



COLEGIO MERCEDITAS DE SAN MARTIN-CESAP-

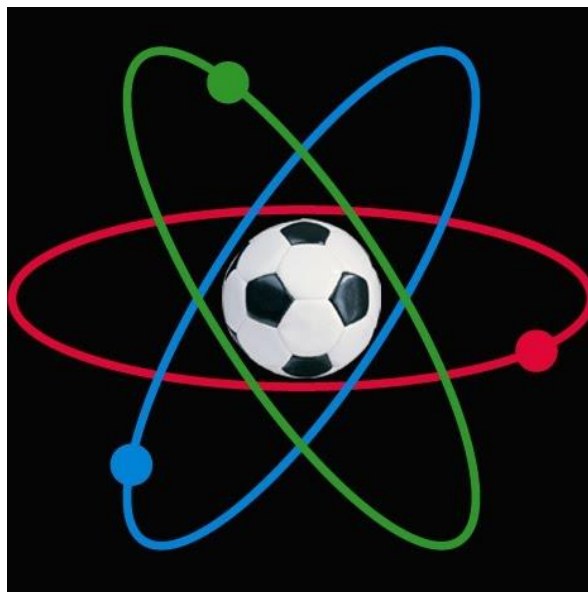
Ciclo Básico de Educación Secundaria

Departamento: Ciencias Naturales



QUIMICA

3^{er} Año "....."



Estudiante:

Profesor: Horacio Alvarez

-2026-



COLEGIO MERCEDITAS DE SAN MARTIN-CESAP-

Ciclo Básico de Educación Secundaria

Departamento: Ciencias Naturales

CONTRATO PEDAGÓGICO DIDÁCTICO DOCENTE- ALUMNO

Para enseñar y aprender en un ambiente propicio para nuestro crecimiento, es fundamental que todos los participantes del acto educativo asuman ciertos compromisos.

COMPROMISO DEL DOCENTE - ALUMNO:

- El uso de celulares durante la clase está prohibido (deben guardarse en la mochila), a menos que el docente lo solicite para una actividad específica.
- Queda a decisión del docente del espacio curricular (Biología, Física o Química) de consumir comestibles o el uso del equipo de mate durante el desarrollo de su clase.
- Los trabajos deben entregarse dentro del plazo establecido y presentarse adecuadamente.
- La ausencia a clase no exime del cumplimiento de las tareas asignadas ni del estudio.
- Los contenidos vistos en clase deben estudiarse para la clase siguiente; el profesor podrá hacer preguntas al respecto.
- Los trabajos escritos, informes y guías de estudio serán estrictamente individuales, a menos que el docente disponga lo contrario.
- En los trabajos grupales, cada integrante recibirá una nota individual basada en su desempeño, responsabilidad y aportes.
- Es obligatorio asistir a clase con el material solicitado, ya que es indispensable para avanzar en el conocimiento y aprovechar el tiempo.
- El alumno podrá usar dispositivos tecnológicos en clase solo con autorización del docente.
- Los trabajos presentados fuera de tiempo estarán sujetos a una calificación inferior a 10, dependiendo de la justificación y los días de demora.
- Para las clases de laboratorio, se debe asistir con materiales necesarios, según lo indique el docente con antelación.
- Se deben respetar las normas de seguridad para ingresar, permanecer y egresar del laboratorio.
- Cada evaluación escrita, práctica y cuatrimestral especificará al inicio los criterios de evaluación.
- **El alumno que esté ausente en una evaluación o trabajo práctico áulico o de laboratorio deberá justificar su ausencia al docente. Será evaluado en la siguiente clase inmediata.**
- **La calificación actitudinal, queda sujeta a la decisión de cada docente en su asignatura, en el caso del docente califique actitudinalmente al alumno, resultará de un proceso de trabajo continuo en el que el estudiante demuestre su actitud hacia la asignatura. Se tendrán en cuenta criterios de evaluación que serán comunicados al alumno y a los tutores.**
- Las fechas y contenidos de las evaluaciones escritas y cuatrimestrales se anunciarán con al menos siete días de antelación.
- El alumno será informado en un plazo de 10 días hábiles sobre los resultados de las evaluaciones, laboratorios y trabajos prácticos.
- El alumno será debidamente informado sobre la fecha y los materiales necesarios para cada práctica de laboratorio.
- En caso de rotura de material de laboratorio por parte de un alumno o grupo de alumnos, estos deberán reponerlo según lo establecido en el acuerdo escolar de convivencia.

FIRMAS.

Docente

Padre/ Madre o Tutor

Alumno/a

Eje I: "La materia y sus cambios"

- **La Química, una Ciencia Natural.**
- **Materia. Cuerpo. Sustancia. Sustancias puras y compuestas.**
- **Propiedades de las sustancias: intensivas y extensivas.**
- **Fenómenos físicos y químicos: definición, clasificación.**
- **Estados de la materia: Teoría cinética. Cambios de estado.**
- **Normas de seguridad y reconocimiento de materiales de laboratorio**
- **Sistemas materiales: clasificación, definición, características. Fase y Componentes. Separación de fases y fraccionamiento de soluciones.**

Introducción: Importancia de la Química

Hoy en día la química tiene tanta presencia en nuestras vidas y en nuestro bienestar, que muchas veces no nos paramos a pensar realmente en su influencia actual, y el papel que ha tenido en lo que somos hoy. Ejemplos de ello es la cirugía, de la cual no podríamos pensar sin los anestésicos, o en aviones que vuelan gracias a gasolinas particulares, los colores de nuestras vestimentas, en las construcciones sin cemento, en la fabricación de túneles sin el uso de explosivos, y un largo etc. Seguramente, si de repente desapareciese la química de nuestras vidas, no seríamos muy parecidos a lo que somos ahora, nosotros, nuestras casas, la sociedad que nos rodea en general. Nada sería lo que es.

Sin duda, el avance de nuestra civilización, en gran parte, se lo debemos a esta ciencia. En 200 años nuestra civilización se ha desarrollado más rápidamente que en los cuatro mil años antes. El hombre ha aprendido a ser más independiente del medio que lo rodeaba, controlándolo y usando la química, entre otras cosas, ha avanzado a pasos agigantados, ahora sólo queda que sepa vivir en armonía con ese medio del que creyó independizarse tiempo atrás.

Nos encontramos tan sólo, al inicio de todos estos enormes progresos que se han conseguido gracias a la química, pero aún, los secretos más profundos de la naturaleza no son conocidos, y sin duda, la química formará parte de ellos y su explicación al mundo.

Cada nuevo descubrimiento, cada nuevo avance, va seguido de nuevas preguntas, lo que hace interesablemente interminable a las posibilidades de esta ciencia. No existe ninguna rama de la ciencia que sea tan extensa como la química y que a su vez, guarde la estrecha relación que ésta posee con tantas otras ciencias.

Cuando se escucha hablar de la química, y no se sabe de ella, se tienen a pensar, en mezclas, laboratorios y experimentos, pero ya sabemos que la química es muchísimo más que eso. Los seres vivos estamos compuestos de elementos químicos, nos alimentamos de sustancias que nos dan energía, gracias a la realización de procesos químicos. Nuestro hogar, nuestro entorno, está rodeado de química, al cocinar, se puede decir que estamos en un laboratorio, donde transformamos y hacemos reaccionar alimentos, en nuestro jardín utilizamos insecticidas, utilizamos aparatos con energía, usamos jabones, perfumes, cuando nos ponemos enfermos, usamos medicinas, las vacunas, vitaminas... todo esto depende absolutamente de la química.

La química es tan importante y se ha convertido en tan esencial para nuestras vidas, que es prácticamente imposible enumerar los usos que de ella hacemos, sólo nos queda, intentar conocerla, y saber aplicar con inteligencia en nuestras vidas, y en nuestro futuro.

Tema: Definición de Química. Aportes. Ramas

Lea el texto “Por qué aprender Química”, analícelo y realice las siguientes consignas.

Subraye las ideas principales que nos permita elaborar una definición sobre que estudia la Química.

Redacte una definición clara sobre el objeto de estudio de la Química.

Investigue sobre las ramas en que se divide las ciencias Químicas y explique el objeto de estudio de algunas de ellas, según su elección



1. ¿POR QUÉ APRENDER QUÍMICA?

Al comenzar el aprendizaje de cualquier materia es importante estar convencido de la necesidad y conveniencia de llevarlo a cabo.

Conocer de qué trata la disciplina en cuestión, constituye uno de los aspectos indispensables para despertar la motivación que impulse a realizar las acciones requeridas a fin de lograr su correcto aprendizaje.

Con este propósito, te invitamos a realizar la siguiente:

— LECTURA COMPRENSIVA —

1) Lee atentamente el siguiente texto tomado del libro *La Química crea un mundo nuevo* de **Bernard Jaffe**. Editorial Universitaria de Buenos Aires:

¿De qué trata la Química?

La química se relaciona con la naturaleza o la composición de las cosas: las rocas de la tierra, el agua y la sal del mar, el aire que respiramos, el papel en el cual escribimos, los alimentos que ingerimos, el neumático sobre el que ruedan nuestros vehículos y los remedios que tomamos, por mencionar tan sólo algunos ejemplos.



La química se relaciona también con las mil formas en que las sustancias cambian o se comportan en presencia de otras sustancias.

Por ejemplo, el químico se interesa por saber por qué un fleje de acero expuesto a la atmósfera se herrumbra, por qué una placa fotográfica se oscurece al ser alcanzada por la luz, qué sucede cuando el alimento se transforma durante el proceso de digestión, de qué modo el antibiótico descubre las bacterias invasoras y las destruye, por qué el follaje verde de las plantas cambia de color durante el otoño, por qué el bombardeo con pequeños corpúsculos materiales, llamados neutrones, de una partícula de uranio puede desencadenar un cata-

clismo. Además, la química incluye también el estudio de los cambios energéticos que acompañan las transformaciones químicas, como, por ejemplo, el desprendimiento de calor, de luz o de electricidad.

En otras palabras, la química estudia cualquier gas, líquido o sólido que forme parte de nuestro mundo o de cualquier luna o planeta o sol, entre los trillones de estrellas que tachonan los cielos. Más aún, el químico ha creado cosas nuevas que la naturaleza jamás pudo producir: colorantes artificiales que rivalizan con los colores del arco iris; fibras sintéticas que superan a las que producen la oveja, el gusano de seda o el algodón; drogas más potentes que cualquier extracto obtenido de minerales, vegetales o animales.

Tema: Materia. Cuerpo. Sustancia

TODO LO QUE NOS RODEA Y SE TRANSFORMA

La materia es todo aquello que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. La materia es de lo que están hechas todas las cosas. Es materia el agua, la madera, los huesos del cuerpo humano, el aire que está dentro de un globo (y el globo también). La luz, la inteligencia y la belleza no son materia porque no ocupan un espacio. La masa es una medida de la cantidad de materia.

