volumen de un cuerpo es el que ocupan las moléculas que lo componen más el espacio entre ellas (espacio intermolecular). El espacio ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado por otro cuerpo a la vez (principio de impenetrabilidad de los cuerpos).

Conviene recordar las siguientes equivalencias: $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$, $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$ y $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ (0,001 L).

- Densidad (δ, d)

Hemos visto que todos los cuerpos tienen masa y volumen, es decir que están formados por moléculas que ocupan un espacio. A la división entre la masa y el volumen de un cuerpo se le llama densidad.

$d = m/V$. Las moléculas de un cuerpo pueden estar más o menos juntos, es decir, en un mismo espacio puede haber más o menos moléculas.

Observa los siguientes prismas... ¿tienen el mismo volumen? ¿tienen la misma masa? ¿y la densidad?

Dimensiones de los cuerpos

En el espacio que conocemos hay tres dimensiones llamadas: ancho, largo y alto. Todos los cuerpos son tridimensionales (3 dimensiones), por ejemplo: un balón, una silla, un coche, etc. Sin embargo, hay cuerpos que tienen una dimensión mucho más pequeña que las otras dos. Son cuerpos bidimensionales. Por ejemplo, un folio o un mantel son muy finos y en la práctica se tienen en cuenta dos dimensiones: ancho y largo. Hay cuerpos, como por ejemplo un hilo o una cuerda, en los que predomina una sola dimensión, son cuerpos unidimensionales.

- Otras propiedades de la materia

Los cuerpos materiales tienen otras muchas propiedades. A continuación, comentaremos algunas de ellas a modo de ejemplo:

Dureza. Indica si es fácil o difícil de rayar.

Índice de refracción. Indica si la luz y las ondas viajan más o menos rápido en el interior de un cuerpo.

Calor específico. Indica si hay que dar más o menos energía para calentar o enfriar el cuerpo.

Conductividad eléctrica y térmica. Indica si el calor y la electricidad pasan o no con facilidad a través del cuerpo. Ejemplos de sustancias conductoras son: oro, plata y acero. Ejemplos de sustancias aislantes son: cerámica, madera y vidrio.

Punto de fusión es la temperatura a la cual toda la masa de una sustancia pura pasa de estado sólido a líquido

Punto de ebullición es la temperatura a la cual toda la masa de una sustancia pura pasa de estado líquido a gaseoso.

Peso: la fuerza que ejerce la gravedad sobre los cuerpos.

Porosidad: espacio que existe entre las partículas.

Inercia: característica que impide a la materia moverse sin intervención de una fuerza externa.

Impenetrabilidad: propiedad de que un cuerpo no pueda usar el espacio de otro cuerpo al mismo tiempo.

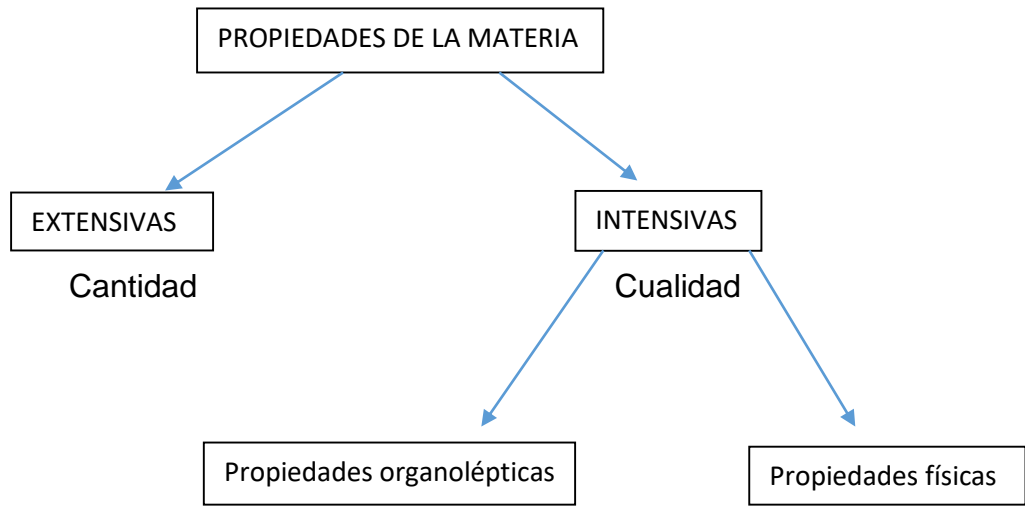
Divisibilidad: capacidad de la materia dividirse en partes más pequeñas.

Caracteres organolépticos (color, olor, sabor, textura)

Las propiedades de la materia se clasifican en:

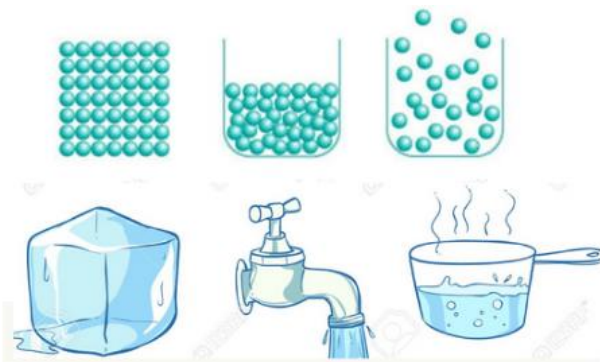
Propiedades extensivas: dependen de la cantidad de materia.

Propiedades intensivas: no dependen de la cantidad de la materia.



Actividad

- 1) Comparar un paquete de 1kg de azúcar con un sobre de azúcar como los que están en las confiterías ¿Poseen las mismas propiedades extensivas e intensivas? ¿Por qué? Justifique su respuesta.
- 2) De las propiedades de la materia nombradas anteriormente realiza un cuadro y clasifica cual es extensiva y cual es intensiva.



Características de los diferentes estados:

Sólido	Líquido	Gas
-Forma fija y definida -Volumen fijo, no se comprimen -No fluyen ni se difunden	-No tiene forma fija, adquiere la forma del recipiente que lo contiene. -Volumen fijo, no se comprimen -Fluyen y no se difunden	-No tiene forma fija, adquiere la forma del recipiente que lo contiene. - Volumen variable; se comprimen y se expanden - Fluyen y se difunden

ESTADOS DE LA MATERIA

Gaseoso

Las partículas de los gases se atraen muy poco entre sí y están separadas. La estructura microscópica de los gases explica que presenten las siguientes propiedades: Su forma y su volumen es la del recipiente que los contiene. Se pueden comprimir (reducir o aumentar su tamaño). Pueden fluir (viajar de un sitio a otro deslizándose por el medio). Los gases ejercen presión (fuerza sobre las paredes del recipiente que los contienen). Las temperaturas altas favorecen que las sustancias estén en estado gaseoso.

Sólido

Las partículas de los sólidos se atraen con mucha fuerza entre sí y están fuertemente unidas. La estructura microscópica de los sólidos explica que presenten las siguientes propiedades: Su forma y su volumen son fijos y no varían. Son incompresibles (no se reducen al ser presionados). No fluyen. Los sólidos ejercen presión sólo sobre los cuerpos que están apoyados en él. Las temperaturas bajas favorecen que las sustancias estén en estado sólido.

Líquido

Las partículas de los líquidos se atraen con fuerza intermedia entre sí y las partículas están unidas pero se mueven o deslizan unas con respecto de otras. La estructura microscópica de los líquidos explica que

presenten las siguientes propiedades: Su forma es la del recipiente que lo contiene y su volumen es fijo, no varía. Son incompresibles (no se reducen al ser presionados). Pueden fluir. Los líquidos ejercen presión sobre las paredes de los recipientes que los contienen. Las temperaturas intermedias favorecen que las sustancias estén en estado líquido.



EL PLASMA, EL CUARTO ESTADO DE LA MATERIA.

Probablemente sepas distinguir entre los tres estados de la materia más famosos: sólido, líquido y gaseoso. Pero, ¿qué es el plasma? Resulta que el 99,9% de la materia observable del universo es plasma, un estado fluido que, a diferencia del gas, está conformado por partículas cargadas.

Cuando está muy fría, el agua es sólida y según se va calentando pasa a estado líquido para, posteriormente, a una temperatura aproximada a los 100 grados centígrados, pasar a estado gaseoso. En la escuela, con más o menos matices, lo explicaban de esta manera. Sin embargo, no se hablaba tanto del cuarto estado de la materia, el plasma. El término lo acuñó el físico **Irving Langmuir** en 1928 y esencialmente definía ese gas ionizado dotado de una alta conductividad eléctrica tan abundante en el medio interplanetario, interestelar e intergaláctico, así como en las estrellas y los vientos solares.

Sin embargo, no solo se puede encontrar en a millones de kilómetros de distancia, sino que también existe en la tierra. **Llamado cuarto estado de agregación de la materia** (tras los estados sólido, líquido y gaseoso), en la Tierra hay plasma de forma natural en ciertas capas de la atmósfera (magnetosfera e ionosfera) así como en las auroras y vientos polares, los rayos y en el denominado fuego de San Telmo.

Los 4 estados de la materia

- **Estado sólido:** en este estado los átomos que conforman la materia están fuertemente cohesionados y apenas cambian de forma o de volumen.
- **Estado líquido:** la cohesión entre moléculas es menor, la materia es fluida y ocupa un volumen constante y la forma del contenedor.
- **Estado gaseoso:** Las moléculas no están unidas, apenas se atraen entre sí. En este estado la materia, muy poco densa, no tiene ni forma ni volumen fijo.
- **Plasma:** Es un estado parecido al gas, pero compuesto por átomos ionizados, donde los electrones circulan libremente. Calentando un gas se puede obtener plasma.



CAMBIOS DE ESTADO

Hemos visto que el estado de una sustancia depende de dos factores: naturaleza de la sustancia (de ella depende la fuerza de unión entre sus átomos) y temperatura (de ella depende la energía o rapidez con la que se mueven los átomos). Un cuerpo en estado sólido al que se aumenta su temperatura hace que sus partículas se muevan más rápido hasta que se separan y pasa a estado líquido o gaseoso. Lo contrario pasa si se baja la temperatura, las partículas tendrán menos energía y tenderán a estar en estado líquido o sólido. Cada uno de los cambios de un estado a otro tiene un nombre concreto. En el siguiente enlace se

observa una animación de los cambios de estado.



ACTIVIDAD LABORATORIO

Tema: Cambios de estado.

¿Tienen el mismo punto de fusión? Diseñen una experiencia que les permita validar, o no, una hipótesis planteada como respuesta al interrogante acerca de si el agua común, el agua salada y el agua con alcohol cambian del estado líquido al sólido a la misma temperatura.

Posibles materiales empleados: • 3 recipientes iguales. • 250 ml de agua. • 250 ml de agua + 1 cucharada sopera de sal. • 125 ml de agua + 125 ml de alcohol. • Rotulador. • Congelador o freezer.

ACTIVIDAD ABRE EL CANDADO

Cada respuesta tiene un código el cual al final de resolver todas las situaciones problemáticas deberás sumas los códigos de las respuestas correctas, el resultado será el código que abre la caja fuerte que contiene un premio sorpresa.

A) En sus mesas se encuentra una esponja, que estado le corresponde:

Sólido CODIGO 12

Líquido CODIGO 23

Gaseoso CODIGO 34

B) La esponja no es un objeto rígido que se puede comprimir por lo cual se debe a

Que los átomos están en movimiento por eso se puede comprimir CODIGO 45

Que posee aire entre sus huecos y el aire es el que se comprime CODIGO 56

La condensación es un pasaje del estado gaseo al líquido CODIGO 67

C) En una botella con agua muy fría parece que transpira eso se produce porque...

al agua que se encuentra en el interior de la botella pasa por microporos hacia el exterior CODIGO 78

o el agua que se encuentra en el ambiente en forma de vapor choca con la pared fría y condensa CODIGO 89

D) Donde crees que es más rápido preparar un té

en un vaso con agua helada CODIGO 90

o en un vaso con agua caliente CODIGO 101

E) En un encendedor se encuentra un gas en estado líquido, si al mismo lo rompemos

el gas sigue en estado líquido mojando la superficie CODIGO 112

el gas pasa a estado gaseoso sin mojar la superficie CODIGO 123

F) Si el gas que contiene el encendedor, estaría en estado gaseoso los encendedores serian más grandes CODIGO 134

o más pequeños CODIGO 145

G) Si una persona se perfuma en una habitación el perfume se puede percibir pasado un tiempo sin que la persona se encuentre en la habitación, esto se debe