La materia se presenta generalmente en forma de cuerpo. Por eso decimos que un cuerpo material es toda porción limitada de materia. La Luna, un espejo, un clavo de hierro y un elefante son ejemplos de cuerpos. Retomemos algunos de los ejemplos de cuerpos materiales nombrados anteriormente y observemos el cuadro, aparecen diferenciados los tipos de materia (sustancia) que forman cada objeto o cuerpo material.

| | | |
|------------------------|--------|--------|
| Objeto (Cuerpo) | Clavo | Espejo |
| Sustancia | Hierro | Vidrio |

Los distintos tipos de materia que constituyen los cuerpos reciben el nombre de sustancia. Dicho de otra forma: sustancia es el tipo o clase de materia que forma los cuerpos. Por ejemplo, el agua pura empleada en las baterías de los automóviles es una sustancia incolora, que hierve a 100 °C, se solidifica a 0 °C y tiene una densidad de 1 g/cm³ a una atmosfera de presión. Existen dos tipos de sustancias:

- Sustancias simples o elementos químicos: son aquellas que no pueden descomponerse en otras más sencilla por ningún método físico o químico, por ejemplo, el cobre o el nitrógeno.
- Sustancias compuestas o compuestos químicos: resultan de la combinación de dos o más sustancias simples. Pueden descomponerse en sustancias simples por medio de reacciones químicas. La sal de cocina, conocida como cloruro de sodio, por ejemplo, puede descomponerse en cloro y sodio.



Estos tres conceptos, **materia, cuerpo y sustancia**, aparecen en la realidad íntimamente unidos, lo que a veces puede llegar a confundirnos.

Ahora... recuerda lo que aprendimos y te propongo que realices las siguientes actividades

ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1-Teniendo en cuenta el texto unir con flechas cada concepto con su definición.

- Materia
- Cuerpo
- Sustancia
- Sustancia simple
- Sustancia compuesta
- Cada una de las clases de materia con propiedades físicas y químicas características
- Denominados compuestos químicos. Formadas por la unión de sustancias simples. Pueden descomponerse
- Porción limitada de materia
- Es todo aquello que tiene masa, volumen y es perceptible a nuestros sentidos.
- Denominados elementos químicos. No pueden descomponerse en otras sustancias.

2-Completa el cuadro enumerando 5 cuerpos diferentes y las sustancias que los componen.

| CUERPO | SUSTANCIA |
|--------|-----------|
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |

3-Del siguiente listado de palabras, coloque en la columna de la izquierda lo que sea cuerpo y en la columna de la derecha lo que sea sustancia.

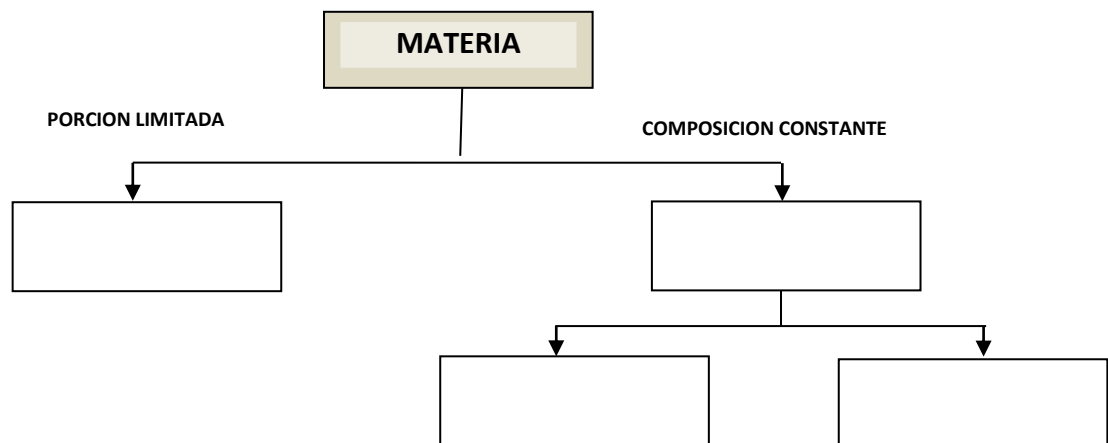
Cobre - silla -oro -vidrio -camisa -almohadón- oxígeno -plástico -agua -anillo -cable- pecera

| CUERPO | SUSTANCIA |
|--------|-----------|
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |

4- Una con flechas el cuerpo que está en la lista de la izquierda con la materia que puede formarlo.

- mesa
 - vaso
 - juguete
- Acero inoxidable
 - Plástico
 - Vidrio
 - Madera
 - Tela
 - Cerámica o losa

5- Completa el siguiente cuadro integrador con los conceptos del punto 1



Tema: Propiedades de la materia. Fenómenos.

Lea el texto "Propiedades de la materia", analícelo y realice las siguientes consignas.

Propiedades de la materia

Los distintos materiales se diferencian gracias a ciertas cualidades que afectan en forma directa o indirecta nuestros sentidos y que se denominan **propiedades físicas**. Estas propiedades pueden medirse y observarse sin que se modifique la composición de la materia. ¿Cómo se clasifican las propiedades físicas?

Antes de responder a la pregunta, analicen estas dos situaciones sencillas:

1. Al medir la masa de un terrón de azúcar, se comprobó que era diferente de la masa de una bolsa de azúcar.
2. Al observar un grano de azúcar, se comprobó que su color era igual al de un terrón.

En el primer caso, se dice que la masa es una **propiedad extensiva**, porque depende de la cantidad de materia analizada. Si la cantidad de materia se modifica, se modifica en forma proporcional la propiedad extensiva. Entre las propiedades extensivas, además de la masa podemos mencionar el volumen (que se define para una presión y una temperatura determinadas), el calor acumulado por un cuerpo, etc. **Las propiedades extensivas son aditivas**, es decir que la masa del terrón y la masa de la bolsa se pueden sumar para calcular la masa total de azúcar.

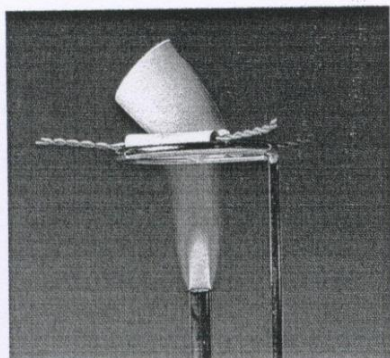
En la segunda situación, se dice que el color del azúcar es una **propiedad intensiva**, porque no depende de la cantidad de materia analizada, y constituye una característica específica de la materia. Entre las propiedades intensivas se encuentran:

- La **densidad**, que es la relación entre masa y volumen en condiciones de presión y temperatura determinadas.
- El **índice de refracción**, que es el cociente entre la velocidad de propagación de la luz en esa sustancia y la velocidad en un medio de referencia.
- Las temperaturas a las cuales ocurren los cambios de estado (a una presión determinada): el **punto de fusión**, que es la temperatura a la cual coexisten en equilibrio el estado sólido y el estado líquido, y el **punto de ebullición**, que es la temperatura a la cual coexisten en equilibrio el estado líquido y el estado gaseoso.
- La **dureza** de los sólidos, que es la resistencia de un cuerpo a ser rayado o cortado.
- La **tensión superficial**, referida a los líquidos, que es la cantidad de energía que se requiere para extender o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área.
- La **elasticidad** o capacidad de los cuerpos de deformarse, cuando se aplica una fuerza sobre ellos y de recuperar su forma original al suprimir la fuerza aplicada.

Las propiedades intensivas no son aditivas. Por ejemplo, si registran el punto de ebullición del agua contenida en dos recipientes, y luego juntan el agua de los dos en un solo recipiente y vuelven a registrar el punto de ebullición, éste no cambia.

Por otro lado, las **propiedades químicas** determinan qué cambios o transformaciones puede experimentar la materia en su composición. Estos cambios ocurren a través de las reacciones químicas.

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



Mediante la aplicación de calor, una sustancia se oxida.

Entre las propiedades químicas de la materia podemos mencionar:

- La capacidad de reaccionar con el oxígeno. Casi todas las sustancias reaccionan con el oxígeno. Para comprobarlo, puede acercarse la sustancia a la llama o, simplemente, dejarse al aire.
- La reacción con sustancias ácidas. Algunas sustancias se transforman en otras en presencia de un ácido.
- La reacción con sustancias básicas. Otras sustancias se transforman en presencia de una base.



La masa de una sustancia es una propiedad extensiva.



En el capítulo 10, se desarrolla el concepto de ácido-base. En el capítulo 13, se analizan las reacciones con el oxígeno.

ACTIVIDADES DE APLICACION

1-Teniendo en cuenta el texto unir con flechas cada concepto con su definición.

Propiedades o fenómenos físicos

- “no dependen” de la cantidad de materia analizada. No son aditivas.

Propiedades extensivas

- Proceso por el cual una o varias sustancias se transforman en otras diferentes

Propiedades intensivas

- pueden medirse y observarse “sin modificar” la composición de la materia

Propiedades o fenómenos químicos

- “dependen” la cantidad de materia analizada. Son aditivas.

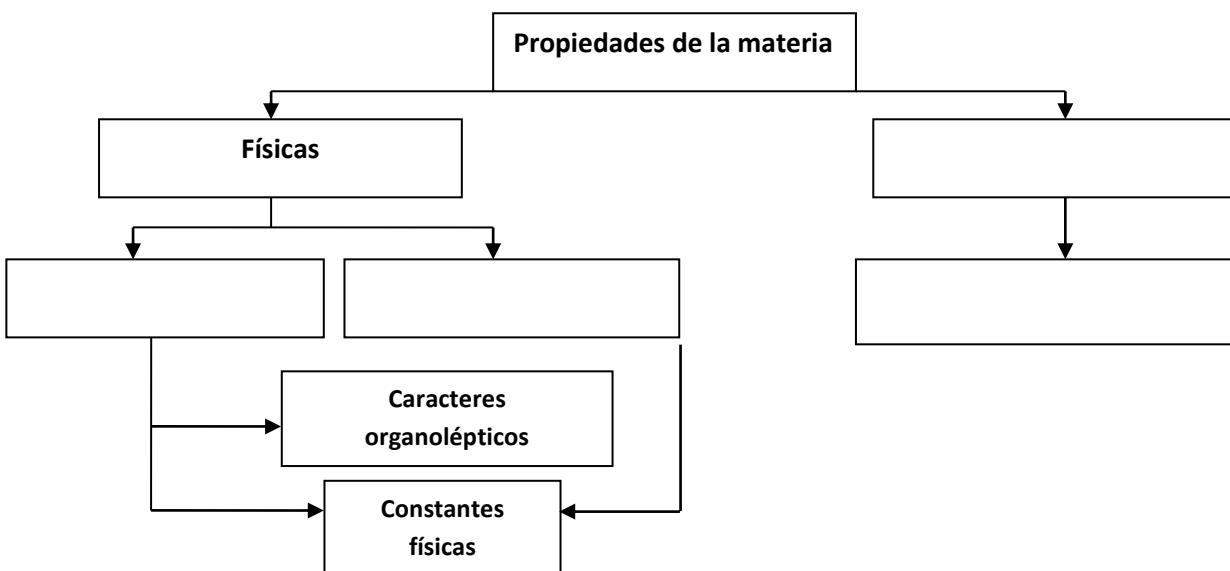
Reacción química

- determinan cambios o transformaciones en la composición de la materia.

2-Investigue y responda

- a- ¿A que se denomina caracteres o propiedades organolépticas de las sustancias? De ejemplos
- b- ¿A que se denomina constantes físicas o experimentales de las sustancias? De ejemplos.
- c- ¿A que se denomina punto de ebullición y de fusión? Indique si son propiedades organolépticas o constantes físicas

3- Completa el siguiente cuadro integrador con los conceptos del punto 1



4-Investigue y Clasifique las siguientes propiedades de las sustancias **en Intensivas (P.I) o Extensivas (P.E).**

Marque con una cruz.

| Propiedad | Intensiva | Extensiva |
|-------------------------|-----------|-----------|
| Brillo | | |
| Sabor | | |
| Peso | | |
| Color | | |
| Textura | | |
| Capacidad calorífica | | |
| Superficie | | |
| Solubilidad | | |
| Punto de ebullición | | |
| Conductividad eléctrica | | |
| Densidad | | |
| Olor | | |
| Dureza | | |
| Punto de fusión | | |
| Volumen | | |

5-Clasifique los siguientes ejemplos en **fenómenos físicos o químicos.**

| Ejemplo | Fenómeno |
|--------------------------------|----------|
| Caída de un cuerpo | |
| Fotosíntesis | |
| Oxidación del vino | |
| Digestión de un alimento | |
| Fundir vidrio | |
| Congelamiento de agua | |
| Cortar madera | |
| Quemar madera | |
| Ranciamiento de la manteca | |
| Vaporización del agua | |
| Fermentación de la uva | |
| Oxidación de hierro(herrumbre) | |
| Fundición de un metal | |

Tema: Estados de agregación y cambios de estado de la materia

1-Lea el texto “Propiedades de los estados: solido, líquido y gaseoso” y realicen las siguientes actividades

Transcribe en tu cuaderno y completa el siguiente cuadro comparativo que se muestra a continuación.

| Estado de agregación | Movimiento de las partículas | Fuerzas de cohesión entre las moléculas | Forma | Volumen |
|----------------------|------------------------------|---|-------|---------|
| SOLIDO | | | | |
| LIQUIDO | | | | |
| GASEOSO | | | | |

2- Lea el texto “Materia: estados de agregación y cambios de estado” y realicen las siguientes actividades

Responda

a- ¿A que se denomina estados progresivos y regresivos?

b- **Observe el esquema del texto y realice un cuadro comparativo, como se muestra a continuación, indicando los cambios de estado denominados progresivos y regresivos.**

| ESTADOS PROGRESIVOS | ESTADOS REGRESIVOS |
|---------------------|--------------------|
| | |

“MATERIA: estados de agregación y cambios de estado

En condiciones ordinarias, las sustancias se presentan en un estado físico determinado. Por ejemplo: el nitrógeno es un gas, el alcohol fino o etanol es un líquido, y el aluminio es un sólido. Pero es posible que estas sustancias presenten otros estados distintos del habitual: el nitrógeno se puede licuar, el etanol puede evaporarse, y el aluminio se puede fundir. Estas modificaciones que sufre el estado de una sustancia determinada se conocen como **cambios de estado**.

Los cambios de estado que se producen por absorción de calor se denominan **progresivos**, y aquellos que al producirse desprenden calor se llaman **regresivos**. Los cambios de estado se pueden esquematizar de la siguiente manera:

- Fusión.** Pasaje del estado sólido al líquido.
- Vaporización.** Pasaje del estado líquido al gaseoso. Cuando se verifica a través de la superficie libre se denomina evaporación; en cambio, cuando tiene lugar en toda la masa de un líquido se llama ebullición.
- Volatilización.** Pasaje del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el estado líquido.
- Sublimación.** Pasaje del estado gaseoso al sólido sin pasar por el estado líquido. Algunos autores emplean este término para definir también el camino inverso, es decir, la volatilización.
- Solidificación.** Pasaje del estado líquido al sólido.
- Licuefacción.** Pasaje del estado gaseoso al estado líquido.

¿De qué depende que una sustancia presente un estado determinado?

- En primer lugar, de las características propias de la sustancia. Y estas características dependerán, en última instancia, de la clase de átomos que la forman y de la forma como dichos átomos se unen entre sí.
- En segundo lugar, de la temperatura a la cual se encuentra dicha sustancia: por calentamiento es posible transformar un trozo de hielo en agua líquida, y luego, en vapor de agua.
- En tercer lugar, de la presión: si la presión a la cual está sometido un gas aumenta, es posible licuarlo sin modificar la temperatura.

Física

Estado de la materia; cambios de estado.

Gráfico de temperatura en función del tiempo de calentamiento. A medida que se entrega calor a una sustancia, la temperatura de ésta aumenta. La meseta indica la temperatura a la cual tiene lugar el cambio de estado.

Texto propuesto para resolución punto 1

1.3. Los estados de agregación de la materia

La observación de nuestro entorno muestra que algunos cuerpos, como la madera, se encuentran en **estado sólido**; otros, como el agua, en **estado líquido**; y, por último, un tercer grupo, como el aire, en **estado gaseoso**. A estos tres estados se los denomina **estados de agregación** o **estados físicos de la materia**.

La observación atenta nos permite reconocer lo siguiente:

1.3.1. La teoría cinético-molecular

Para explicar por qué existen los diferentes estados de agregación de la materia se utiliza la denominada **teoría cinético-molecular**, que está basada en los siguientes supuestos:

- La materia está formada por moléculas que están en movimiento continuo.
- Entre las moléculas hay fuerzas de atracción que las aproximan, denominadas **fuerzas de cohesión**.
- Cuanto mayor es la fuerza de cohesión, las moléculas están más próximas entre sí y, en consecuencia, su movimiento es menor.

En función de esta teoría es posible formular los correspondientes **modelos** para los gases, los líquidos y los sólidos.



Los cristales resultan de la disposición ordenada de las partículas que los forman.

3.3.3. Los sólidos

Los cuerpos en estado sólido se caracterizan por mantener su volumen y conservar su forma. Esto se puede explicar por medio de la teoría molecular del siguiente modo:

- Las fuerzas de cohesión son muy intensas, los espacios intermoleculares muy pequeños y, en consecuencia, las moléculas carecen de movimiento de traslación.
- Al no tener movimiento molecular de traslación, la forma permanece constante al igual que el volumen.
- Las moléculas o partículas constituyentes ocupan posiciones fijas y sólo realizan movimientos vibratorios alrededor de un punto fijo.
- Las partículas están distribuidas en forma ordenada en todas las direcciones del espacio, adoptando formas geométricas determinadas (cubo, prisma, etc.).

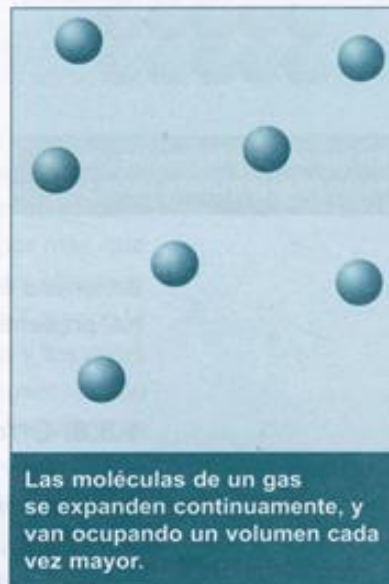
Esto se denomina **estructura cristalina**. Además, si el cuerpo mantiene la forma externa poliédrica, se llama **crystal**.

1.3.2. Los gases

Al abrir la llave de la cocina, rápidamente se percibe el olor del gas que se utiliza como combustible, lo cual indica que las moléculas se trasladan hasta las fosas nasales. Éste y muchos otros casos similares, nos permiten deducir que las moléculas de los gases están en continuo movimiento de traslación.

Aplicando la *teoría cinético-molecular* se puede formular el siguiente modelo para los gases:

- Las moléculas están en continuo movimiento de traslación rectilínea y de rotación sobre su eje.
- Las fuerzas de cohesión son muy débiles y, por lo tanto, las moléculas están independientes unas de otras y se separan fácilmente, ocupando un volumen cada vez mayor. Esto se llama **expansibilidad**.
- En el caso de que un gas esté encerrado en un recipiente, las moléculas en su movimiento chocan entre sí y contra las paredes, originando una **presión**.
- Si el recipiente presenta pequeños poros, algunas moléculas escapan por ellos, lo cual se denomina **efusibilidad**.
- Si se ponen en contacto dos gases, las moléculas de uno se mezclan rápidamente con las del otro y viceversa. Este fenómeno recibe el nombre de **difusión**.



1.3.3. Los líquidos

Se sabe que los líquidos tienen un determinado volumen, son móviles, fluyen y modifican su forma con gran facilidad por la acción de fuerzas externas.

Utilizando la *teoría cinético-molecular* se da la siguiente explicación a este hecho:

- Las fuerzas de cohesión entre las moléculas son mayores que en los gases, y por lo tanto, los espacios entre ellas son relativamente mucho menores y, en consecuencia, se mueven a menor velocidad.
- La intensidad de las fuerzas de cohesión no permite que las moléculas se separen y mantiene constante el volumen.
- Las moléculas pueden deslizarse unas sobre otras, por lo cual los líquidos fluyen y se derraman modificando su forma.
- La atracción de la gravedad sobre las moléculas, junto con la posibilidad de deslizarse, determina que ocupen los espacios inferiores de los recipientes que los contienen, cualesquiera sean sus formas.
- El movimiento continuo de las moléculas hace que choquen entre sí y con las paredes del recipiente, ejerciendo una presión sobre las mismas.
- Las moléculas de la superficie de los líquidos sólo son atraídas por las del interior de los mismos, por lo tanto forman una especie de película o membrana que se denomina **tensión superficial**.