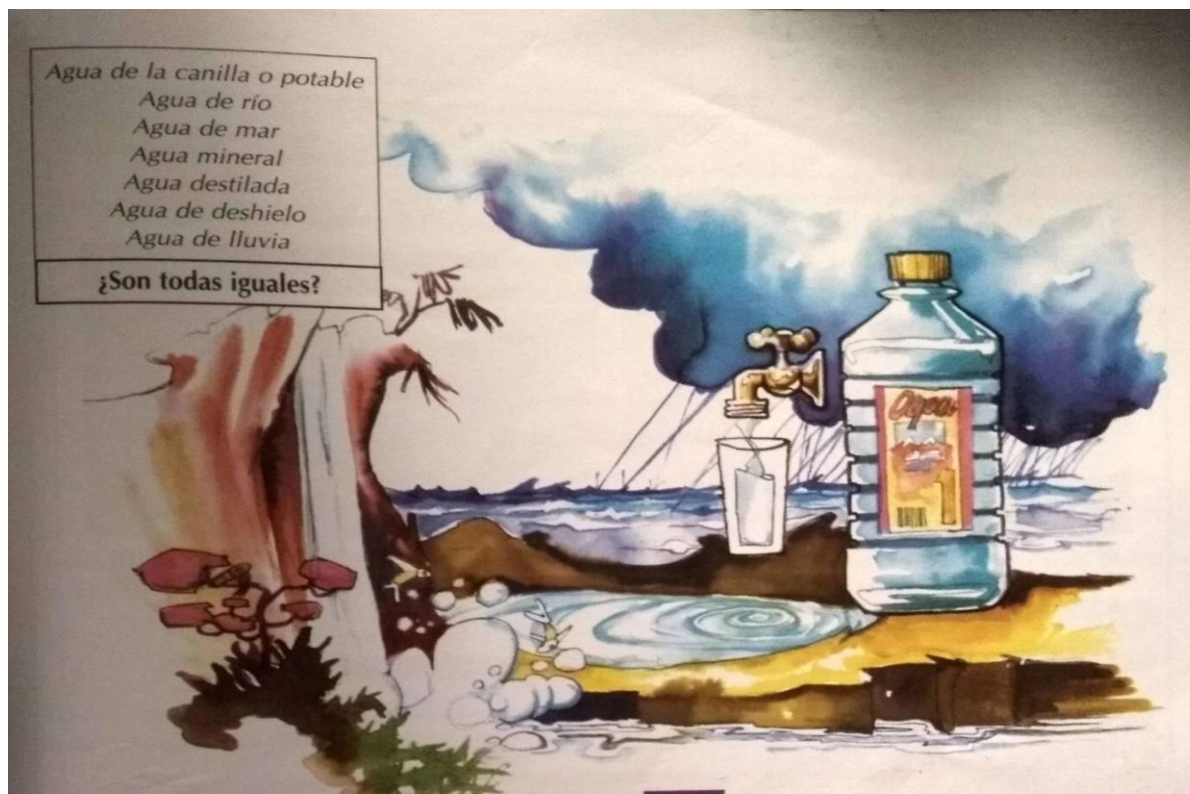
A que las microgotas del perfume quedan suspendidas con las partículas de gas que hay en el aire y se trasladan gracias a que las moléculas de los gases están en permanente movimiento. CODIGO 156

A que el perfume se transforma en gas cuando usamos el sistema de spray y se mezcla con los gases que hay en la habitación. CODIGO 167

UNIDAD N°3

SISTEMAS MATERIALES

Los materiales por dentro (en especial, el agua) Un grupo de amigos se van de campamento a orillas del río y se les rompe un bidón de agua potable. Tienen consigo varios elementos como ollas, repasadores, pava, tubos de manguera, una pala de punta trozos de plástico grueso, cocina a garrafa, botellas, colador de té, lavandina, etc ¿Qué le aconsejarías que hicieran? Estás de acuerdo que para encontrar una solución debes conocer un poco de la composición del agua. Con esto podremos entender un poco sobre la composición de los materiales.



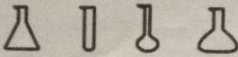
Agua de la canilla o potable
Agua de río
Agua de mar
Agua mineral
Agua destilada
Agua de deshielo
Agua de lluvia

¿Son todas iguales?

El agua se encuentra en los océanos, mares, ríos, lagos, en la atmósfera y en los propios seres vivos. Si se analiza la superficie de nuestro planeta, se encuentra que un 70% del total está cubierta de agua.

Los tipos de agua que se enumeran en la ilustración no son iguales entre sí. Por ejemplo, el agua potable no es sólo agua, pues está formada por varios componentes –entre ellos, agua, aire disuelto y sales diversas– y, además, puede haber sido tratada con cloro u otros productos; el agua de mar es salada porque incluye una gran cantidad de sales disueltas; el agua de río, en cambio, es “agua dulce”, pues posee muy baja proporción de sales; el agua destilada contiene sólo agua, etc. Todas cumplen una función esencial para las personas, los animales y las plantas.

Así como el agua, cualquier material está formado por uno o varios componentes. Por ejemplo, el oro en estado puro tiene un solo componente, oro, pero cuando se lo usa para hacer alhajas, generalmente se encuentra mezclado con otros metales, como cobre o plata. En la página 86 encontrarás más información sobre el oro.



El dato de que un 70% de la superficie de la Tierra está cubierta por agua puede llevar a pensar que no hay necesidad de preocuparse por su existencia. ¡Nada más alejado de la realidad!
El agua potencialmente potable, es decir, la que se puede beber, es solamente la que forma parte de ríos, lagos y aguas subterráneas.

DISTRIBUCIÓN DEL AGUA EN LA TIERRA

El hombre necesita agua potable para beber, cocinar sus alimentos, higienizarse y también para las actividades agrícolas e industriales. El agua considerada potencialmente potable representa sólo un 0,64% de toda el agua existente.

Océanos y mares	97,2%
Hielos y glaciares	2,15%
Aguas subterráneas	0,62%
Lagos y ríos	0,02%
Atmósfera	0,001%
Seres vivos	0,0001%


Desde épocas muy remotas, la falta de agua potable determinó el éxodo de los pueblos y aun la desaparición de ciertas culturas. El problema de su escasez en ciertas regiones se ha agudizado terriblemente en función del crecimiento de la población.

El agua potable se está transformando, en las últimas décadas, en un recurso escaso que hay que preservar.

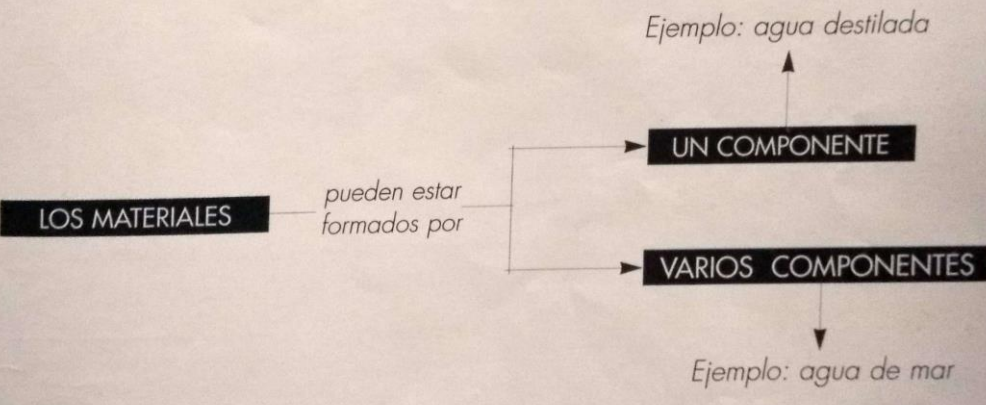
¿Por qué el agua de mares y océanos no sirve como agua potable? No es apta para beber porque posee una enorme cantidad de sales disueltas. Puede llegar a contener cerca de 30 g de sales por litro de agua, frente al máximo de 0,5 g que posee el agua potable.

¿Es posible transformar el agua de mar en el agua potable quitándole el exceso de sal que posee?

Una aproximación química al estudio del agua te ha permitido comprender que:

 **Conocer la composición de los materiales es tanto una preocupación de las personas por comprender la naturaleza de todo lo que las rodea, como una necesidad para proteger su salud y mejorar su calidad de vida.**

Además aprendiste que, según su composición:



```
graph TD; A[LOS MATERIALES] -- "pueden estar formados por" --> B[UN COMPONENTE]; A -- "pueden estar formados por" --> C[VARIOS COMPONENTES]; B --> D[Ejemplo: agua destilada]; C --> E[Ejemplo: agua de mar]
```

ACTIVIDAD 1

Leer las etiquetas de los alimentos es un ejercicio que no se practica sistemáticamente. Pero es importante la información que pueden aportar. Por ello te propongo que busques tres alimentos envasados diferentes. Anotá los datos de la etiqueta que correspondan a la composición de cada uno de los alimentos

¿Cuántos componentes diferentes parece poseer cada producto? ¿Por qué crees que en la oración anterior he resaltado la palabra “parece”?

Sistema material

Muchos de los materiales con los que convivimos son complejos, o sea, están formados por varios componentes, como la madera, los textiles, los alimentos, etc. Hay mucha razón que motivan el conocer de que están compuestos los materiales como por ejemplo, evitar posibles riesgos en su utilización, extraer el mejor provecho de sus propiedades, el crear materiales sintéticos similares, mejorar la calidad del material original, etc.

Un cuerpo o conjunto de cuerpos a los que se los aísla con la única finalidad de estudiarlos constituyen un SISTEMA MATERIAL

Agua de río

Muestras de suelos

Trozo de metal

Gas



Éstos son sistemas materiales

ACTIVIDAD 2 (LABORATORIO)

La sal de mesa es solo sal, en cambio como venimos viendo el agua tiene diferentes componentes, salvo que sea agua destilada. Te propongo que realicemos en el laboratorio un pequeño experimento. Coloca agua en un vaso transparente y agrégale una cucharadita de sal. Anota lo que observas. ¿Por qué no notas diferencia? ¿Por qué no puedes reconocer a simple vista los componentes? Luego agrégale sal hasta que notes una diferencia. Anota lo que observas. ¿Por qué si tienen los mismos componentes tanto el agua con poca sal y el agua con mucha sal son tan diferentes?

Entonces podemos decir que por más que tengan los mismos componentes un sistema material pueden ser diferentes. A esto se le atribuye a la siguiente clasificación:

Sistemas Homogéneos (agua con poca sal)

Sistemas Heterogéneos (agua con mucha sal)

ACTIVIDAD 3

¿Puedes plantear otros ejemplos que observes en la vida cotidiana de sistemas homogéneos y heterogéneos?

Un sistema material HOMOGÉNEO presenta las mismas propiedades en todos sus puntos.

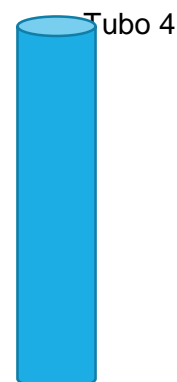
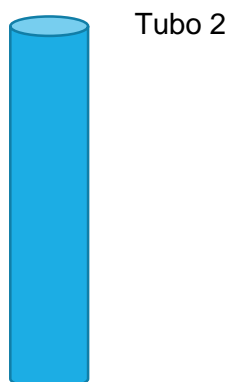
Un sistema material HETEROGÉNEO presenta diferentes propiedades en todos sus puntos.

Planteado esto podemos decir que el agua potable es un sistema material homogéneo pero el agua de río no, ya que presenta distintas partículas como tierra o parte de vegetales.

Pero.... La leche es un sistema homogéneo? Te propongo que observes por la profesora de Biología una muestra de leche en el microscopio ¿cómo se observa? Dibuja lo que vez en el microscopio ¿Entonces que es un sistema homogéneo o heterogéneo? Entonces podemos decir que si un sistema es heterogéneo a simple vista, es heterogéneo, pero el problema está en un sistema homogéneo, como consideramos que es homogéneo? Entonces se decidió que la observación directa no podía ser la determinación de un sistema es homogéneo, si no que se debe observar con un ultramicroscopio para determinar qué sistema es. Investiguemos que otros ejemplos de sistemas heterogéneos hay que a simple vista no se puedan determinar y de los que se puedan los observemos en el microscopio.

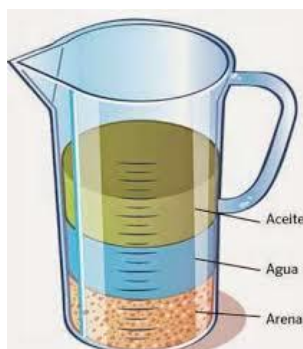
ACTIVIDAD 4

En esta actividad tienes 4 tubos de ensayos. Con materiales que conozcas arma dos sistemas homogéneos y dos heterogéneos. ¿Puedes dibujar como se verían? Observa el siguiente ejemplo.



Podemos observar que un sistema homogéneo tiene una sola fase y un sistema heterogéneo puede tener más de dos fases.

✓ FASE es cada una de las porciones homogéneas que constituyen un sistema homogéneo.



3 fases y 3 componentes



2 fases y solo un componente (agua)

ACTIVIDAD 5

Lee el siguiente texto o mira los siguientes videos. Luego responde las preguntas al final del texto.

<https://www.youtube.com/watch?v=x2VMiZUXdqk>

<https://www.youtube.com/watch?v=BmfGI3rUIOc>

MÉTODOS SEPARATIVOS Y FRACCIONAMIENTO

A) Métodos de separación de fases

Son métodos que permiten separar las fases de un sistema heterogéneo. Cada método está pensado para un tipo particular de sistema, y la utilización de un método determinado dependerá de los materiales y del estado de agregación en que se encuentran los componentes del sistema. Los métodos que vamos a estudiar son: Tamización: es un método que se utiliza para separar sistemas heterogéneos, si este posee un sólido grande de un líquido, (como por ejemplo pedregullo y agua); o a dos sólidos de tamaños diferentes, (como por ejemplo: harina y arroz). El instrumento que se utiliza es un colador (TAMIZ).

Filtración: se utiliza para separar sistemas formados por un sólido finamente dividido y un líquido, como por ejemplo: talco y agua.

Imantación: es un método indicado para separar dos sólidos, si uno de ellos tiene la propiedad de ser atraído por un imán. Ejemplo: arena y limaduras de hierro.

Decantación: es un método que puedes aplicar cuando las fases de un sistema están formadas por dos o más líquidos que no se mezclan, a los que los llamaremos inmiscibles, como ejemplo usaremos el agua y el aceite.

Centrifugación: es un método que se utiliza para separar un líquido de un sólido, siempre que el sólido sea finamente dividido y quede disperso en el agua, como por ejemplo: agua con tiza.