ACTIVIDADES DE APLICACION

Actividad de razonamiento

1-Observe la tabla e indique cual es el estado de agregación que se encuentran las siguientes sustancias a 200 °C

| Sustancia | Punto de Fusión | Punto de ebullición |
|-----------|-----------------|---------------------|
| Oxigeno | -200 | -50 |
| Cloro | 150 | 250 |
| Cobre | 200 | 600 |

- Solido:

- Liquido:

- Gaseoso:

2- Marque con una cruz la característica que corresponda a cada estado de agregación

| CARACTERISTICA/ ESTADO | SOLIDO | LIQUIDO | GASEOSO |
|-------------------------------------|--------|---------|---------|
| Volumen constante y forma variable | | | |
| Son compresibles | | | |
| Prevalcen las fuerzas de atracción | | | |
| Volumen y forma variable | | | |
| Forma rígida y volumen constantes | | | |
| Se adapta a la forma del recipiente | | | |
| Pueden fluir | | | |
| Movimiento vibratorio | | | |

3-En la siguiente sopa de letras **“identifique el nombre de los cambios de estados** (Pueden estar en forma horizontal, vertical o diagonal)



4- **Señale el nombre de los cambios de estado** de los siguientes ejemplos teniendo en cuenta el esquema del texto.

| Situación | Cambio de estado |
|--|------------------|
| Después de una ducha con agua caliente, en el espejo se ven gotitas de agua que escurren. | |
| Si se deja una tetera con agua al fuego durante mucho tiempo, sale vapor de la tetera. | |
| Después de unas horas de estar al sol, la ropa húmeda se seca. | |
| La nieve de la cordillera se derrite. | |
| Cuando se coloca agua en el congelador, se forma hielo. | |
| Si se coloca una taza con agua caliente cerca de una ventana, aparecen gotitas de agua en el vidrio. | |
| En invierno, nieva en la cordillera. | |

5-De un ejemplo donde se produzca un cambio de estado de:

a) Volatilización:

b) Fusión:

Tema: Normas de seguridad en el laboratorio. Reconocimiento de materiales

A-Lee el texto “Reglas generales de seguridad en el laboratorio y elementos de laboratorio”, y/u observe los videos, analícelos y responda las consignas que se encuentran a continuación

<https://youtu.be/X09tFwCCssY> (normas de seguridad en el laboratorio)

<https://youtu.be/IV5-GmnUI20> (elementos y función de material de laboratorio)

Reglas generales de seguridad en el laboratorio

Una de las ventajas de los laboratorios es que se puede educar a los chicos dentro de él en el ámbito científico, todo el material es de gran valor educativo y es una buena forma de que la juventud se aproxime a la ciencia de una forma divertida y original.

Tener en cuenta las reglas de seguridad en el laboratorio nos aportará los siguientes beneficios:

- Trabajo en equipo
- Aprenden de forma experimental con el profesor
- Gran valor científico
- Aprender sobre los elementos utilizados

Pero debes tener clara la diferencia entre educar y jugar. En un laboratorio hay que cumplir ciertas restricciones y el jugar está prohibido porque **se manipulan una serie de elementos químicos con los que se debe tener precaución:**

Algunas de esas normas de seguridad en el laboratorio son:

- Hay que andar y no correr por el laboratorio
- Usar la bata y ropa de laboratorio en la zona
- Limpiar el material con agua abundante y objetos utilizado después de usarlo y cuidado con la piel
- No gritar, ni empujar, ni asustar a los compañeros
- Manipular con cuidado probetas, frascos y algún tubo de ensayo para no tener ningún riesgo contra la salud
- Utilizar los equipos de protección cuando sea necesario ya que son medidas de seguridad en el laboratorio obligatorias.
- Se deben conocer las salidas de emergencia, los lugares donde tirar los residuos y dónde lavarse con abundante agua inmediatamente zonas donde se vierte algún producto.
- No jugar con los productos de trabajo, entender su funcionamiento y hacer caso al profesor
- Lavar con abundante agua ojos y boca si algún producto ha pasado cerca de tu cuerpo
- Precaución a la hora de manipular y en la utilización de sustancias o ácidos corrosivos en esa zona
- Tienes que ser limpio y es conveniente hacer caso al instructor para evitar accidentes
- Usar gafas y prendas específicas de laboratorios para proteger ojos y piel
- Manipular el vidrio con cuidado ya que es delicado y puede verterse su contenido en tus manos
- Si tienes que hacer alguna práctica en grupo evita empujar o correr
- Lávate las manos siempre que puedas con el aparato destinado para ello

Como ves las normas de laboratorio son bastante lógicas y deben cumplirse siempre.

Estas son sólo algunas de las más básicas **normas de seguridad en el laboratorio** pero en realidad hay muchas más impuestas por el sentido común al cual debemos hacer caso mucho más.

NORMAS PERSONALES

- Durante la estancia en el laboratorio el alumno deberá llevar obligatoriamente **gafas de seguridad** y **bata**. Las lentes de contacto pueden resultar muy peligrosas. Los **guantes** deberán utilizarse durante la manipulación de productos cáusticos.



Equipos de protección individual

- El pelo largo debe llevarse recogido.
- No se dejen en el laboratorio mochilas, abrigos, bolsos., utilizar las taquillas.
- Está terminantemente prohibido fumar o consumir alimentos o bebidas en el laboratorio.



- No se debe llevar a la boca ningún producto químico, para conocer su sabor, ni tampoco tocarlos con las manos.
- Hay que lavarse las manos y quitarse la bata antes de salir del laboratorio.

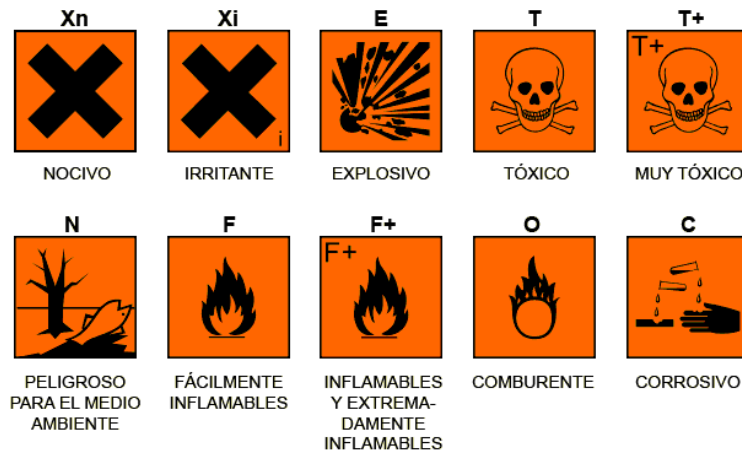
NORMAS PARA LA UTILIZACIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS

- Evitar el contacto de los productos químicos con la piel. No pipetear con la boca, utilizad embudos para trasvasar líquidos y propipetas.
- Si accidentalmente se vierte un ácido u otro producto químico corrosivo se debe consultar al profesor
- Para detectar el olor de una sustancia, no se debe colocar la cara directamente sobre el recipiente: utilizando la mano abierta como pantalla, es posible hacer llegar una pequeña cantidad de vapor hasta la nariz. Los frascos deben cerrarse inmediatamente después de su uso.
- En la preparación de disoluciones debe agitarse de modo suave y controlado para evitar salpicaduras.
- Los ácidos requieren un cuidado especial. Manipularlos con precaución y en la **vitrina**. Cuando queramos diluirlos, nunca echaremos agua sobre ellos; siempre al contrario es decir, ácido sobre agua.

Vitrina de gases



- Antes de utilizar cualquier producto, debemos fijarnos en los pictogramas de seguridad de la etiqueta, con el fin de tomar las medidas preventivas oportunas. A tener en cuenta:



- Cuando se caliente una sustancia en un tubo de ensayo, el extremo abierto del tubo no debe dirigirse a ninguna persona cercana a fin de evitar accidentes. Extremar las precauciones en el encendido de los mecheros, manteniendo la llama encendida durante el tiempo estrictamente necesario.
- En principio, si no se tiene otra información fiable, se debe suponer que todos los productos químicos son tóxicos, y que todos los disolventes orgánicos son inflamables debiendo mantenerlos alejados de las llamas.

NORMAS PARA LA UTILIZACIÓN DE INSTRUMENTACIÓN

- Cuando se determinan masas de productos químicos con balanza se utilizará un recipiente adecuado.
- Se debe mantener perfectamente limpio y seco el lugar dónde se encuentre situado cualquier instrumento con contactos eléctricos. Leer las instrucciones de uso de los instrumentos.
- Debe revisarse el material de vidrio para comprobar posibles fisuras, especialmente antes de su uso a vacío o presión.

NORMAS PARA RESIDUOS

- En el laboratorio existen contenedores debidamente etiquetados donde se introducirán en su caso, los residuos generados.

NORMAS DE EMERGENCIA

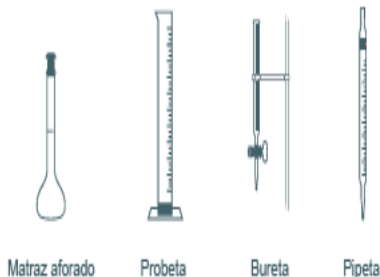
- En caso de tener que evacuar el laboratorio, cerrar la llave del gas y salir de forma ordenada siguiendo en todo momento las instrucciones que haya impartido el Profesor. Localizar al iniciar la sesión de prácticas los diferentes equipos de emergencia en el correspondiente laboratorio: D- Duchas y lavaojos, E-Extintores, M-Mantas ignífugas, B-Botiquín, AB-Absorbente para derrames, AL- Alarma de emergencia, S-Salida de emergencia y V- Recipiente para el vidrio roto

MATERIAL DE LABORATORIO



MATERIAL VOLUMÉTRICO: PARA MEDIR VOLÚMENES EXACTOS

Son aquellos materiales de vidrio para medir volúmenes exactos de diferentes sustancias. No se pueden calentar.



Matraz aforado Probeta Bureta Pipeta

OTROS MATERIALES QUE SE PUEDEN CALENTAR

Estos son otros materiales para realizar mezclas o reacciones y que también pueden ser calentados.



Tubo de ensayo Cápsula Vidrio de reloj

EQUIPOS Y APARATOS DE MEDICIÓN

Son instrumentos que se utilizan para marcar magnitudes físicas, mediante un proceso de medición.



Termómetro Balanza digital de precisión Balanzas analógicas Pesas para balanzas analógicas de dos brazos

MECHEROS

En este grupo se encuentran aparatos que producen llama, quemando gas o alcohol. Todos ellos deben usarse con una rejilla, no directamente.



Mechero de alcohol Mechero de bombona Mechero bunsen

MATERIAL PARA SOPORTE Y SUJECCIÓN: PINZAS Y SOPORTES

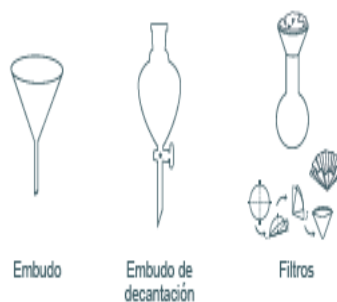
Son instrumentos que sujetan otros materiales. Son fundamentales cuando hay que calentar, ya que evitan que nos quememos.



Pinzas metálicas para soporte Pinzas de madera Pinzas metálicas Tripode
Gradillas Doble nuez Soporte Aro Rejilla

MATERIAL PARA FILTRADO

Son aparatos que se usan para separar sustancias en una mezcla.



Embudo Embudo de decantación Filtros

MATERIAL COMPLEMENTARIO

Equipos auxiliares para el trabajo de laboratorio.



Cepillo limpiatubos Cristalizador Mortero Propipeta o Pipeteador Espátula
Frasco lavador Cuentagotas Placas de petri Varilla de vidrio

MATERIAL PARA CONTENER LÍQUIDOS

Son materiales de vidrio para medir aproximadamente el volumen de líquidos (porque tienen marcas). También sirven para hacer mezclas y reacciones químicas. Se pueden calentar.



Matraz de fondo redondo Matraz Erlenmeyer Vaso de precipitados

e- En caso de realizar una reacción en un tubo de ensayo y/o somerle este a calentamiento, deberá observarse directamente a través de la boca del tubo cada cambio producido.



f- El siguiente pictograma en la etiqueta de un reactivo químico, quiere decir: La sustancia puede llegar a provocar la muerte por su ingestión.

4-Coloque el nombre a cada pictograma que informa la etiqueta de un reactivo químico. Explique el significado de 2 ellos a elección.



5-Unir con flechas o números el material de laboratorio con su función

-Matraz de vidrio donde se pueden agitar disoluciones, calentarlas (usando rejillas), etc.

-MATRAZ

-Recipiente de vidrio para medir volúmenes, su precisión es bastante aceptable, aunque por debajo de la pipeta. Las hay de capacidades muy diferentes: 10, 25, 50 y 100 ml.

-BURETA

-Recipientes de vidrio para medir volúmenes, son de gran precisión.

-ERLENMEYER

-Es un recipiente de vidrio donde al añadir una disolución se intenta que, en las mejores condiciones, el soluto cristalice.

- GRADILLA

-Instrumento de laboratorio que se utiliza, sobre todo, para contener y medir líquidos. Es un recipiente de vidrio de forma esférica o troncocónica (base plana) con un cuello cilíndrico.

- CRISTALIZADOR.

-Se emplea para trasvasar líquidos o disoluciones de un recipiente a otro y también para filtrar, en este caso se coloca un filtro de papel cónico o plegado.

- PIPETA.

-Material de madera o metal (aluminio), con taladros en los cuales se introducen los tubos de ensayo.

-PROBETA

-Material de vidrio para medir volúmenes con toda precisión. Se emplea, especialmente, para valoraciones. La llave sirve para regular el líquido de salida.

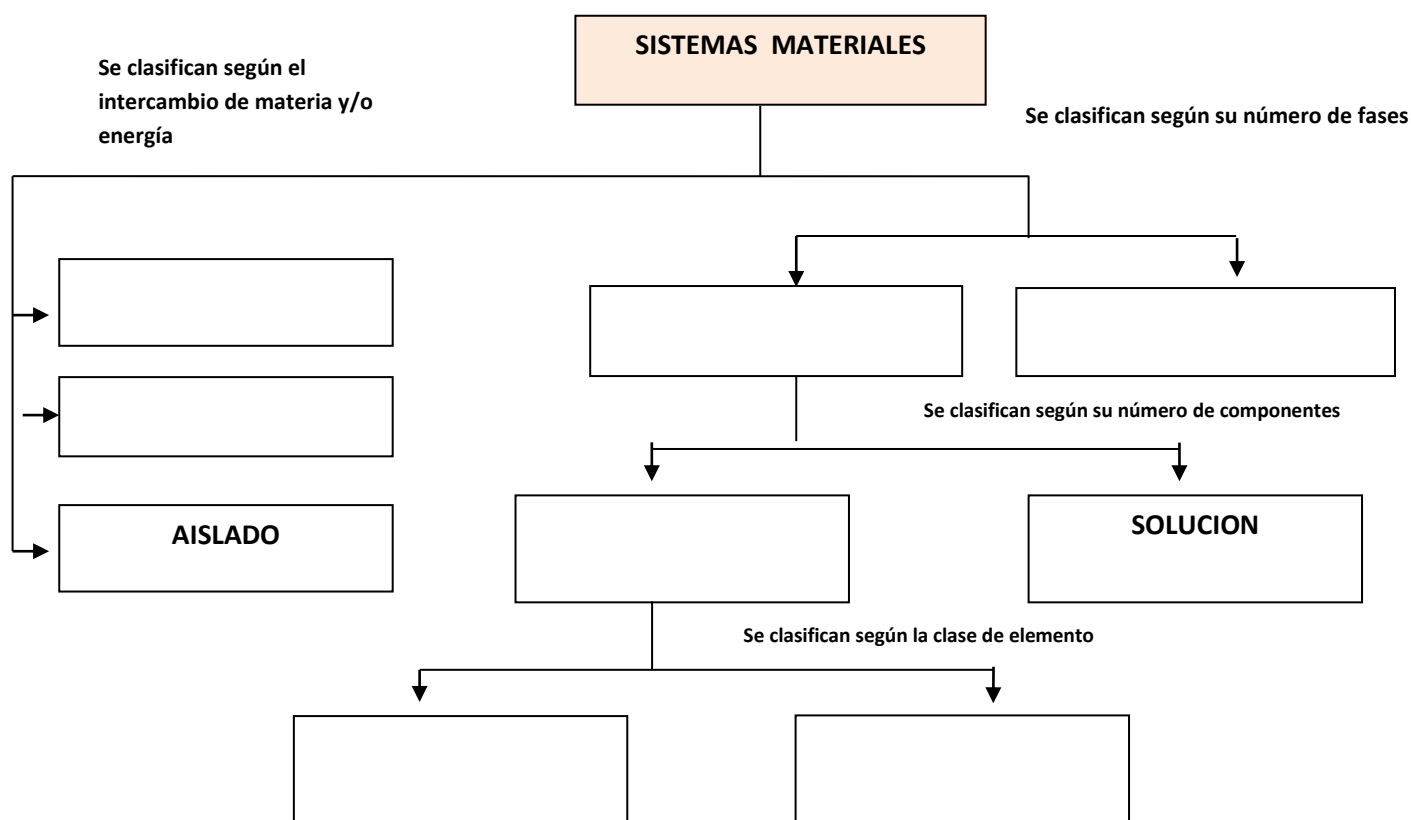
- EMBUDO

Tema: Los sistemas materiales

Desde la química estudiaremos y conoceremos como es el mundo que nos rodea. Hasta el momento hemos aprendido que todos los objetos que nos rodean los llamaremos cuerpos. Dichos cuerpos están formados por materia y energía. Toda materia posee una masa determinada y por lo tanto, ocupa un lugar en el espacio o universo. Por esto mismo, la materia puede intercambiar con el medio ambiente materia y/o energía y por ello consideramos a los cuerpos como un **sistema material**, ya que está continuamente relacionado con el ambiente.

Lee los textos propuestos, analízalo y responde las siguientes consignas en tu cuaderno.

- a- ¿Qué es un sistema material?
- b- ¿Qué es una fase? ¿Qué es su componente?
- c- Completa el siguiente esquema sobre “clasificación de sistema materiales” con la lectura de los textos



Los sistemas materiales

Supongan que quieren estudiar qué ocurre con la materia y con la energía cuando:

- preparan un asado;
- agregan cubitos a una bebida;
- mezclan dos témperas de distinto color en una paleta.



Para poder analizar estas situaciones, es necesario delimitar la porción de materia que se estudia. Así, por ejemplo, si nos interesan las características de la mezcla de las dos témperas, no tendremos en cuenta el soporte (la paleta) donde se realiza la mezcla. Esta parte limitada de materia se denomina sistema material.

Un **sistema material** es una porción del Universo que se independiza, de manera real o imaginaria, del resto, para su estudio.

La extensión del sistema material la define el investigador: por ejemplo, al estudiar qué ocurre con la bebida cuando se agrega un cubito, se puede considerar o no el vaso que la contiene.

En general, los sistemas materiales pueden intercambiar materia y/o energía con el medio que los rodea. Así, por ejemplo, una olla con agua hirviendo modifica la temperatura y la humedad de la habitación donde se encuentra. Según el tipo de intercambio, los sistemas pueden ser:

| Sistema | Intercambio de materia | Intercambio de energía | Ejemplo |
|---------|------------------------|------------------------|---------------------|
| Abierto | Sí | Sí | Fogata |
| Cerrado | No | Sí | Lamparita encendida |
| Aislado | No | No | Termo |

Al analizar las propiedades intensivas de un sistema se observa que:

- si las propiedades intensivas son las mismas en cualquier parte del sistema, se trata de un **sistema homogéneo**. Por ejemplo, un terrón de azúcar o el agua de la canilla.
- en cambio, si las propiedades no son constantes en todos los puntos, se trata de un **sistema heterogéneo**.

En los sistemas heterogéneos pueden diferenciarse **fases**, es decir, porciones en las cuales los valores de las propiedades intensivas resultan constantes. Por ejemplo, en la bebida con cubitos, la bebida constituye una fase, y los cubitos, otra. Las fases se encuentran separadas entre sí por límites virtuales llamados **interfases**.

Un sistema material puede tener una o varias sustancias, que se denominan **componentes**. Si tiene un solo componente, se trata de una sustancia, y si tiene varios, de una mezcla. Las combinaciones posibles se resumen en los siguientes ejemplos:



Sistema homogéneo: una fase.
Sustancia: un componente.



Sistema heterogéneo: dos fases.
Sustancia: un componente.



Sistema homogéneo: una fase.
Sustancia: dos componentes.



Sistema heterogéneo: dos fases.
Sustancia: dos componentes.



▲ Un recipiente adiabático es aquel capaz de contener un sistema aislado. Investiguen si el aislamiento puede hacerse 100% efectivo.



Termo: sistema adiabático.

Clasificación de sistemas materiales según su número de fases

Un sistema material puede estar formado una o más fases y de esta forma los clasificamos en:

| | | |
|---------------------|---|--|
| Sistemas materiales | { | Homogéneos: 1 fase |
| | | Heterogéneos: 2 ó más fases |
| | | Inhomogéneos: Las fases no son distinguibles |



Ejemplo: aceite
Homogéneo: 1 fase



Ejemplo: aceite y agua
Heterogéneo: 2 fases



Ejemplo: agua jabonosa
Inhomogéneo: fases no distinguibles

A su vez, todo sistema material homogéneo puede tener una o más componentes y de esta forma los clasificamos en:

| | | | | |
|---------------------|---|---------------------------------|---|--|
| Sistemas Homogéneos | { | Sustancias Puras: 1 componente | { | Simples: 1 especie de átomo |
| | | | | Compuestas: 2 ó más especies de átomos |
| | | Soluciones: 2 ó más componentes | | |



Ejemplo: mercurio (Hg)
Sustancia pura: { 1 fase
1 componente simple



Ejemplo: Agua (H₂O)
Sustancia pura: { 1 fase
1 componente compuesta



Ejemplo: agua salada (H₂O + NaCl)
Solución: { 1 fase
2 componentes compuestas

A su vez, todo sistema material puede tener o no fases distinguibles y por ello se clasifican en:

| | |
|--|--|
| Sistemas Heterogéneos { 2 o más fases (distinguibles) 1, 2 o más componentes (simples o compuestas) | Sistemas Inhomogéneos { Fases no distinguibles 1, 2 o más componentes |
|--|--|



Ejemplo: aceite y agua (aceite y H₂O)
Heterogéneos: { 2 fases
2 componentes



Ejemplo: agua jabonosa (H₂O y residuos de jabón)
Inhomogéneos: { Las fases no son distinguibles
2 componentes

Cómo reconozco que un sistema material es homogéneo:

Si puedo reconocer a simple vista o a través del microscopio características uniformes a lo largo de todo el sistema material, entonces es un sistema homogéneo. En estos casos, las propiedades intensivas del sistema son iguales en cualquier parte del mismo y por eso se dice que el sistema homogéneo es de una sola fase.