Sublimación: se utiliza para separar dos sólidos, siempre que uno de ellos sublime, es decir que pase del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el líquido, al calentarlo; ejemplo de materiales que sublimen: yodo, naftalina.

Tría: Consiste en tomar con pinzas o con la mano las fases sólidas dispersas en otro sólido o líquido. Por ej. Al sacar un lápiz de la cartuchera, al sacar trozos de hielo de un vaso de gaseosa.

Disolución – filtración – evaporación: se usa para separar dos sólidos, uno capaz de disolverse en un solvente y el otro no, como por ejemplo: sal y arena. Al agregar agua al sistema, se disuelve la sal pero la arena no; luego filtramos el sistema y se evapora el agua.

B) Métodos de Fraccionamiento de Sistemas Homogéneos:

Permiten separar los componentes de una solución, pero no los de una sustancia pura. Los más importantes son:

Destilación: El método se basa en los diferentes puntos de ebullición de los componentes de la solución. De esta forma se pueden extraer los componentes condensando sus vapores y recogiéndolos por separado. Permite separar líquidos de sólidos o líquidos entre sí. En una primera etapa se produce la separación por evaporación y luego una condensación por enfriamiento. Existen distintos tipos: Destilación simple: permite separar el líquido del sólido de una solución. Ejemplo: destilación del agua natural

Cristalización: El método consiste en evaporar el solvente de la solución quedando en forma sólida el componente que estaba disuelto. Se usa para separar sólidos con distintas solubilidades a diferentes temperaturas. La máxima cantidad de gramos de una sustancia que se disuelve en 100gramos de agua es lo que llamamos corrientemente solubilidad. Este método consiste en disolver el sistema en el solvente hirviendo y luego, dejar enfriar. De esta forma el componente menos soluble cristaliza y sus

cristales se separan por filtración. Ej. Una mezcla de sal en agua se coloca en un recipiente y se somete a evaporación. El agua se evapora y queda un residuo cristalino.

Cromatografía: La palabra Cromatografía significa “Escribir en Colores” ya que cuando fue desarrollada los componentes separados eran colorantes. Es un método físico de separación de mezclas complejas. El método está basado en la retención selectiva, cuyo objetivo es separar los distintos componentes de la mezcla, permitiendo identificar la cantidad de dicha sustancia, separar los componentes de la mezcla, para obtenerlos más puros y medir la proporción de los componentes de la mezcla. Los componentes de una mezcla pueden presentar una diferente tendencia a permanecer en cualquiera de las fases involucradas. Mientras más veces los componentes viajen de una fase a la otra (partición) se obtendrá una mejor separación. Las técnicas cromatográficas se basan en la aplicación de la mezcla en un punto (Punto de Inyección o Aplicación) seguido de la influencia de la fase móvil. Se utiliza para separar componentes de soluciones cuando se dispone de pequeñas cantidades o cuando la cantidad de sustancias disueltas es elevada. La separación se produce al competir por las sustancias disueltas una fase fija o estacionaria y una fase móvil que se desplaza a través de la primera. Algunos ejemplos son: separación de pigmentos vegetales, separación de aminoácidos de una proteína, separación de cationes de distintos metales. La cromatografía en papel se explica diciendo que a medida que el líquido asciende por el papel, “arrastra” aquellos componentes más solubles en él, dejándolos a mayor distancia de la muestra inicial. Aquellos componentes menos solubles en el líquido quedan más cerca de la muestra

Un sistema material formado por agua y alcohol

- a) ¿Qué tipo de sistema es? ¿Por qué?
- b) Explique qué sistema de separación utilizaría para separar los componentes.

Un sistema material compuesto por limadura de hierro, arena y sal fina.

- a) ¿Qué tipo de sistema es? ¿Por qué?
- b) ¿Qué procedimiento utilizarías para separar los componentes?

ACTIVIDAD 6

Describe en un pequeño texto o un esquema o un dibujo ejemplificador de los conceptos aprendidos hasta el momento (sistemas materiales, sistemas homogéneos, sistemas heterogéneos, fases, componentes y los distintos métodos de separación vistos).

De los siguientes ejemplos puedes decir si son correctos ✓ o no ✗

- Cuando preparas un jugo rinde dos, siempre hay alguien que se queja porque su sabor está más intenso o más suave, esto se debe a que a veces el agua disuelve mejor el jugo.
- En pandemia todos aprendimos a preparar alcohol al 70%, lo cual significa que tengo 30ml de alcohol en 70ml de agua.
- La elaboración del bronce como un material resistente, el mismo es una solución
- Una solución salada concentrada puede servir para conducir la electricidad como hacer flotar un huevo.
- El agua destilada no conduce la electricidad.
- Concentraciones de sal elevadas en el exterior de la célula, puede hacer que la célula muera por deshidratación.

- Para la elaboración de una mermelada lo importante es que su concentración de azúcar sea baja ya que los microorganismos no pueden sobrevivir en un medio muy concentrado, porque sus células se deshidratan y mueren.
- Cuando se limpia un baño con lavandina es muy importante preparar una buena concentración de la misma, ya que mientras más concentrado pierde su poder desinfectante.

Ahora lee la siguiente explicación y revisa si sigues pensando lo mismo.

SOLUCIÓN

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES POR SU ESTADO FÍSICO

El estado físico final de una solución lo define el estado físico del solvente

SOLUTO	SOLVENTE	SOLUCIÓN	EJEMPLO
GAS	GAS	GAS	AIRE (O ₂ y N ₂)
GAS	LÍQUIDO	LÍQUIDO	Bebidas carbonatadas (CO ₂ en H ₂ O)
LÍQUIDO	LÍQUIDO	LÍQUIDO	Ron (alcohol en H ₂ O)
LÍQUIDO	SÓLIDO	SÓLIDO	Amalgama dental (Hg (l) en Ag (s))
SÓLIDO	LÍQUIDO	LÍQUIDO	Azúcar en agua
SÓLIDO	SÓLIDO	SÓLIDO	Oro de 14 kilates (Ag en Au)

Se denomina solución o disolución a una mezcla homogénea constituida por dos o más sustancias. Es decir que una solución es un sistema material homogéneo (una sola fase) y de dos o más componentes. A diferencia de las sustancias puras, una solución puede separarse en sus componentes utilizando métodos fraccionamiento tales como la destilación, la cromatografía y la cristalización. Desde el punto de vista del estado de agregación del sistema, una solución puede ser:

- **SÓLIDA:** como una aleación de metales y/o no metales. Por ejemplo, el acero, el bronce, el oro blanco.

- **LÍQUIDA:** disolución de un gas, un líquido y/o un sólido en un líquido. Por ejemplo, el agua de mar, el agua de canilla, el alcohol medicinal.

- **GASEOSA:** mezcla de gases. Por ejemplo, el aire atmosférico, el aire exhalado de los pulmones.

En la vida cotidiana utilizamos y preparamos muchas soluciones. Por ejemplo, al disolver un polvo para hacer jugos en agua potable. Si lo disolvemos en poca agua no se podrá tomar, porque la solución estará muy concentrada. En cambio, si disolvemos en demasiada cantidad de agua tendrá poco sabor ya que será una solución muy diluida. En Química, las soluciones son muy importantes.

También es posible clasificar a las soluciones según el número de componentes. Así tenemos soluciones binarias, ternarias, cuaternarias, etc. Sin lugar a dudas, las soluciones más útiles en un laboratorio de Química son las soluciones binarias y líquidas. Tal es así que se le asigna un nombre a cada componente de una solución de este tipo:

- **SOLUTO:** es la sustancia que se disuelve en un líquido y es, en general, la que se encuentra en menor proporción en la mezcla.

- **SOLVENTE:** es la sustancia que disuelve al soluto y es, en general, la que se encuentra en mayor proporción en la mezcla.

$$\text{SOLUCIÓN} = \text{SOLUTO} + \text{SOLVENTE}$$

Cualquier líquido puede actuar como solvente, pero el más utilizado es el agua; llamándose a éstas soluciones acuosas. También pueden prepararse soluciones alcohólicas (como los licores o el vino), clorofórmicas (cloroformo como solvente), bencénicas (benceno como solvente) y otras más. Por razones prácticas utilizaremos abreviaturas para algunas palabras: solución (sn), solvente (sv) y soluto (st). Un dato importante para no olvidar es que las masas de st y sv son aditivas, dando por resultado la masa de la sn: $m_{sn} = m_{sv} + m_{st}$ Y recordar que, según la definición de densidad, tenemos que la densidad de una solución es el cociente entre la masa de la solución y el volumen de la solución: $\delta = m_{sn} / V_{sn}$

Concentración de las soluciones, se denomina concentración de una solución a la relación entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad total de la solución. Es posible, también, plantear la concentración en relación a la cantidad de solvente empleado, aunque es menos frecuente hacerlo. Por ejemplo:

SOLUCIÓN A: 10g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución. SOLUCIÓN B: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución. SOLUCIÓN C: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 200g de solución. Al comparar las tres soluciones A, B y C podemos concluir:

1. Las soluciones A y C tienen la misma cantidad de solución, pero la solución B es más concentrada (más salada).
2. Las soluciones B y C tienen la misma cantidad de soluto, pero la solución B es más concentrada (más salada).
3. Las soluciones A y C tienen la misma concentración, es decir son igualmente saladas.

Cualquier porción de una solución tendrá la misma concentración. Por ejemplo, al preparar un sobre de jugo todos los vasos servidos tendrán el mismo sabor. La concentración de una solución puede expresarse de diversas maneras. En los laboratorios se emplean varios métodos diferentes para señalar la concentración de una solución. Y una vez calculada la concentración es indispensable anotarla en una etiqueta y pegarla en la botella donde se almacenó la solución. Una botella conteniendo una solución sin etiqueta no sirve porque no se sabe qué contiene, volviéndose peligroso su almacenamiento. Los métodos más utilizados son:

- Porcentaje masa/masa (% m/m) Si una etiqueta dice X %m/m significa que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100g de solución”. (gst/100g sn)
- Porcentaje masa/volumen (% m/v) Si una etiqueta dice X %m/v significa que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (gst / 100cm³ sn)
- Porcentaje volumen/volumen (% v/v) Si una etiqueta dice X %v/v significa que “hay X cm³ de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (cm³ st / 100cm³ sn)
- Molaridad (M) Si una etiqueta dice X M significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000cm³ de solución”. (molesst / 1000cm³ sn)
- Molalidad (m) Si una etiqueta dice X m significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000 gramos de solvente”. (molesst / 1000g sv)

Como se observa en las definiciones, en cuatro de ellas la relación es entre soluto (medido en distintas magnitudes) y el total de la solución. En solo una de ellas, la molalidad, la relación es con el solvente.

Solubilidad es la capacidad de un solvente de disolver un soluto, en determinadas condiciones de presión y temperatura, es limitada. Cuando disolvemos un soluto en un solvente, en ciertas condiciones, llega un momento a partir del cual el soluto ya no se disuelve más. Es decir, se alcanza el punto de **saturación**. Se dice que dicha solución está saturada, para esa temperatura y presión. Se define como **solubilidad** la concentración de un soluto en la solución saturada, a determinada temperatura y presión. Suele expresarse a la solubilidad como los gramos de soluto disueltos por cada 100 gramos de solvente (X g st / 100 g de solvente) La solubilidad de un soluto depende de la naturaleza del soluto, del solvente y de la temperatura, ya que la presión solo influye en el caso de solutos gaseosos. La solubilidad es un dato muy variable en la naturaleza. Se conocen solutos que tienen poca solubilidad, aun cuando la temperatura sea elevada y, en cambio, hay otros solutos cuya solubilidad es muy alta, siendo casi independiente de la temperatura. Por lo general, la solubilidad aumenta con el incremento de la temperatura; aunque existen casos a la inversa.

Un gráfico cartesiano en el que se representa la solubilidad de un soluto en función de la temperatura, se denomina curva de solubilidad del soluto. Aumento y disminución de la concentración Para disminuir la concentración de una solución se debe agregar solvente. A este mecanismo se lo llama dilución. Al diluir una solución debemos recordar que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución diluida será menor al valor de la concentración de la solución original. Para aumentar la concentración de una solución se debe eliminar solvente. Para lo cual se calienta la solución para evaporar una porción de solvente. A este mecanismo se los llama concentración. Al concentrar una solución debemos recordar, también, que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución concentrada será mayor al valor de la concentración de la solución original.