Solución:

Si 2 ó más componentes pueden mezclarse (o sea son solubles entre sí) al sistema homogéneo lo llamaremos solución por un soluto y un solvente. El soluto es la componente en menor proporción y el solvente la componente en mayor proporción. Luego, veremos cómo separar los componentes de una solución. Por ejemplo, el agua salada es un sistema material homogéneo llamado solución, ya que posee dos componentes (agua y sal) que se mezclaron para formar el sistema.

Sustancia Pura:

Si existe una única componente, al sistema homogéneo lo llamaremos: sustancia pura. En este caso, no podremos separar las componentes del sistema porque es una única componente. Las sustancias puras serán los elementos de la Tabla Periódica. Por ejemplo, un bloque de oro es un sistema material homogéneo llamado sustancia pura, ya que el único componente es el oro, y a su vez es un elemento de la Tabla Periódica.

En resumen:

| | | |
|----------------------------------|--|--|
| Soluciones (2 ó más componentes) | { Solute Solvente | { Se pueden separar o fraccionar las componentes |
| Sustancias Puras (1 componente) | { Elementos químicos de la Tabla Periódica | { No se pueden separar las componentes |

Cómo reconozco que un sistema material es heterogéneo:

Si puedo reconocer a simple vista, dos o más fases diferentes en el sistema material, lo clasificaremos como sistema heterogéneo. En estos casos, llamaremos fase a la porción de sistema material con características particulares, y que no se mezcla con el resto del sistema material. Veremos que las propiedades intensivas no son uniformes a lo largo de todo sistema material completo, sino que cada fase tiene sus propiedades intensivas particulares.

Cómo reconozco que un sistema material es inhomogéneo:

Si no puedo reconocer ninguna fase bien delimitada, diferenciada y definida, entonces el sistema es inhomogéneo. La atmósfera terrestre es un sistema inhomogéneo ya que presenta propiedades diferentes en toda su extensión. Por ejemplo, no tiene una fase definida de la concentración de oxígeno, sino que hay más presencia de oxígeno en la capa más cercana a la Tierra, y dicha concentración disminuye en las capas superiores.

ACTIVIDADES DE APLICACION

1- Unir con flecha, números o resaltar con diferentes colores según corresponda: tipo de sistema, característica y ejemplos

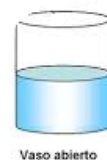
• **ABIERTO**

• Intercambia energía pero no materia



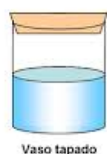
• **CERRADO**

• Intercambia materia y energía



• **AISLADO**

• No intercambia materia ni energía



2- Responda verdadero o falso. Justifique en caso de ser falso

a- Un sistema Heterogéneo posee iguales propiedades intensivas.

Justificación:.....

b- Una Solución es un sistema heterogéneo.

Justificación:.....

c- Un sistema Homogéneo posee 2 o más fases

Justificación:.....

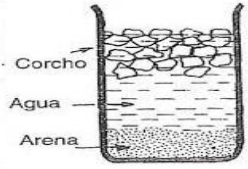
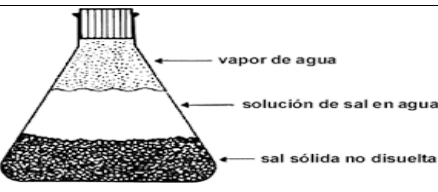
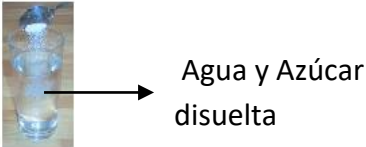
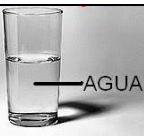
d- Una sustancia simple es una sustancia pura.

Justificación:.....

e- Una solución está formada por un soluto y un solvente, este último es quien se encuentra en menor concentración

Justificación:.....

3- **Completa el siguiente cuadro** teniendo en cuenta los textos propuestos

| Sistema material | Clasificación | Cantidad de Fases | Cantidad de Componentes |
|---|---------------------------|-------------------|-------------------------|
|  | <p>.....</p> <p>.....</p> | <p>.....</p> | <p>.....</p> |
|  | <p>.....</p> <p>.....</p> | <p>.....</p> | <p>.....</p> |
|  | <p>.....</p> <p>.....</p> | <p>.....</p> | <p>.....</p> |
|  | <p>.....</p> <p>.....</p> | <p>.....</p> | <p>.....</p> |

Tema: Soluciones versus Sustancias puras

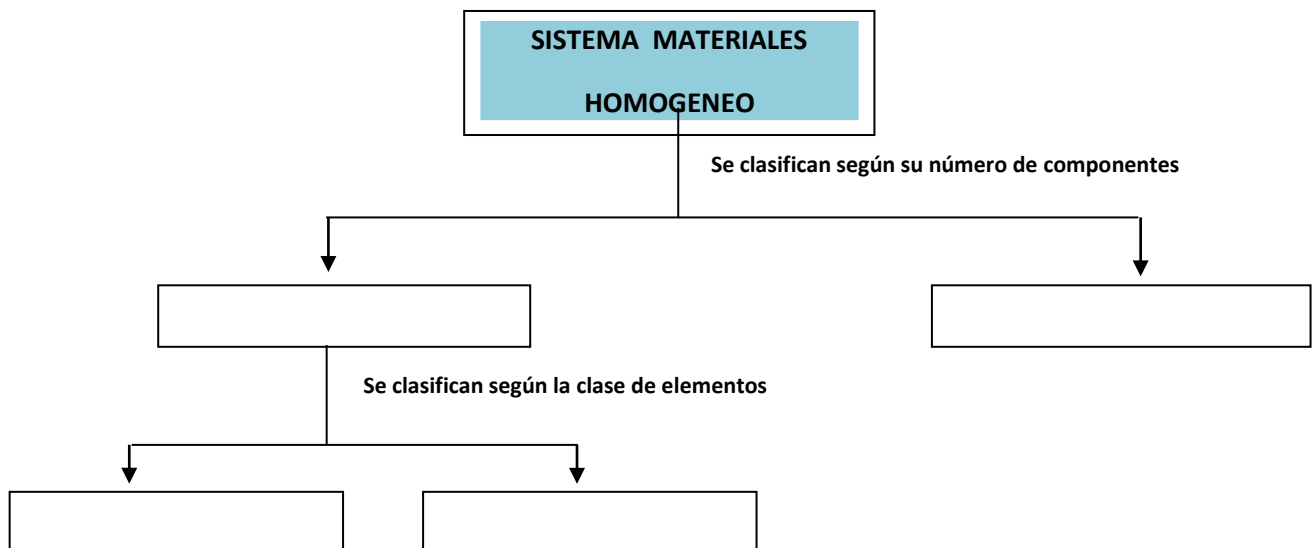
En el tema anterior aprendimos que es un sistema material, su clasificación según el intercambio de materia- energía y números de fases. (Heterogéneos y Homogéneos).

En esta guía, vamos a conocer un poco más sobre los sistemas homogéneos y su clasificación.

Entre los sistemas **homogéneos**, es decir aquellos que **poseen una sola fase, se pueden diferenciar si están formados por dos o más sustancias** (agua salada, soda, aleación de cobre con estaño), de otros que están constituidos **por una sustancia** (cobre, oxígeno, aluminio)

Lee los textos propuestos, analízalo y responde las siguientes consignas

- a- ¿Qué es una solución?
- b- ¿Cómo está formada una solución?
- c- ¿Qué es una sustancia pura?
- d- ¿Cómo se clasifican las sustancias puras? Mencione sus diferencias
- e- Complete el siguiente esquema sobre “clasificación de sistema material homogéneo” y complételo con la lectura de los textos



f- Investiga

¿Cómo se clasifican las soluciones según la relación soluto-solvente?

1.2. Los sistemas homogéneos

Aplicando el o los métodos separativos adecuados a cada sistema heterogéneo, se obtienen tantos sistemas homogéneos como fases presentan.

Entre los sistemas homogéneos se pueden diferenciar aquellos que están formados por dos o más sustancias (agua salada, soda, aleación de cobre y cinc), denominados **soluciones**, de otros que están constituidos por una **sustancia pura** (agua destilada, cobre, oxígeno).

1.2.1. Las soluciones



Las **bebidas gaseosas** suelen ser soluciones de jugos de frutas, azúcar o edulcorante y dióxido de carbono en agua potable.

El *agua azucarada* está constituida por agua y azúcar; el *agua potable* por agua, sales y gases; la *soda* por agua y dióxido de carbono. Estas mezclas, formadas por dos o más sustancias, son sistemas homogéneos y se denominan **soluciones**.

Las soluciones están formadas por dos o más sustancias, pero de modo que sólo se observa una de ellas y las otras desaparecen en el interior de aquella formando un sistema homogéneo. Así, en los ejemplos anteriores sólo se observa el agua; los otros componentes (azúcar, sales, gases) desaparecen de la vista.

Entonces, se puede establecer que:

Solución es un sistema homogéneo formado por dos o más sustancias miscibles entre sí.

En las soluciones, la sustancia que se encuentra en mayor proporción se denomina **solvente** o **disolvente** (en los ejemplos anteriores, el agua) y la otra u otras sustancias que se hallan en menor cantidad y dejan de verse, **solutos** (en el agua azucarada: el azúcar; en el agua potable: las sales y los gases; en la soda: el dióxido de carbono).

1.2.1.1. Disolventes más comunes



El agua es considerada el **solvente universal**.

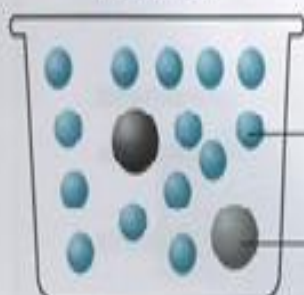
No hay dudas de que el disolvente más conocido y empleado es el *agua*, habida cuenta de su capacidad para disolver numerosas sustancias, tales como sales, ácidos, bases, azúcares, alcoholes, jabones, amoníaco, dióxido de carbono, etcétera. Por su gran poder disolvente, a agua se la denomina **solvente universal**.

Otros solventes de uso frecuente son el *alcohol*, la *bencina*, la *nafta*, la *acetona*, el *sulfuro de carbono*, el *éter*, el *cloroformo*, etcétera, especialmente para disolver aquellas sustancias que no son solubles en agua, como los aceites, las grasas, las esencias, los barnices, las pinturas, las ceras, ciertos colorantes, etcétera. Casi todas las pinturas y los barnices contienen un solvente (*acetato de butilo*, *derivados del petróleo*, etcétera) que aumenta la fluidez, por lo cual se facilita su distribución. Después de ser aplicada, el solvente se evapora y la pintura se seca.

1.2.2. Las sustancias puras



Agua pura.



Agua azucarada.

Desde el punto de vista químico, el agua potable no es pura, porque contiene sales y gases en solución.

El agua que se encuentra en un recipiente es pura si todas las moléculas que la componen están constituidas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H_2O). En cambio, si además de moléculas de agua hay otras, por ejemplo, de sacarosa, formadas por doce átomos de carbono, veintidós de hidrógeno y once de oxígeno ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), ya no es agua pura: es una *solución de sacarosa en agua* (agua azucarada).