¿Cómo interpretar la curva? (Ver video Solubilidad del sólido en líquido)

1. Todo valor sobre la curva representa **saturación** .
 2. Cualquier valor por encima de la curva representa **sobresaturación**
 3. Por debajo **insaturación** .
- Aplice estos conceptos en la curva



VIDEOS EXPLICATIVOS

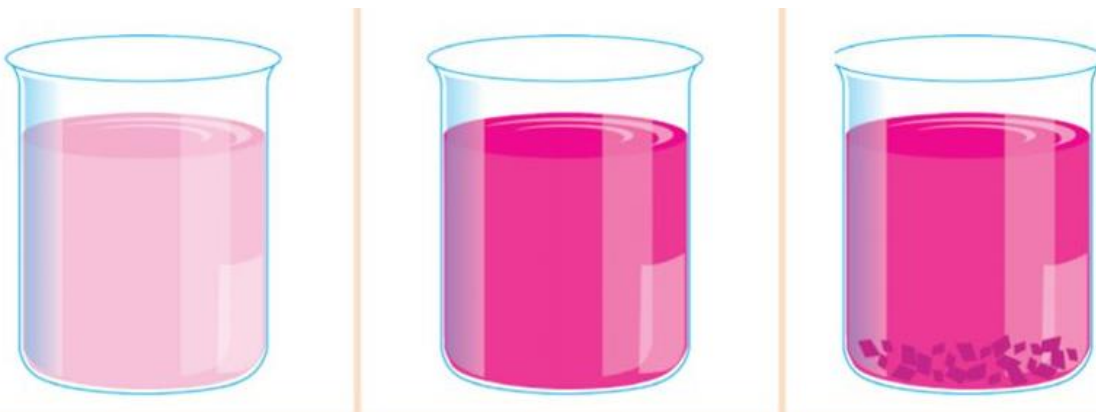
<https://www.youtube.com/watch?v=zQY3cwQYlts&t=8s> (video explicativo, como influye la temperatura en la solubilidad de una solución)

<https://www.youtube.com/watch?v=83WT6-efQr0&t=85s> ¿QUÉ UNA DISOLUCIÓN? ¿CUÁLES SON LOS TIPOS DE DISOLUCIÓN? TIPOS DE DISOLUCIONES EA)

<https://www.youtube.com/watch?v=GrQvY70Z-1s&t=70s> Disoluciones Químicas

ACTIVIDADES DE SOLUCIONES

En las siguientes imágenes, puedes reconocer que tipo de solución es, rotula cada frasco.



La CAFETERÍA

Juan tiene su cafetería y resulta que de pronto nota que su clientela comienza a disminuir y sus mozos le dicen que los clientes le dicen que el café no es igual todos los días, que a veces está más fuerte otras veces más amargo y otras veces le dicen está quemado. Juan muy preocupado, se comienza a instruir en el tema y se da cuenta que no era solo ponerse una cafetería que el mundo del café tiene su técnica y que cada vez más las personas aprenden y conocen más del tema. En el curso que realiza le explican que



para la elaboración del café deberá tener en cuenta el agua que utiliza, la calidad del café y la cantidad tanto del soluto como el del solvente. Una de las tantas concentraciones que le dan es que cada 60gr de café debe disolverlo en 1000ml de agua. En su negocio tiene tazas de 150ml y 100ml para el café. ¿Cuántos gramos de café ocupa por cada taza? ¿Y cuanto café debe tener disponible si al mes se consumen 61450ml de café?

¿Y que crees que debe hacer si prepara café con leche?

LOS ANALISIS DE MI ABUELA

Si la concentración de hemoglobina en sangre debe ser de 12-16g/dl, la persona está saludable. La anemia es cuando los índices de hemoglobina están por debajo de esos valores. Lo cual es fundamental recomponer la alimentación en alimentos con índices de hierro más elevado.



Los resultados de los análisis de mi abuela es 150g de hemoglobina por cada litro de sangre, podrías decirme si sus resultados están dentro de la concentración de una persona saludable.

LA FABRICA DE MERMELADA DE DURAZNO

Para la elaboración de la mermelada de durazno, se tienen en cuenta muchos parámetros, pero uno importante es el grado brix. El grado brix es una medición de la cantidad de sólidos solubles (sacarosa) disueltos en el líquido. Una solución con 25°brix quiere decir que tiene disuelto 25g de sacarosa en 100g de solución. Para que una mermelada de durazno se conserve en el tiempo, según el código alimentario argentino, debemos tener una concentración de 65°brix lo cual significa 65g de sacarosa por 100g de solución o 35g de solvente, al tener mucha cantidad del azúcar, la solución sirve de conservante para que no puedan vivir los microorganismos.

En esta fábrica de mermelada que trabaja las 24h hay cambios de operarios cada 8h y justo te toca cambiar, ingresas a tu lugar de trabajo donde debes seguir cocinando la mermelada hasta que llegue a sus 65°brix. Y te encuentras con las siguientes situaciones:

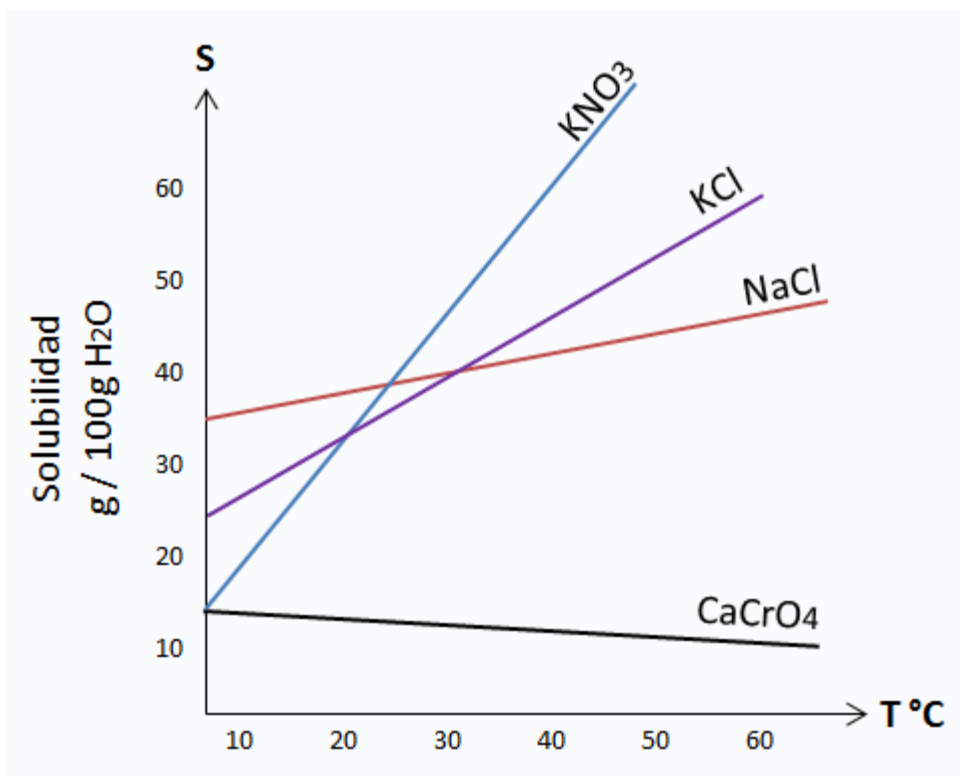


- Tengo un producto con 32,5g de sacarosa cada 50g de solución
- Otro producto con 48g de sacarosa cada 52g de solvente
- Un tercer producto de 130g de sacarosa en 70g de solvente

Alguno de los productos ya tiene la concentración necesaria para cumplir con el Código Alimentario Argentino y debemos cortar con la cocción, para que pase al sector de envasado.

RESUELVE LAS SIGUIENTES SOLUCIONES

- Disolvemos 45g de amoníaco NH_3 en 500g de agua. Calcula el porcentaje de la solución.
- Cuántos gramos de soluto debo pesar para preparar una solución de 100ml, cuya composición es de 20g/l.
- Se recomienda que se consuman 1,4g de calcio por día. La leche tiene una concentración de 0,12% m/v de calcio, cuánta leche deberíamos consumir por día?
- Un medicamento para el resfriado, viene en sobres de 10g, su principio activo por sobre es de 5% m/m. Si consumimos 4 sobres por día, ¿qué cantidad del principio activo estamos ingiriendo?



Que sustancia varia más su solubilidad con la temperatura

Que sustancia apenas varía su solubilidad con respecto a la temperatura

Que sustancia tiene la solubilidad más alta a 0°C

Que sustancia tiene la solubilidad más alta a 30°C

El NaCl a 30°C en 100g de agua cuál es su solubilidad

Puedes decir aproximadamente la solubilidad de cada producto a 20°C

UNIDAD N°4

TABLA PERIODICA

Actividad 1

Al iniciar esta guía debes contestar el siguiente cuestionario a modo de autorreflexión de los conocimientos previos sobre los contenidos.

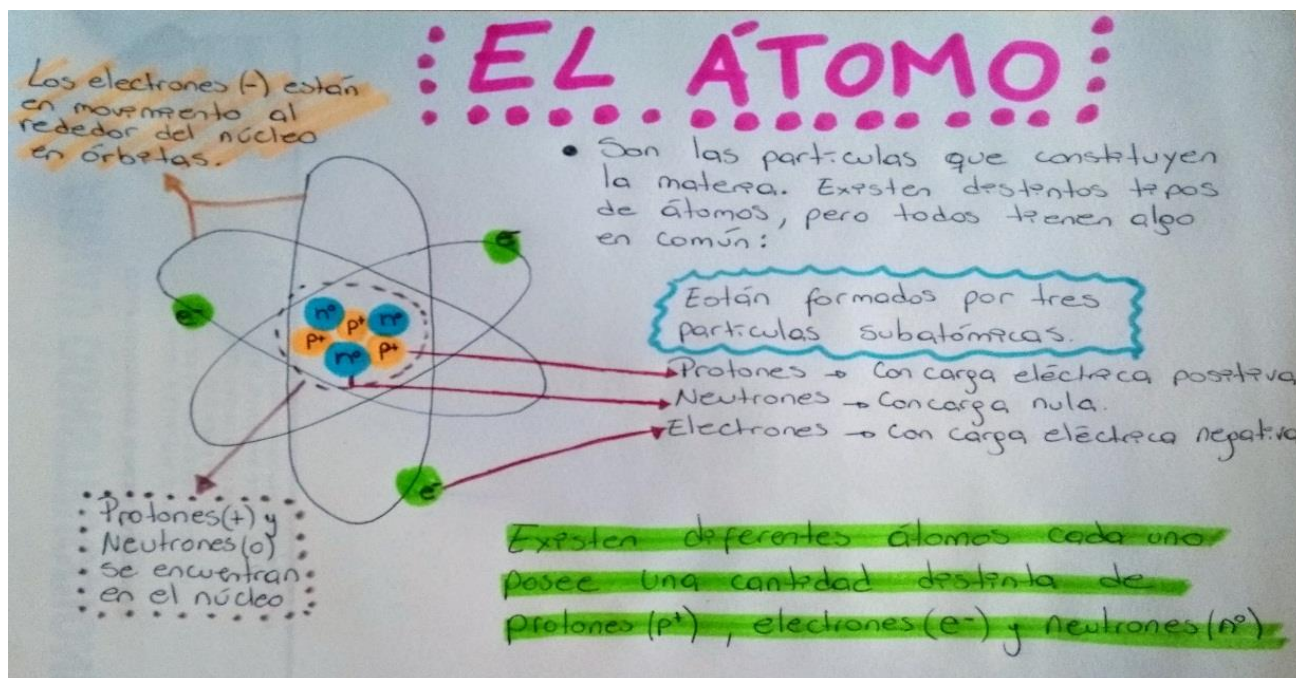
Al costado de cada pregunta responde con un número de acuerdo a estas categorías.

1. Puedo explicárselo a un compañero
2. Lo sé
3. No lo
4. No lo entiendo

Contenidos Tabla Periódica	Marca con el número que corresponde
¿Puedes reconocer la utilidad de la tabla periódica?	
¿Reconoces las diferencias entre átomo y moléculas?	
¿Entiendes el porqué de la simbología que se utiliza en los elementos y que el símbolo químico puede variar con respecto al nombre químico?	
¿Puedes describir las diferencias entre número atómico y número másico?	
Reconozco las ventajas y desventajas de la tabla periódica interactiva a la tabla periódica clásica	

Actividad 2

Observa la siguiente imagen y lee con atención las partes del átomo.



Actividad 3

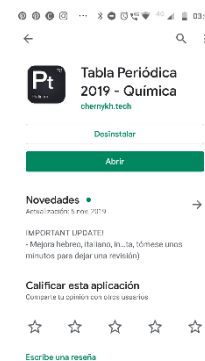
Descargar la aplicación de tabla periódica al celular siguiendo los siguientes pasos dados por la docente. Ingresar a la tienda para la descarga de aplicaciones del celular que tengan

- Buscar la aplicación como “Tabla Periódica 2020 – Química”
- Instalar la aplicación al celular
- Una vez instalada abrir la aplicación

Luego deberán ver un video introductivo de la aplicación.

<https://www.youtube.com/watch?v=2FT4hVTohAw&t=6s>

Consigue una tabla periódica.



Actividad 4

La Tabla Periódica (TP) es una herramienta para la búsqueda de información de los 118 elementos que se conocen hasta el momento.

Como actividad debe observar los dos formatos de TP presentados (la aplicación de TP y la TP en formato papel) y explicar si son diferente, anotar que diferencias observas. Registrar en cuaderno como ventajas y desventajas que puedes diferenciar una de otra.

Luego observa cuantos elementos de la tabla periódica puedes reconocer y regístralo en el cuadernillo.

Actividad 5

a) Responde las siguientes preguntas:

¿Sabes el número de teléfono del Presidente de la Nación?

¿Me puede escribir el número de teléfono de la municipalidad de pocito? Si buscas desde algún lugar debes colocar donde consultaste.

¿Ahora me puede decir el número de la escuela o el número del preceptor? Colocar de donde consultaste, la información, por ejemplo del celular, le preguntaste algún compañero, etc.

¿Y qué pasa si te pido que me den su número de teléfono o el de algún familiar o amigo que conozcan?

¿Cuántos números puedes recordar?

Podemos observar que hay números que los memorizamos y hay otros que solamente los tenemos en alguna agenda telefónica. Lo cual no sería necesario memorizarlos porque no los ocupamos cotidianamente.

Observamos que podemos no reconocer algunos datos de la información, pero si reconocemos a las personas o lugares. Ahora si comparamos esta problemática con la tabla periódica y los elementos ¿crees necesario memorizar toda la tabla periódica?

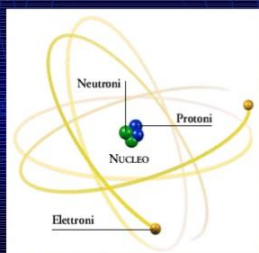
b) Debes resolver la siguiente pregunta problema y anotar la respuesta en tu cuaderno:

En una planta potabilizadora de agua ¿qué elementos químicos creen que saben de memoria las personas que trabajan ahí? (pueden utilizar la tabla periódica para ayudarse) ¿Y en una fábrica de metales diferentes? ¿Y en una bodega?

Analiza si las respuestas colocadas anteriormente son correctas luego de ver el siguiente video o leer las siguientes definiciones. <https://www.youtube.com/watch?v=2FT4hVTohAw>

Definición del átomo

- Unidad pequeña de un elemento que retiene todas las propiedades de dicho elemento; es eléctricamente neutro, de forma esférica y está compuesto de electrones, protones y neutrones.



Molécula

- Conjunto de **átomos**, iguales o diferentes, que se encuentran unidos mediante enlaces químicos que constituyen la **mínima** porción de una sustancia

QueSignificado



Luego corrige las respuestas anteriores si son incorrectas.

Actividad 6

a) Leer el siguiente texto:

“Cada elemento posee un nombre y un símbolo que lo caracteriza. El símbolo remite a la etimología del nombre. El símbolo puede constar de una sola letra. En este caso, está se escribe en mayúscula y, generalmente, corresponde a la primer letra del nombre del elemento.

Ejemplos:

O es el símbolo del oxígeno.

C es el símbolo del carbono.

H es el símbolo del hidrógeno.

Cuando el símbolo consta de dos letras, es debido a que el nombre de dos o más elementos comienzan con la misma letra, la primera se escribe en mayúscula y la segunda en minúscula. Por lo general, esta corresponde a la segunda letra del nombre del elemento, pero no siempre es así, es el caso del magnesio, que se simboliza Mg.

Ejemplos:

Ca es el símbolo del calcio.

Cf es el símbolo del californio

Cl es el símbolo del cloro.

Los nombres elegidos por los científicos para la denominar los elementos tienen diversos orígenes, por ejemplo:

- Por la denominación latina o griega.
- En honor a un científico prominente.
- En homenaje a un país o región geográfica.

- En función de alguna importante propiedad del elemento o de alguno de sus compuestos.
 - Vinculado con la mitología.
 - Vinculados con el sistema solar.”
- b) Observar el siguiente cuadro las diferentes listas o grupos de elementos según sus nombres y analiza de donde proviene su nombre, completa el casillero correspondiente con las siguientes categorías: Planetas y asteroides – Nombres de lugares – Nombre de mitología – Nombres científicos.

Galio - Ga	Prometio - Pm	Uranio - U	Einstenio - Es
Germanio - Ge	Torio - Th	Plutonio - Pu	Mendelevio - Md
Europio - Eu	Paladio - Pd	Cerio - Ce	Nobelio – No
Polonio - Po	Tantalio - Ta	Neptunio - Np	Copernicio - Cn
Francio - Fr			Curio - Cm
-----	-----	-----	-----

“Que los elementos químicos tienen nombres que provienen de diferentes alusiones y su simbología es el lenguaje que utiliza la química. Y que los elementos químicos que observamos son la sustancia más simple y la misma no se puede dividir por medios químicos”.

Actividad 7

Responder las siguientes preguntas, debes escribir la respuesta en el cuaderno.

¿El H₂O se puede encontrar en la tabla periódica? ¿Porque? ¿Que elementos del H₂O podemos encontrar en la tabla periódica? ¿Porque? ¿Es necesario e importante saber de memoria los elementos de la TP? ¿Qué es lo importante saber y conocer de la TP?

Actividad 8

- a) Observar algún elemento que te guste o llame la atención o simplemente elegir al azar.

Posteriormente dibujar en el cuaderno como lo ves en la tabla periódica e indican las partes como lo representa el ejemplo de la tabla periódica.

¿Qué partes observas en el cuadro de cada elemento?

- b) Leer la siguiente explicación:

Cada elemento de la tabla periódica está compuesto por un solo átomo de la sustancia.

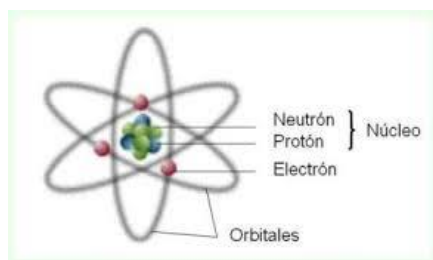
Por ej: el O₂ oxígeno tiene 2 átomos de Oxígeno

El H₂O agua tiene 1 átomo de Oxígeno y 2 átomos de hidrógeno.

Por lo cual la tabla periódica los elementos químicos están representados por un solo átomo de la sustancia que corresponda.

¿Te animas a dibujar el átomo en un papel con lo aprendiste en la guía anterior?

Luego observa la siguiente imagen y corrige si está completo o falta algo en tu dibujo.



Número atómico: Corresponde a la cantidad de protones que posee el átomo en el núcleo.

Número Másico: Corresponde a la cantidad de protones y neutrones que posee el átomo en el núcleo.

Si los átomos son neutros o sea que no están cargados positivamente o negativamente, esto quiere decir que posee la misma carga de protones que de neutrones.

Si un átomo está cargado positivamente quiere decir que posee más protones en su núcleo que electrones en sus orbitas.

Finalmente si un átomo está cargado negativamente esto representa que tiene más electrones en sus orbitas que protones en el núcleo.

c) Observamos el oxígeno N° atómico 8 y N° másico 16

¿Cuántos protones tiene? ¿Y cuántos electrones? Y si sabemos los protones y los electrones ¿cómo podemos averiguar los neutrones? ¿Qué datos tenemos?

Como resultado obtenemos las siguientes fórmulas:

N° atómico= la cantidad de protones

La cantidad de p+ que hay en el núcleo es = a la cantidad de e- que hay en las orbitas (para una átomo neutro)

N° másico= a la cantidad de p+ + la cantidad de n°

Entonces... ¿Puedes afirmar que el átomo de oxígeno posee 8 protones, 8 electrones y 8 neutrones?

Actividad 9

Buscar 4 elementos de la TP y averiguar la cantidad de neutrones, electrones y protones tienen cada uno de los elementos que elegiste.

Actividad 10

Deberán realizar un juego, en este caso es el tutiquimic.

Reglas del juego:

- Se juega de manera individual en grupos de hasta 4 personas.
- Se alternarán los jugadores para decir el abecedario en voz baja y el alumno a la derecha lo detendrá.
- Con la letra obtenida deberán buscar algún elemento en la TP que comience con la misma.

- Una vez encontrado el elemento deben comenzar a completar los casilleros del tutiquimic, hasta que el primero complete todos los casilleros y diga en voz alta TUTIQUIMIC.
- Puntajes: elementos diferentes 10ptos, elementos iguales 5ptos, casillero incompleto 0ptos y los que completaron suman 20ptos, si en el caso de coincidir un elemento con otro compañero solo se colocarán 15ptos.
- .Deberá realizar unos 6 elementos.

Modelo del tutiquimic que deben realizar en la hoja de atrás del cuadernillo.

Letra del abecedario	Símbolo químico	Nombre químico	N° atómico	N° másico	p+	e-	n°	Total de ptos

4 ¿Cómo se estructura la Tabla Periódica?

Los 118 elementos que forman la Tabla Periódica actual se distribuyen en columnas (denominadas "**grupo**" o "familia") y filas (denominadas "**periodos**") y están divididos en tres grandes categorías: **Metales**, **Metaloides** y **No Metales**.

Los **Metales** son los más abundantes y se subdividen en 6 subgrupos:

Alcalinos (columna 1)

Alcalinotérreos (columna 2)

Metales de transición/ Bloque D (columnas 3 a la 12)

Lantánidos (fila 6)

Actínidos (fila 7)

Otros Metales (columnas 13 a la 16)

Los **Metaloides** son siete de los elementos de la Tabla, distribuidos entre las columnas 13 y 16.

Los **No Metales** se subdividen en:

Otros No Metales (columnas 14 a la 16)

Halógenos (columna 17)

Gases Nobles (columna 18)

La distribución de los elementos en la tabla periódica viene determinada por el número atómico y por su configuración electrónica (número de electrones en su capa más externa). Esta distribución guarda un esquema coherente que facilita la comprensión y ordenación de los elementos en la tabla.

Existen 18 grupos en la tabla y los elementos incluidos en cada uno de los grupos comparten la configuración electrónica, lo que determina sus propiedades físicas y químicas.

El periodo en el que se encuentran determina el número de capas de electrones que poseen.

118 elementos

1 H Hidrógeno						
3 Li Litio	4 Be Berilio					
11 Na Sodio	12 Mg Magnesio					
19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	
37 Rb Rubidio	38 Sr Estroncio	39 Y Itrio	40 Zr Zirconio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	
55 Cs Cesio	56 Ba Bario	57-71 La-Lu Lantánidos	72 Hf Hafnio	73 Ta Tantalio	74 W Wolframio	
87 Fr Francio	88 Ra Radio	89-103 Ac-Lr Actínidos	104 Rf Rutherfordio	105 Db Dubnio	106 Sg Seaborgio	

57 La Lantano	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio
89 Ac Actinio	90 Th Torio	91 Pa Protactinio

		Metales
Alcalinos	Alcalinotérreos	Metales de Transición / Bloque D

Los elementos con propiedades similares se suelen representar destacados con el mismo color, precisamente, para enfatizar a simple vista la similitud de sus características y facilitar así su comprensión

											2	He Helio											
						5	6	7	8	9	10	Ne Neón											
						B Boro	C Carbono	N Nitrógeno	O Oxígeno	F Flúor													
						13	14	15	16	17	18	Ar Argón											
						Al Aluminio	Si Silicio	P Fósforo	S Azufre	Cl Cloro													
25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	Kr Kriptón											
Mn Manganeso	Fe Hierro	Co Cobalto	Ni Níquel	Cu Cobre	Zn Zinc	Ga Galio	Ge Germanio	As Arsénico	Se Selenio	Br Bromo													
43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	Xe Xenón											
Tc Tecnecio	Ru Rutenio	Rh Rodio	Pd Paladio	Ag Plata	Cd Cadmio	In Indio	Sn Estaño	Sb Antimonio	Te Telurio	I Yodo													
75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	Rn Radón											
Re Renio	Os Osmio	Ir Iridio	Pt Platino	Au Oro	Hg Mercurio	Tl Talio	Pb Plomo	Bi Bismuto	Po Polonio	At Ástato													
107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	Og Oganésón											
Bh Bohrio	Hs Hasio	Mt Meitnerio	Ds Darmstadtio	Rg Roentgenio	Cn Copernicio	Nh Nihonio	Fl Flerovio	Mc Moscovia	Lv Livermorio	Ts Teneso													
												60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
												Nd Neodimio	Pm Prometio	Sm Samario	Eu Europio	Gd Gadolinio	Tb Terbio	Dy Disprosio	Ho Holmio	Er Erbio	Tm Tulio	Yb Iterbio	Lu Lutecio
												92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
												U Uranio	Np Neptunio	Pu Plutonio	Am Americio	Cm Curio	Bk Berkelio	Cf Californio	Es Einsteinio	Fm Fermio	Md Mendelevio	No Nobelio	Lr Lawrencio



Divididos en tres grandes categorías: Metales, Metaloides y No Metales

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS:

Metales: En general, forman sustancias simples caracterizadas por poseer un brillo llamado brillo metálico. Tienen estructura cristalina y son buenos conductores del calor y la electricidad. Son sólidos a temperatura ordinaria, excepto el mercurio. Otras propiedades son la opacidad, dureza, ductilidad, maleabilidad y fusibilidad, pudiendo también alearse con otros metales. Desde un punto de vista electrónico, un elemento se considera metal cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

No Metales: En su mayoría son gaseosos o líquidos, conducen mal el calor y la electricidad y rara vez presentan brillo. Estos elementos difícilmente ceden electrones y, sí, en cambio, los aceptan. El carácter no metálico se presenta más acusadamente cuanto más arriba y a la derecha de la Tabla Periódica esté situado el elemento; en consecuencia, son los que se hallan a la derecha de la línea gruesa en escalera.

Metaloides: la clasificación hecha hasta el momento es un poco arbitraria y varios elementos no se ajustan a ninguno de los dos tipos citados. Casi todos los elementos adyacentes a la línea en escalera, se les suelen llamar "metaloides" o "semimetales" porque exhiben algunas propiedades que son características tanto de los metales como de los no metales.

La diferencia entre metales y metaloides y entre estos y los no metales, no son demasiado precisas, pero frecuentemente se consideran metaloides a los siguientes elementos: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio y astato.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Los elementos se clasifican de acuerdo con el tipo de subnivel que esté incompleto.

Para comprender mejor como se distribuyen los elementos en los distintos periodos y grupos debemos tener en cuenta la figura 2.

NUMEROS CUANTICOS			
NIVELES DE ENERGÍA " n "	SUBNIVELES " l "	ORBITALES " m "	ELECTRONES MAXIMO EN NIVEL 2n ²
1	l=0 s	1 0	2 e 2
2	l=0 s l=1 p	1 0 3 -1, 0, +1	2 e 6 e 8
3	l=0 s l=1 p l=2 d	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2	2 e 6 e 10 e 18
4	l=0 s l=1 p l=2 d l=3 f	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2 7 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	2 e 6 e 10 e 14 e 32

Figura 2: Tabla con las combinaciones de números cuánticos.

Elementos Representativos: son elementos en los cuales, el último electrón de sus átomos, se encuentra en un orbital s o p. Pertenecen a los elementos del grupo 1A al 7A.