Entonces, se puede establecer que **una sustancia es pura cuando todas las moléculas que la forman son iguales.**

Esta explicación es clara y fácil de comprender, pero se plantea el problema de que las moléculas no son visibles, entonces ¿cómo se puede comprobar si una sustancia es pura o no lo es? Experimentalmente se ha comprobado que ciertas propiedades tales como la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, etcétera, tienen valores constantes para cada sustancia pura.

Así, si se tiene agua líquida cuya densidad es de 1 g/ml (a 4 °C de temperatura), el punto de ebullición de 100 °C (con presión atmosférica normal) y el punto de congelación de 0 °C, es razonable suponer que se trata de agua pura.

En cambio, si el líquido tiene un punto de fusión de -114 °C, el de ebullición de 78,4 °C (a la presión normal) y la densidad de 0,79 g/ml a 20 °C de temperatura es muy probable que sea alcohol etílico (etanol).

Por lo tanto, podemos afirmar que **cuando una sustancia es pura presenta propiedades definidas y reconocibles**. Entonces, determinando esas propiedades, llamadas **constantes físicas**, se puede saber si la sustancia es pura o no lo es. En suma, es posible afirmar que:

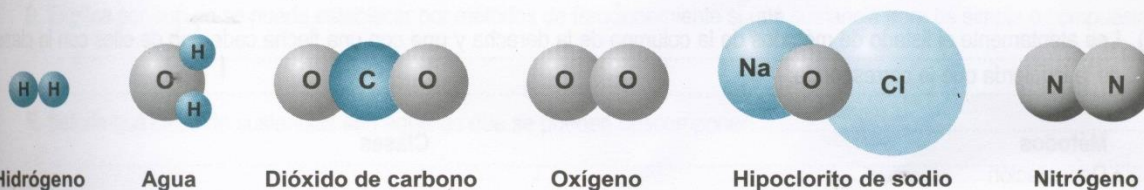
Sustancia pura es aquella que tiene una composición determinada y presenta propiedades definidas y reconocibles.

En resumen:

| SOLUCIÓN | SUSTANCIA PURA |
|---|--|
| <ul style="list-style-type: none"> • Sistema homogéneo. • Propiedades intensivas idénticas en todas sus porciones. • Fraccionable por métodos físicos. • La proporción de sus componentes puede variar. • Formada por dos o más clases de moléculas. | <ul style="list-style-type: none"> • Sistema homogéneo. • Propiedades intensivas idénticas en todas sus porciones. • No fraccionable por métodos físicos. • Composición química constante. • Una sola clase de moléculas. |

1.2.2.1. ¿Cómo se clasifican las sustancias puras?

Al examinar la composición de las moléculas de diferentes sustancias comunes:



podemos ver que algunas de las moléculas, como las de hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, están formadas por átomos de un solo elemento químico. A esta clase de sustancias que tienen sus moléculas constituidas por átomos del mismo elemento, se las denomina **sustancias simples**.

En cambio, las moléculas de otras sustancias, tales como el agua, el dióxido de carbono y el hipoclorito de sodio, están constituidas por átomos de diferentes elementos químicos. A estas sustancias cuyas moléculas resultan de la unión de átomos de dos o más elementos químicos, se las llama **sustancias compuestas, compuestos químicos** o simplemente **compuestos**.

Resulta fácil deducir que las sustancias compuestas se pueden descomponer en otras más simples y que éstas se pueden combinar entre sí formando compuestos.

En síntesis:

| SUSTANCIAS SIMPLES | SUSTANCIAS COMPUESTAS |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> • No se pueden descomponer. • Moléculas formadas por átomos de una sola especie. | <ul style="list-style-type: none"> • Pueden descomponerse. • Moléculas formadas por átomos de dos o más especies. |

ACTIVIDADES DE APLICACION

1- Marque con una cruz o resalte la respuesta correcta.

-Cuando en un sistema material existe superficie de separación es:

- a) Homogéneo b) Heterogéneo c) Inhomogéneo

-Los sistemas homogéneos son aquellos que constan de:

- a) Una fase b) Dos o más fases
c) Dos fases d) Varias fases

-Un sistema homogéneo que se puede fraccionar es una:

- a) Sustancia simple b) Sustancia pura
c) Sustancia compuesta d) Solución

-Una sustancia simple es:

- a) Un sistema homogéneo b) Una sustancia pura
c) Elementos químicos d) Todas son correctas

2-Clasificar los siguientes sistemas como soluciones o sustancias puras (marque con una cruz)

| Sistema | Solución | Sustancia pura |
|-----------------------|----------|----------------|
| Agua potable | | |
| Acero | | |
| Arena | | |
| Lavandina | | |
| Aluminio | | |
| Bronce | | |
| Agua con alcohol | | |
| Almíbar | | |
| Hierro | | |
| Vino diluido con soda | | |
| Oxígeno | | |

3- A pensar!!!! Proponga sistemas materiales teniendo en cuenta el siguiente listado de componentes: agua, alcohol, sal, corcho, arena, aceite, limaduras de hierro, hielo, telgopor, azúcar, clavos y que contengan las siguientes características:

- a) 5 fases y 3 componentes b) 3 fases y 4 componentes c) 3 fases y 1 componente

Tema: Métodos de Separación de fases y fraccionamiento de soluciones

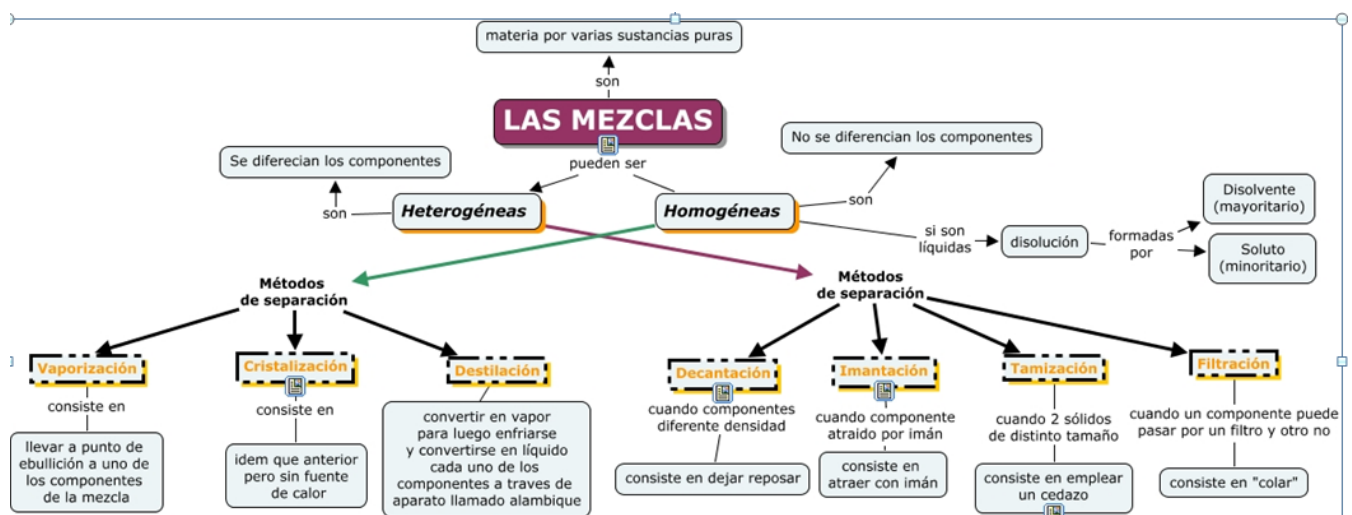
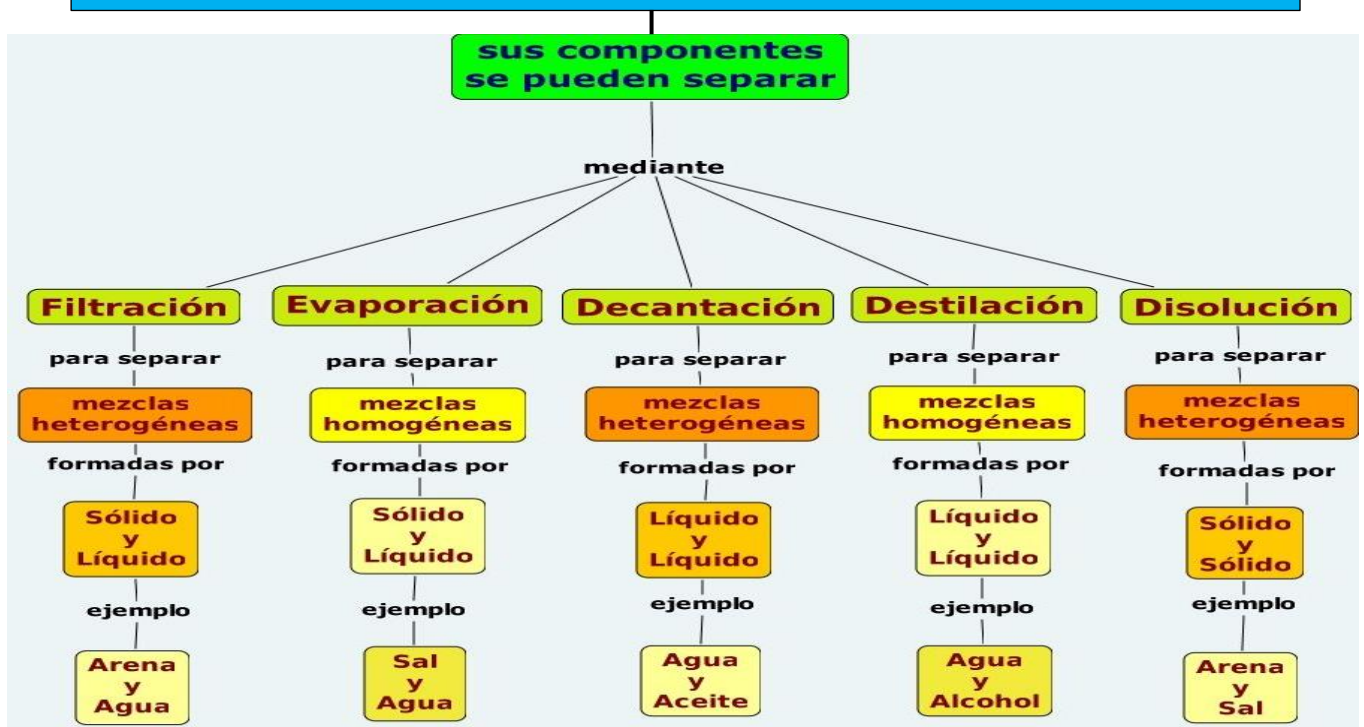
Los **métodos de separación** son aquellos que nos permiten separar las distintas fases que componen un sistema material heterogéneo.