Metales de Transición: son elementos en los cuales, el último electrón de sus átomos se encuentra en un orbital d. Pertenecen a los elementos del grupo 1B y 3B hasta 8B.

El diagrama muestra la tabla periódica con los siguientes grupos destacados:

- Representativos:** Grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17.
- Transición I:** Grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12.
- Transición interna:** Los elementos de las series de Lantánidos y Actínidos.
- Nobles:** Grupo 18.

Figura 3: Clasificación de los elementos según su configuración electrónica.

Elementos de Transición interna: son elementos en los cuales, el último electrón de sus átomos se encuentra en un orbital f.

Cabe aclarar que los tres grupos nombrados arriba tienen sus niveles de energía incompletos, ¿qué significa esto? Que los subniveles s, p, d o f no tienen la totalidad de los electrones que pueden albergar. En la figura 2 se puede observar que un subnivel s se llena con 2 electrones, uno p con 6, el subnivel d con 10 electrones y el f con 14.

Gases Nobles: son los elementos que poseen su último nivel de energía completo. Se ubican en la columna 18 de la tabla periódica. A estos elementos también suele considerárseles como representativos debido a que su último electrón se encuentra en un subnivel s o p

NOMBRES ESPECIALES O TRADICIONALES:

Grupo 1 (I A): Los metales alcalinos. Son metales blandos, de color gris plateado, que se pueden cortar con un cuchillo. Presentan densidades muy bajas, y son buenos conductores del calor y la electricidad. Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con el agua para formar hidróxidos fuertemente básicos. Nunca se los encuentra como elementos libres (no combinados) en la naturaleza. Como estos metales reaccionan rápidamente con el oxígeno, se venden en recipientes al vacío, pero por lo general se almacenan bajo aceite mineral o querosene. En este grupo, los más comunes son el sodio y potasio.

Grupo 2 (II A): Los metales alcalinotérreos. El nombre de alcalinotérreos proviene del nombre que recibían los óxidos de estos elementos, tierras que tienen propiedades básicas (alcalinas). Estos metales presentan puntos de fusión más elevados que los del grupo anterior. Son menos reactivos que los metales alcalinos. Reaccionan con facilidad con los halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos. El calcio ocupa el quinto lugar en abundancia en la corteza terrestre. La cal, el cemento, los huesos y los depósitos de conchas marinas son ricos en calcio.

Grupo 17 (VII A): Los halógenos. El término halógenos proviene del griego halos, "sal", y genes "nacido". Se trata de cinco elementos químicamente activos, estrechamente relacionados, siendo el principal de ellos el cloro (Cl). El nombre de halógeno, o formador de sal, se refiere a la propiedad de cada uno de los halógenos de formar, con el sodio, una sal similar a la sal común (cloruro de sodio). Forman moléculas biatómicas (X₂), pero son demasiado reactivos para encontrarse libres en la naturaleza. El primer halógeno, el flúor, es un gas amarillo pálido, y es el elemento con mayor carácter no metálico del grupo. Tiene una fuerte tendencia a ganar un electrón, para formar iones fluoruro. Los compuestos de flúor también se utilizan para prevenir la formación de caries dentales, por lo que pequeñas cantidades de flúor, se incorporan, como fluoruro, al agua potable y dentífricos. El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor irritante, que reacciona con casi todos los elementos. En concentraciones elevadas es muy venenoso, pero en pequeñas concentraciones puede salvar vidas, empleándose en el proceso de potabilización del agua y de las piscinas. El bromo es el único elemento no metálico que es líquido a temperatura ambiente. Este líquido reactivo de color rojo sangre con un vapor rojo, es picante y venenoso. Se debe manejar con extremo cuidado, ya que produce quemaduras de difícil curación. Se lo utiliza para la producción de sustancias químicas para fotografía, colorantes y productos farmacéuticos. A temperatura ambiente el yodo es un sólido cristalino de color gris acerado. Cuando se calienta, el yodo sólido sublima y el vapor de yodo presenta un color violeta brillante. El elemento yodo está presente en ciertos vegetales marinos, como las algas. El cuerpo humano necesita un poco de yodo para elaborar la hormona tiroxina, cuyo defecto produce bocio. En Argentina, para evitar esta enfermedad, se agrega a la sal como yoduro. Se emplea también como antiséptico en caso de heridas y quemaduras. Todos los isótopos del Astatino son radioactivos.

Grupo 18 (VIII A): Los gases nobles Son elementos que tienen ocho electrones en su último nivel energético (a excepción del helio que sólo contiene dos). Esta configuración les confiere mucha estabilidad, por lo que son muy poco reactivos, aunque sí participan a veces en algunas reacciones químicas. Todos los gases nobles se encuentran principalmente en el aire, excepto el radón, que es un producto de desintegración del radio y se desintegra a su vez en otros elementos.

Lantanoides: más frecuentemente llamados lantánidos, son los elementos del período 6 que se encuentran ubicados en la fila superior externa ubicada debajo de la Tabla Periódica.

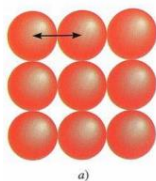
Actinoides: comúnmente llamados actínidos, incluye solamente a los elementos del período 7 que se ubican en la fila inferior debajo de la Tabla Periódica.

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

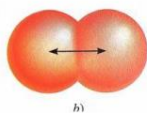
Como se ha visto, la configuración electrónica de los elementos señala una variación periódica al aumentar el número atómico. Como consecuencia, los elementos también presentan variaciones periódicas en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico. En esta sección se examinarán algunas propiedades físicas que influyen en el comportamiento químico de los elementos que están en el mismo grupo o período.

Figura 4

RADIO ATÓMICO:



Numerosas propiedades físicas, incluidas la densidad y los puntos de fusión y ebullición, se relacionan con el tamaño de los átomos, aunque es algo difícil definir su dimensión. No podemos aislar un átomo solo y medir su diámetro de la forma en que mediríamos el diámetro de una pelota de golf. El radio atómico es simplemente la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos. (Figura 4)



La figura 5 muestra como el radio atómico de muchos elementos, varía de acuerdo con sus posiciones en la tabla periódica. Si analizamos los elementos representativos, dentro de un mismo período, el adición de electrones de valencia, no afecta la "fuerza" que sienten los electrones de la última capa hacia el núcleo, pero esta "fuerza" si está afectada por el crecimiento del número de protones, es decir aumenta la atracción de los electrones de la última capa hacia el núcleo, entonces el radio atómico aumenta de derecha a izquierda.

Dentro de un grupo, encontramos que el radio atómico aumenta con el número atómico. Debido a que los electrones de valencia se agregan a orbitales cada vez más grandes.

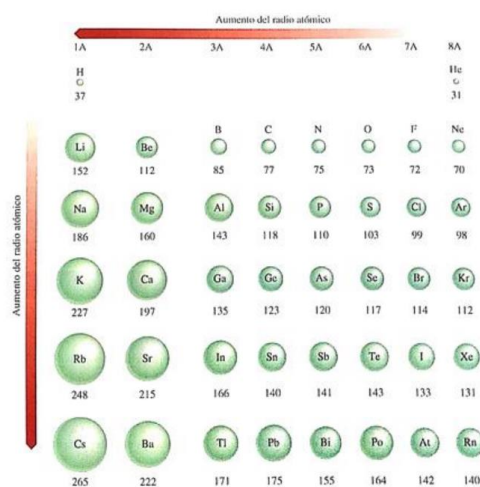


Figura 5: Variación del radio atómico a lo largo de grupos y periodos.

RADIO IÓNICO:

El radio iónico es el radio de un catión o un anión. Es posible medirlo por difracción de rayos X. El radio iónico afecta a las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico.

Por ejemplo, la estructura tridimensional de un compuesto iónico depende del tamaño relativo de sus cationes y aniones.

Cuando un átomo neutro se convierte en un ion, esperamos un cambio en el tamaño. Si el átomo forma un anión, su tamaño (o radio) aumenta, debido a que la carga del núcleo permanece constante, sin embargo, la repulsión resultante

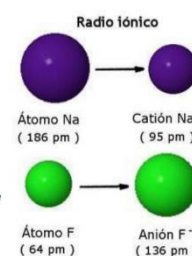
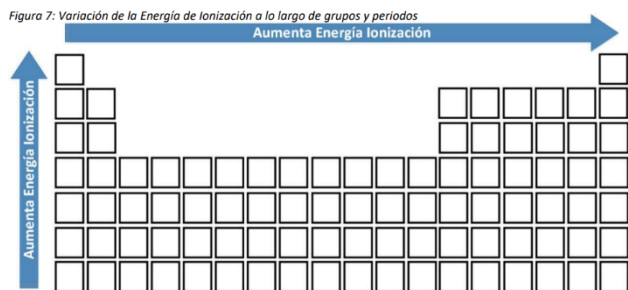


Figura 6: se indican los cambios de tamaño que resultan cuando un metal alcalino se convierte en catión y un halógeno en anión

debida a la adición de un electrón o electrones incrementa el dominio (tamaño) de la nube electrónica. Por otra parte, al desprender uno o más electrones de un átomo se reduce la repulsión electrón-electrón, y como la carga nuclear permanece constante, la nube electrónica se contrae y el catión es más pequeño que el átomo.

ENERGÍA DE IONIZACIÓN:

Como hemos visto, las propiedades químicas de cualquier átomo se determinan a partir de la configuración de los electrones de valencia de sus átomos. La estabilidad de estos electrones externos se refleja de manera directa en la



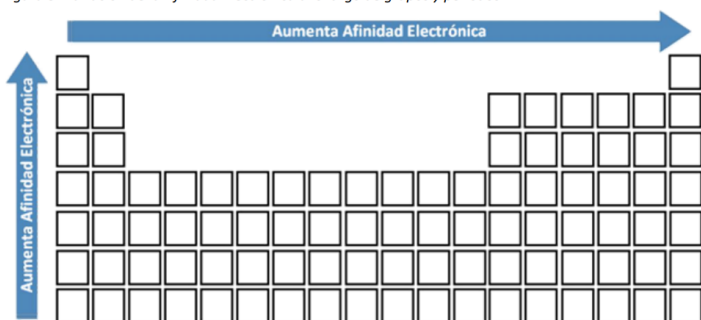
energía de ionización de los átomos. La energía de ionización (EI) es la energía mínima (en KJ/mol) necesaria para remover un electrón de un átomo en su estado fundamental. La magnitud de la energía de ionización es una medida de qué tan “fuertemente” se encuentra unido el electrón al átomo. Cuanto mayor sea la energía de ionización, más difícil será que se desprenda del electrón. La energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta a medida que se incrementa el número atómico.

Esta tendencia se debe a lo mencionado anteriormente en radio atómico (la adición de los electrones de valencia no afecta la fuerza de atracción con el núcleo, pero el aumento de la carga nuclear atrae con más fuerza a los electrones de la capa externa). Así, en un mismo periodo, se requiere más energía para quitarle un electrón a los átomos de mayor número atómico. En cambio, en los elementos de un mismo grupo, a medida que aumenta el número atómico, se incrementa la distancia promedio entre los electrones de valencia y el núcleo. Una mayor separación entre el electrón y el núcleo significa que hay menor atracción, por lo que resulta más fácil desprender un electrón al ir de un elemento a otro hacia abajo del grupo. (Figura 7)

Los elementos con energías de ionización bajas pierden electrones fácilmente para formar cationes.

AFINIDAD ELECTRÓNICA:

Figura 8: Variación de la Afinidad Electrónica a lo largo de grupos y periodos.



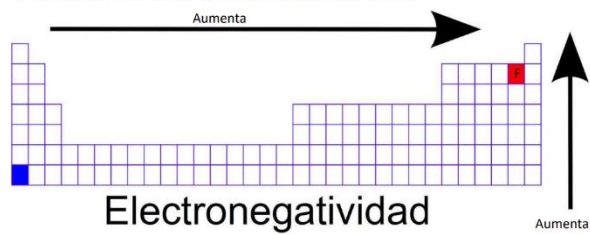
Otra propiedad de los átomos que influye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Dicha propiedad se denomina afinidad electrónica, que es el valor negativo del cambio de energía que se desarrolla cuando un átomo acepta un electrón para formar un anión. Por ejemplo: Considere el proceso en el cuál un átomo de flúor acepta un electrón: $F(g) + e - F^-(g)$ El cambio de energía que se produce en esa reacción es de -328 kJ/mol por lo tanto a la afinidad

electrónica del flúor se le asigna un valor de +328kJ/mol. Cuanto más positiva sea la afinidad electrónica de un elemento mayor la afinidad de un átomo de dicho elemento para aceptar un electrón. [7]

Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan fácilmente electrones para formar iones negativos (aniones).

ELECTRONEGATIVIDAD:

Figura 9: Variación de la Electronegatividad a lo largo de grupos y periodos.



La electronegatividad de un elemento es una medida de la tendencia relativa de un átomo a atraer los electrones cuando está químicamente combinado con otro átomo. Los elementos con altas electronegatividades (los no metales) a menudo ganan electrones para formar aniones. Los elementos con bajas electronegatividades (metales) a menudo pierden electrones para formar cationes.

La electronegatividad del flúor (4,01) es mayor que la de cualquier otro elemento. Esto nos dice que cuando el flúor está enlazado químicamente con otros elementos, tiene mayor tendencia a atraer la densidad electrónica que cualquier otro elemento. El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo.

¿Crees que es importante reconocer las propiedades de los elementos en la tabla periódica? ¿Por qué?

UNIDAD N°5

ESTABILIDAD DE LOS ÁTOMOS

Los átomos pueden unirse entre sí formando lo que se llama un enlace químico.

La razón de que los átomos se unan tenemos que buscarla en la mayor estabilidad energética que adquiere el sistema de átomos al unirse: cuanto menor es el contenido en energía de un sistema, mayor estabilidad tiene.

No todos los átomos tienden a unirse, los gases nobles están constituidos por átomos individuales.

La estabilidad energética de los átomos de los gases nobles se atribuye a su estructura electrónica (todos tienen 8 electrones en su último nivel), por ello se usa la regla del octeto para predecir si dos o más átomos formarán un enlace o no.

Los enlaces químicos son las fuerzas entre los átomos que constituyen un elemento o un compuesto.

¿Qué es la regla del octeto?

En química, se conoce como la regla del octeto o teoría del octeto a **la explicación sobre la forma en que los átomos de los elementos químicos se combinan.**

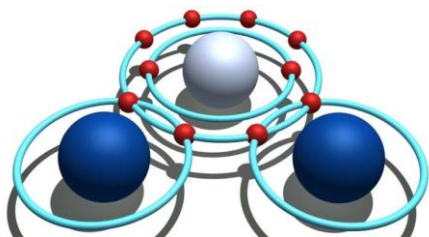
Esta teoría fue enunciada en 1917 por el físico químico estadounidense Gilbert N. Lewis (1875-1946) y explica que los átomos de los distintos elementos suelen mantener siempre una configuración electrónica estable mediante la ubicación de ocho electrones en sus últimos niveles de energía.

La regla del octeto establece que **los iones de los distintos elementos químicos** que se encuentran en la Tabla Periódica **suelen completar sus últimos niveles de energía con 8 electrones.** Debido a esto, las moléculas pueden adquirir una estabilidad semejante a la de los gases nobles (ubicados al extremo derecho de la tabla periódica), cuya estructura electrónica (con su último nivel de energía completo) los hace muy estables, o sea, poco reactivos.

Así, los elementos de alta electronegatividad (como los halógenos, es decir, elementos del grupo 17 de la Tabla) tienden a “ganar” electrones hasta alcanzar el octeto, mientras que los de baja electronegatividad (como los alcalinos o alcalinotérreos) tienden a “perder” electrones para alcanzar el octeto.

Esta regla explica **una de las maneras en que los átomos forman sus enlaces**, y de la naturaleza de estos dependerá el comportamiento y las propiedades químicas de las moléculas resultantes. De este modo, la regla del octeto es un principio práctico que sirve para predecir el comportamiento de muchas sustancias, si bien presenta también distintas excepciones.

Ejemplos de la regla del octeto



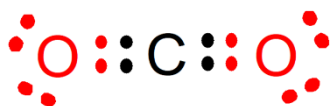
En el agua, el oxígeno completa su último nivel de energía con 8 electrones y el hidrógeno con 2.

Pensemos en **una molécula de CO₂** cuyos átomos presentan valencias de 4 (carbono) y 2 (oxígeno), unidos por enlaces químicos dobles. (Es importante aclarar que la valencia son los electrones que debe ceder o aceptar un elemento químico para lograr que su último nivel de energía quede completo. No se debe confundir

la valencia química con los electrones de valencia, pues estos últimos son los electrones que se encuentran ubicados en el último nivel de energía).

Esta molécula **es estable si cada átomo presenta 8 electrones en total en su último nivel de energía**, alcanzando el octeto estable, lo que se cumple con el compartimiento de 2 electrones entre el carbono y los átomos de oxígeno:

- El carbono comparte dos electrones con cada oxígeno, aumentando desde 6 hasta 8 los electrones en el último nivel de energía de cada oxígeno.
- Al mismo tiempo, cada oxígeno comparte dos electrones con el carbono, aumentando desde 4 hasta 8 los electrones en el último nivel de energía del carbono.



Otra forma de verlo sería que **el total de los electrones cedidos y tomados debe ser siempre ocho**.

Ese es el caso de otras moléculas estables, como el cloruro de sodio (NaCl). El sodio aporta su único electrón (valencia 1) al cloro (valencia 7) para completar el octeto. Así, tendríamos Na^+Cl^- (o sea, el sodio cedió un electrón, y ganó una carga positiva, y el cloro aceptó un electrón y con él una carga negativa).

Excepciones a la regla del octeto

La regla del octeto tiene varias excepciones, o sea, compuestos que alcanzan su estabilidad sin regirse por el octeto de electrones. Átomos como el **fósforo (P)**, **azufre (S)**, **selenio (Se)**, **silicio (Si)** o **helio (He)** pueden alojar más electrones de lo sugerido por Lewis (hipervalencia).

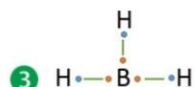
Por el contrario, el **hidrógeno (H)**, que posee un único electrón en un único orbital atómico (región del espacio donde es más probable encontrar un electrón en torno al núcleo atómico), puede aceptar hasta dos electrones como máximo en un enlace químico. Otras excepciones lo constituyen el **berilio (Be)**, que adquiere estabilidad con apenas cuatro electrones, o el **boro (B)**, que lo hace con seis.



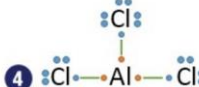
Vean como el hidrógeno al enlazarse entre sí, no completa su octeto (sólo tiene 2 electrones de valencia)



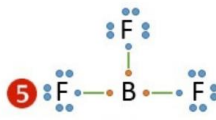
El átomo central (berilio) no forma su octeto al unirse con el hidrógeno (sólo completa 4 electrones de valencia)



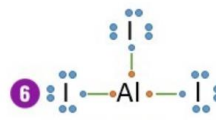
El boro solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el hidrógeno



El aluminio solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el cloro

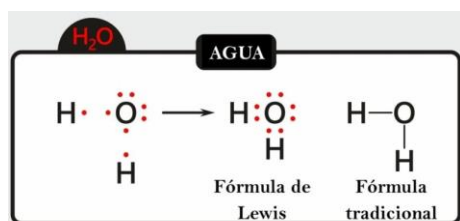


El boro solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el flúor



El aluminio solo completa 6 electrones de valencia al enlazarse con el yodo

Regla del octeto y estructura de Lewis



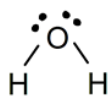
La estructura de Lewis permite visualizar los electrones libres y compartidos.

Otro de los grandes aportes de Lewis a la química fue **su célebre forma de representar las uniones atómicas**, hoy conocida como “estructura de Lewis” o “fórmula de Lewis”.

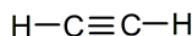
Consiste en colocar **puntos o guiones para representar los electrones compartidos en una molécula** y los electrones que queden libres sobre cada átomo.

Este tipo de representación gráfica bidimensional permite saber la valencia de un átomo que interactúa con otros en un compuesto y si forma enlaces simples, dobles o triples, todo lo cual incidirá en la geometría molecular.

Para representar una molécula de este modo **necesitamos elegir un átomo central**, que será rodeado por los demás (llamados terminales) estableciendo enlaces hasta alcanzar las valencias de todos los involucrados. Los primeros suelen ser los menos electronegativos y los segundos los más electronegativos.



Agua



Acetileno



Por ejemplo, **la representación del agua (H₂O) muestra los electrones libres que tiene el átomo de oxígeno**, además se pueden visualizar los enlaces simples entre el átomo de oxígeno y los átomos de hidrógeno (los electrones que pertenecen al átomo de oxígeno están representados en color rojo y los de los átomos de hidrógeno en color negro). También se representa la molécula de acetileno (C₂H₂), donde se puede visualizar el enlace triple entre los dos átomos de carbono y los enlaces simples entre cada átomo de carbono y un átomo de hidrógeno (los electrones que pertenecen a los átomos de carbono están representados en color rojo y los de los

átomos de hidrógeno en color negro).

ENLACES QUÍMICOS

Enlace químico, se refiere a las fuerzas atractivas que mantienen juntos a los átomos en los compuestos. Hay dos tipos principales de enlace:

- 1) El enlace iónico 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.
- 2) El enlace covalente resulta de la compartición de uno o más pares electrónicos entre dos átomos.

Compuestos Iónicos	Compuestos Covalentes
1. Son sólidos con altos puntos de fusión (típicamente > 40°C)	1. Son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión (típicamente <300°C).
2. Muchos (ej :NaCl) son solubles en disolventes polares, tales como el agua.	2. Muchos son insolubles en disolventes polares.
3. La mayoría son insolubles en disolventes no polares.	3. La mayoría son solubles en disolventes no polares.
4. Los compuestos fundidos conducen bien la electricidad, porque contienen partículas cargadas móviles (iones).	4. Los compuestos líquidos y fundidos no conducen la electricidad.
5. Las disoluciones acuosas conducen bien la electricidad porque contienen partículas cargadas móviles (iones).	5. Las disoluciones acuosas habitualmente son malas conductoras de la electricidad porque la mayoría no contiene partículas cargadas.
	6. Muchos funden con facilidad. Ej: la manteca.

FÓRMULA DE LEWIS DE LOS ÁTOMOS

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de “configuración electrónica” dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. La explicación propuesta por

GRUPO # electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
ELEMENTOS	H•	Be••	B•••	C••••	N•••••	O••••••	F•••••••	Ne••••••••
	Li•	Mg••	Al•••	Si••••	P•••••	S••••••	Cl•••••••	Ar••••••••
	Na•	Ca••	Ga•••	Ge••••	As•••••	Se••••••	Br•••••••	Kr••••••••
	K•	Sr••	In•••	Sn••••	Sb•••••	Te••••••	I•••••••	Xe••••~•••••
	Rb•	Ba••	Ta•••	Pb••••	Bi•••••	Po••~•••••	At•••••••	Rn••••••••

Gilbert Lewis es que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable. Para que los mismos sean estables, deben poseer ocho electrones en su último nivel energético. Esta particularidad sólo es posible en los gases nobles o inertes, lo que trae como consecuencia que estos elementos sean inactivos químicamente. Es por esto, que los átomos tienden a unirse entre sí para completar su octeto y así lograr la estabilidad máxima cuando el átomo sea isoelectrónico con un gas noble. Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. El número y las disposiciones de los electrones en las capas más externas de los átomos determinan las propiedades químicas y físicas de los

elementos, así como las clases de enlaces químicos que forman. Escribimos fórmulas de puntos de Lewis (o representaciones de puntos de Lewis) como un método conveniente para tener presentes estos electrones químicamente importantes.

El enlace químico, habitualmente implica sólo los electrones más externos de los átomos, también llamados electrones de valencia. En las representaciones de Lewis, sólo se muestran como puntos los electrones de valencia. También se indican los electrones apareados y desapareados. La tabla muestra las fórmulas de Lewis para los elementos representativos. Todos los elementos de un grupo dado tienen la misma configuración electrónica en la capa más externa. Los metales de transición, lantánidos y actínidos, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis.

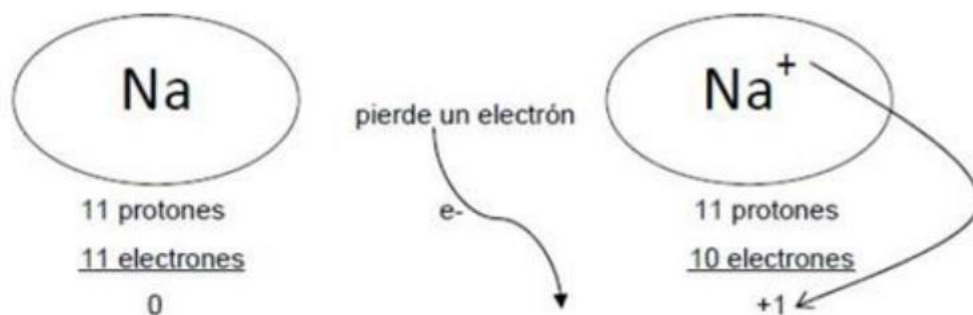
FORMACIÓN DE IONES

Las configuraciones electrónicas de los elementos representativos son comparables con la de los gases nobles.

Actividad N°1:

Ubique en la tabla a los elementos representativos, busque el Na y fíjese cuál es el gas noble que está más cerca.

Como observó, el sodio es un metal alcalino que se encuentra en el período 3, y el gas noble más cercano es el neón. Escribamos el número atómico del sodio, la cantidad de electrones de valencia que posee, y el número atómico del neón. ¿Qué debe hacer el átomo de sodio para adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla, el neón? El átomo de sodio es un átomo neutro, como $Z = 11$, significa que tiene 11 protones y 11 electrones. Sabemos que los protones se encuentran dentro del núcleo y los electrones en la corteza. Si pierde un electrón, sigue teniendo 11 protones, pero ahora tiene 10 electrones. Su carga neta ya no es cero, sino que es +1. Ya no es más un átomo neutro, sino que se ha transformado en una nueva especie química llamada ion, en este caso el ion tiene carga eléctrica positiva y se llama catión. Entonces, ya no podemos hablar del átomo de sodio, sino que debemos hablar del catión sodio, que lo representamos Na^+ , o Na^+ . En síntesis:



Los iones son especies químicas formadas por átomos (o grupo de átomos) con carga eléctrica, si la carga eléctrica es positiva se lo llama catión. Para nombrar al catión se coloca la palabra catión seguida del nombre del elemento.

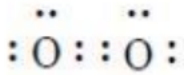
- A los elementos de los Grupos IA, IIA y IIIA les resulta más fácil perder 1, 2 y 3 electrones, respectivamente, para asemejarse al gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el gas noble anterior. Por lo tanto, todos estos elementos tienen tendencia a ceder electrones y quedar cargados positivamente, formando cationes.
- A los elementos de los grupos VA, VIA y VIIA les resulta más fácil ganar 3, 2 y 1 electrón para asemejarse al gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el gas noble posterior. Estos elementos tienen tendencia a ganar electrones y quedar cargados negativamente, forman aniones.
- Los elementos del grupo IVA (por ejemplo, el C y el Si), tienen 4 electrones en su último nivel y les resulta indiferente ganar o perder electrones ya que perdiendo 4 electrones adquieren la estructura del gas noble anterior y ganando 4 electrones adquiere la estructura del gas noble posterior. Tienen un comportamiento especial que veremos más adelante.

TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

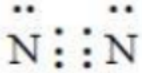
Los átomos ceden, ganan o comparten electrones de manera que de una forma u otra después de efectuada la unión presentan ocho electrones en su última órbita. Teniendo en cuenta esto y el tipo de elementos involucrados, las uniones químicas pueden ser: iónicas o covalentes.

UNIÓN IÓNICA

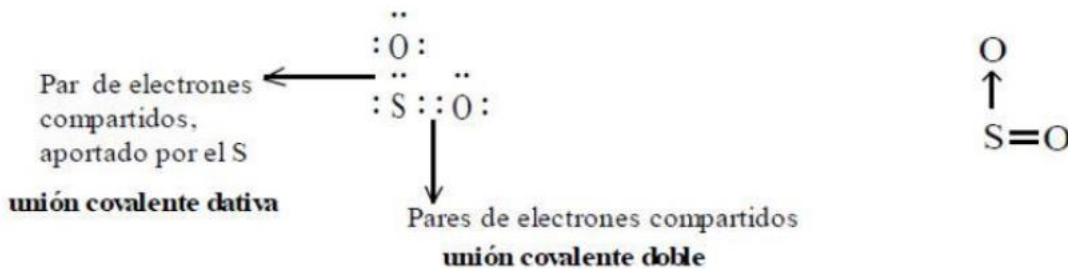
Comencemos con un ejemplo: El cloro, es un halógeno, un gas de color amarillo verdoso, que tiene un olor característico, irritante y asfixiante. Si se encuentra en la atmósfera, en pequeñas concentraciones irrita las membranas mucosas y el sistema respiratorio, en grandes concentraciones hace difícil la respiración, y puede hasta provocar la muerte. El sodio es un metal alcalino muy reactivo, por ello no se lo encuentra libre en la naturaleza. Al aislarlo en forma pura hay que guardarlo sumergido en aceite, ya que si pone en contacto con el agua (o simplemente con el vapor de agua del ambiente), reacciona vigorosamente, liberando gas hidrógeno, que puede inflamarse por el calor de reacción. Como lee, tanto el cloro como el sodio son sustancias altamente reactivas y potencialmente peligrosas. Pero... imagine que en un recipiente que tiene cloro, deja caer un trozo de sodio, ¿qué sucederá? Simplemente empezará a observar la formación de una sustancia blanca llamada cloruro de sodio o ¡sal común! La sal común es una sustancia fundamental en nuestra dieta, y no posee ninguna de las propiedades del sodio ni del cloro. En la naturaleza esta reacción química se da de manera espontánea. La unión que se establece entre el cloro y el sodio se llama unión iónica. La unión iónica ocurre entre átomos de elementos cuya diferencia de electronegatividades es notable. **Se establece entre metales y no metales.** En este tipo de unión, para satisfacer la regla del octeto, se produce la transferencia de electrones, de manera que el átomo metálico cede electrones y el no metálico los recibe originándose un catión y un anión respectivamente. La existencia de iones, con carga positiva y negativa hace fácil la comprensión de este tipo de unión. Esta unión se produce debido a una fuerza de tipo electrostático y los iones se atraen mutuamente. Anteriormente vimos que los átomos de los elementos con bajas energías de ionización tienden a formar cationes; en cambio, los que tienen alta afinidad electrónica tienden a formar aniones. Como regla, los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen más probabilidad de formar cationes en los compuestos iónicos,



• Unión covalente triple: Se establece entre átomos no metálicos que comparten tres pares de electrones. Los átomos de nitrógeno poseen cinco electrones de valencia de manera que requieren tres electrones más para completar su octeto. Si dos átomos de nitrógeno que se unen comparten tres pares de electrones completan su último nivel energético.



Enlace covalente coordinado o dativo: este enlace se da, cuando uno solo de los átomos aporta el par de electrones necesarios para la unión. En el SO₂ el azufre está unido a dos átomos de oxígeno, de manera que el segundo oxígeno se une a éste compartiendo dos electrones que sólo son aportados por el azufre. Este tipo de unión se denomina unión covalente coordinada o dativa.



JUEGO BUSCANDO PAREJA

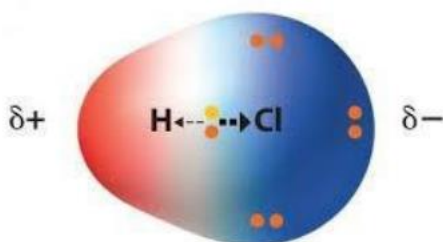
El juego consiste en armar uniones covalentes e iónicas con solo dos elementos.

Se dividen grupos de hasta 4 integrantes, se saca dos pelotitas que tendrán su elemento químico al que representan y en 1 minuto deberán armar la posible unión, dibujándola en el pizarrón usando la representación de Lewis e indicando que tipo de unión es.

Cada unión bien lograda se le atribuirá 10ptos. Se llegará hasta un máximo de 60ptos.

FUERZAS INTERMOLECULARES:

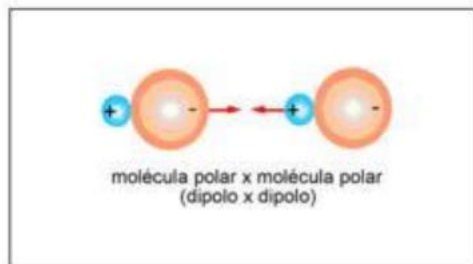
Hemos visto que las fuerzas que mantienen unidos a los iones en los compuestos iónicos se deben a la atracción electrostática entre cargas de signo opuesto, ese tipo de fuerza se denomina fuerza intramolecular. Las fuerzas intramoleculares, mantienen juntos a los átomos en una molécula, estas fuerzas estabilizan las moléculas individuales. Las fuerzas intermoleculares, también llamadas fuerzas de Van der Waals, son fuerzas que estabilizan las moléculas entre sí, son las principales responsables de las propiedades macroscópicas de la materia. Por ejemplo, el estado de agregación del agua en condiciones normales de presión y temperatura se debe a un tipo especial de estas fuerzas intermoleculares, el enlace puente hidrógeno. Las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las intramoleculares, por ello, se necesita menos energía para evaporar un líquido que para romper los enlaces de sus moléculas. Por ejemplo, para evaporar 1 mol de agua son suficientes alrededor de 41kJ de energía; en cambio, para romper los dos enlaces O-H en 1 mol de moléculas de agua es necesario aplicar 930kJ de energía.



Diferentes tipos de fuerzas intermoleculares que permiten comprender las propiedades de la materia. Fuerzas dipolo-dipolo Las fuerzas dipolo-dipolo son las fuerzas de atracción entre moléculas polares. Una molécula es polar, cuando la molécula se compone de zonas con más electrones que otras. Por ejemplo, la siguiente figura muestra la polaridad de la molécula de ácido clorhídrico (HCl), donde se observa que el átomo de cloro está rodeado de electrones generándole una densidad negativa, en cambio, el átomo de hidrógeno solo

posee dos electrones cerca generándole una densidad positiva, esto produce dos polos en la molécula, un polo positivo rodeando al átomo de H y un polo negativo rodeando al átomo de Cl.

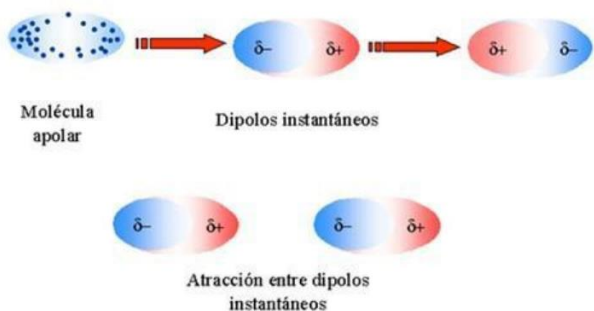
A mayor polaridad de las moléculas mayor es la fuerza dipolo- dipolo que generan entre sí.



Enlace de hidrógeno o puente de hidrógeno Es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo. Es más intensa. Se da entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar como N-H, O-H, F-H y un átomo electronegativo de oxígeno, nitrógeno o flúor. La baja densidad electrónica del átomo de hidrógeno, que forma el dipolo, hace que este sea atraído y actúe como puente con otro átomo electronegativo. Las fuerzas de este tipo de enlace, es la principal responsable de las propiedades singulares y únicas del agua. Fuerzas ión- dipolo, atraen entre sí un ión y una molécula polar.

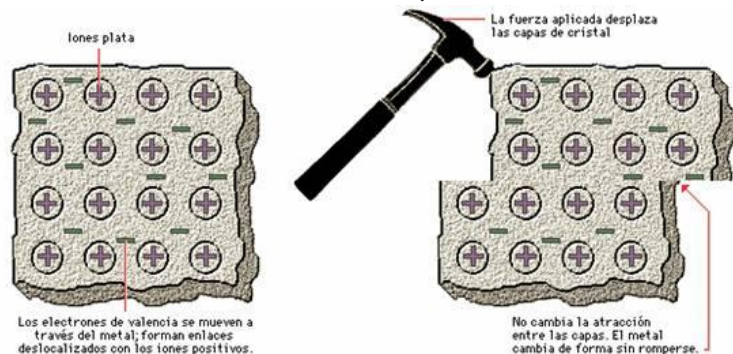


Fuerzas de dispersión de London Son las fuerzas de atracción que se producen entre moléculas no polares. Estas fuerzas se generan a partir de dipolos temporales inducidos en los átomos o moléculas.



Un estudio submicroscópico de la **estructura de un metal** permite explicar con un modelo sencillo las propiedades que se observan a simple vista. A su vez, estas propiedades van a determinar los usos de esos metales y de sus aleaciones.

Una **unión metálica** es la fuerza de atracción electrostática entre los núcleos de los átomos metálicos y los electrones libres o móviles que se encuentran en su estructura. Es una estructura en capas y las



fuerzas entre los núcleos y los electrones no tienen dirección única: la atracción se produce en todas las direcciones posibles. Esto les otorga a los metales propiedades muy particulares, como su dureza y su maleabilidad, capacidad de adquirir diferentes formas.

Observaremos el siguiente video

https://www.youtube.com/watch?v=x7E_h_rwpI (Química: Metales y enlaces metálicos)

Actividad 1

Diagramas e interpretación

- Confeccionen un esquema sencillo de tres capas de la estructura de un metal, por ejemplo, cobre.
- Con ese diagrama, expliquen la conducción de electricidad y la maleabilidad de los metales.
- Expliquen qué ocurre cuando el metal conduce electricidad (qué partículas del metal se mueven) y qué modificación se produce cuando se le da forma (maleabilidad).

Experimento LABORATORIO

Trabajen en grupos de cuatro o cinco. Imagínense que cada grupo tiene un alambre de cobre y otro de aluminio. Planifiquen uno o más experimentos para probar que ambos metales conducen electricidad.

- a) Planteen una hipótesis en relación con el problema presentado.
- b) Describan los materiales necesarios y procedimientos para cada experimento.
- c) Elaboren un documento que incluya: hipótesis, materiales, diagrama de los aparatos a utilizar y procedimientos.
- d) Comparen las planificaciones de los grupos.
- e) Según el material con que cuente la escuela, seleccionen el experimento más adecuado y realícenlo. En el caso del aluminio, líjenlo antes de usarlo.
- f) Tomen fotos de los materiales de laboratorio utilizados.
- g) Elaboren un informe de laboratorio, utilizando las herramientas anteriores. Incluyan las fotografías que tomaron.
- h) Realicen una puesta en común para compartir los resultados.

Nota: el experimento puede incluir alguna variante para probar cuál de los dos metales es más conductor.

Actividad 2

Desde las Edades del Bronce y del Hierro, el ser humano utilizó los metales como materiales de guerra y como herramientas para cazar y construir. Con el tiempo fue descubriendo diferentes utilidades para esos materiales. En la actualidad, los metales son utilizados en la construcción, en electricidad, en joyería y en un sinnúmero de actividades.

- a) Investiguen sobre el tema y luego elaboren una línea de tiempo que muestre, al menos, diez hechos significativos en la evolución del uso de los metales. (Con ayuda del profesor de historia)

Actividad 3

Los metales fundidos pueden mezclarse, ya que sus estructuras atómicas son similares. Al enfriarse, se forma una mezcla homogénea, solución sólida, en la que los átomos de los diferentes metales se distribuyen uniformemente por todo el material. A esta mezcla se la denomina **aleación**. Tiene una estructura similar a la descrita para los metales pero como los átomos tienen diferente tamaño, presenta alteraciones que le dan propiedades diferentes de los metales puros. La mayor parte de las aleaciones son mezclas de dos o más metales, pero el acero es una mezcla de hierro (metal) y diferentes cantidades de carbono (que es un no metal).

a) Busquen en internet la composición, las propiedades características y los usos de las siguientes aleaciones:

- Acero inoxidable
- Duralium
- Bronce
- Para soldadura

¿En la búsqueda encontraste alguna otra aleación interesante? Descríbela

b) Armar una tabla con la información encontrada. Si es posible, agreguen imágenes de objetos fabricados con cada aleación o tomen fotografías de ellos.