Estos métodos, que algunos de ellos realizamos en nuestra vida cotidiana, podrás encontrarlos desarrollados en el material de lectura propuesto. Los más importantes son: **Filtración, Decantación, Centrifugación, Tamización, Flotación, Imantación o separación magnética, Tría y Levigación.**

Los **métodos de fraccionamiento** son aquellos que se utilizan para fraccionar los componentes que forman un sistema homogéneo-solución, es decir, aquellos que contienen una fase con 2 o más componentes miscibles (mezclados). Algunos de ellos son: **Destilación simple, Destilación fraccionada, Cristalización y Cromatografía.**

El siguiente esquema sintetiza los métodos más utilizados para sistemas heterogéneos y soluciones

Métodos de Separación de fases y fraccionamiento



Textos propuestos para resolución de consignas

1.2. Separación de las fases de un sistema heterogéneo

Las fases que forman un sistema heterogéneo se pueden separar unas de otras utilizando procedimientos adecuados a cada caso:

■ Cuando el sistema está formado por una fase líquida y otra sólida, como agua y arena, se lo deja cierto tiempo en reposo para que sedimente la arena y luego se separa el agua, trasvasándola con cuidado a otro recipiente o succionándola con pipeta o sifón.

En el caso de que se trate de dos líquidos no miscibles o inmiscibles, como agua y aceite, se utiliza una ampolla de decantación. Se coloca el sistema dentro de la ampolla y se lo deja en reposo hasta que se separen los líquidos (el agua ocupa la parte inferior, por ser más densa). Luego, al abrir la llave se deja salir el agua, debiendo cerrarse el paso cuando está por pasar el aceite. Esta operación que permite separar sistemas sólido-líquido o líquido-líquido de diferente densidad, se denomina **decantación**.

■ Algunos sistemas están formados por una fase líquida en cuyo interior hay partículas sólidas en suspensión, como por ejemplo el agua turbia de un charco. En este caso se puede proceder de dos modos distintos:

a) Se hace pasar el sistema líquido-sólido a través de una superficie porosa, llamada filtro, generalmente colocada dentro de un embudo. Las partículas sólidas son retenidas por el filtro porque tienen un diámetro mayor que los poros. Como filtro es muy utilizado un papel poroso, denominado papel de filtro, aunque también se utilizan arena, algodón, polvo de carbón, telas especiales, lana de vidrio, porcelana, amianto, etcétera. Este procedimiento se llama **filtración**.

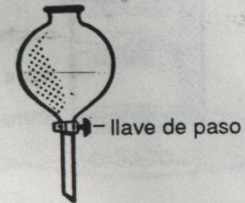
b) En otras ocasiones, primero se precipitan las partículas sólidas y luego se hace una decantación. Para acelerar la sedimentación de dichas partículas se las somete a la acción de la fuerza centrífuga: el sistema se coloca en tubos cónicos que giran a gran velocidad dentro de aparatos llamados centrifugas, lo cual determina que las partículas, por ser más densas, precipiten, ocupando el fondo de dichos recipientes. Este procedimiento recibe el nombre de **centrifugación**. Una vez lograda la separación de las fases, se realiza la decantación del líquido.

■ En el caso de sistemas cuyas fases son sólidas, se opera de diferentes modos, según las características que presenten:

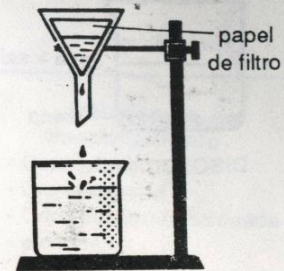
a) Cuando una de las fases se encuentra dividida en trozos bien diferenciados, éstos se pueden separar tomándolos con una pinza. Es el caso de extraer trozos de mármol mezclados en arena. Este método es denominado **tría**.



DECANTACIÓN



ampolla de decantación

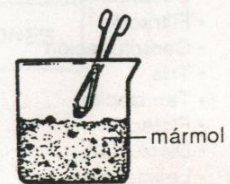


FILTRACIÓN



Centrífuga

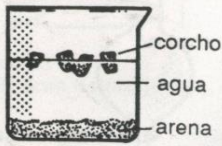
tubo de centrifuga



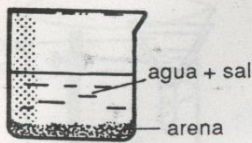
Tría



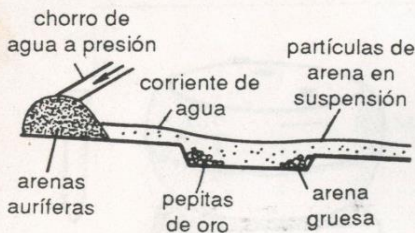
TAMIZACIÓN



FLOTACIÓN



DISOLUCIÓN



Levigación

Métodos separativos

- Decantación
- Filtración
- Centrifugación
- Tría
- Tamización
- Flotación
- Disolución
- Levigación
- Separación magnética

b) Si las partículas que forman cada fase sólida tienen diferente tamaño, se coloca el sistema material sobre una malla de metal o plástico (tamiz), se sacude y entonces las partículas de menor diámetro atraviesan la malla, mientras que las de mayor tamaño quedan retenidas. El procedimiento se llama **tamización** y como ejemplo se puede señalar la separación del canto rodado, de la arena.

c) Cuando los sólidos tienen diferente densidad, tal como una mezcla de arena y corcho, se agrega un líquido que tenga una densidad intermedia con respecto a ellos, como el agua. El corcho flota y la arena se deposita en el fondo. Este método se denomina **flotación**.

d) En el caso de que una de las fases sea soluble en un determinado solvente y la otra no, como ocurre en la mezcla de arena y sal, se agrega agua, se agita para asegurar la disolución de la sal, y se procede a filtrar, separando la arena del agua salada. Este procedimiento se denomina **disolución**.

Luego, por evaporación se separa la sal del agua.

e) Si los sólidos tienen diferente densidad, como la arena y el oro, se hace circular una corriente de agua que arrastra la mezcla a través de canales; entonces, las pepitas metálicas (más densas) sedimentan, mientras que la arena se mantiene en suspensión. Esta forma de separación de fases recibe el nombre de **levigación**.

f) Cuando uno de los sólidos está compuesto por hierro, se puede separar de la mezcla acercándole un imán. Este método se llama **separación magnética**. Así, en el proceso de fabricación de la harina, una de las operaciones previas consiste en apartar de los granos de trigo pequeños trozos metálicos (clavos, alambres, etc.), haciéndolos pasar por un campo magnético.

Además de estos procedimientos para la separación de las fases de un sistema heterogéneo, existen muchos otros que no describiremos por razones de espacio.

Todos los procedimientos antes mencionados, también se denominan **métodos separativos**.

Como se observa en los ejemplos, los métodos separativos que se utilizan varían de un caso a otro, según las propiedades de las fases que forman el sistema, como por ejemplo el tamaño de las partículas, su densidad, la solubilidad, etcétera.

En un sistema heterogéneo, cada una de las fases que lo integran, después de ser separadas constituyen sistemas homogéneos.

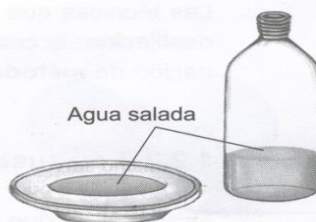
1.2.1.2. Fraccionamiento de las soluciones

Para separar las sustancias que componen una solución se emplean los denominados **métodos de fraccionamiento**, tales como la evaporación, la destilación, la fusión, la disolución, la cromatografía, la cristalización fraccionada, etcétera.

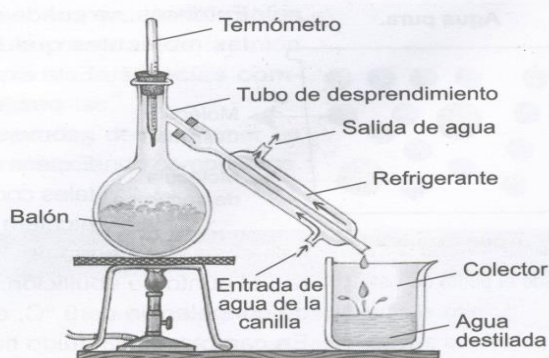
- Si la solución está formada por una sustancia sólida disuelta en otra líquida, como el agua salada, a ésta se la deja en un recipiente plano con mucha superficie libre (un plato o una fuente) y se espera a que se evapore el agua. (Este proceso se puede acelerar calentando suavemente la solución). Cuando la evaporación se completa, en el recipiente sólo queda la sal. De este modo se recupera la sal pero se pierde el agua. ¿Cómo se puede obtener agua libre de sal? Uno de los procedimientos más conocidos es realizando una **destilación simple**.

El aparato usado está constituido por un balón con tubo de desprendimiento, un termómetro, un refrigerante y un recipiente colector. (Ver dibujo adjunto.)

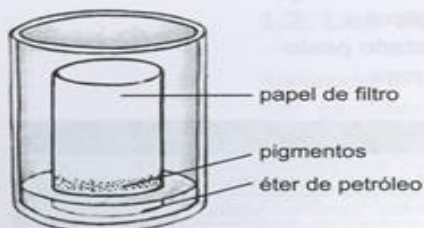
En el balón se coloca el agua salada y luego se calienta hasta la ebullición. Los vapores de agua que se forman ascienden y salen por el tubo de desprendimiento. Al chocar con la superficie fría del refrigerante se condensan, cayendo gota a gota como agua líquida en el recipiente colector. Como la sal no se vaporiza queda retenida en el balón y de ese modo se separa el agua de la sal. Entonces, **la destilación comprende, primero, la vaporización de un líquido y, luego, la condensación de los vapores formados.**



Cantidades iguales de un mismo líquido se evaporan mucho más rápido en un plato que en una botella.



Destilación simple.



Cromatógrafo simple.

- En ciertas ocasiones, como en el caso de separar los pigmentos de una solución coloreada, se utiliza la técnica denominada **cromatografía**. Este método admite diferentes variantes, siendo una de las más difundidas la **cromatografía de partición sobre papel**. Consiste en una tira de papel de filtro suspendida en un recipiente, cuya extremidad inferior está sumergida en un solvente orgánico (éter de petróleo, butanol, etanol, etcétera). La muestra a analizar se deposita sobre el papel próxima al solvente. Este asciende por capilaridad y arrastra las sustancias que forman la muestra, las cuales van alcanzando distintas alturas de acuerdo con su masa molecular, afinidad con el solvente, etcétera. De ese modo se logra la separación de los diferentes componentes de la solución.
- En el caso de que los componentes de un sistema sean solubles en un mismo solvente a la temperatura de ebullición, pero uno de ellos es insoluble o poco soluble en frío, se procede a realizar una **cristalización fraccionada**, la cual 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.

Solución es todo sistema homogéneo fraccionable.

Las técnicas que permiten separar los componentes de una solución, como la destilación, la cromatografía y la cristalización fraccionada, reciben la denominación de **métodos de fraccionamiento**.

ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

Observa el esquema de teoría y/o lee los textos propuestos u observa el siguiente video <https://youtu.be/wbjWuN1NkeQ> y realiza las siguientes consignas

1- Coloca en la línea de puntos el método que utilizarías para:

- a-Separar 2 líquidos de distinta densidad, por ejemplo agua y aceite:
- b-Separar 2 sólidos y uno de ellos con propiedades magnéticas, por ejemplo: arena y clavos:
- c-Separar un líquido de un sólido en suspensión, por ejemplo agua y yerba:
- d-Fraccionar un sólido disuelto en un líquido, por ejemplo agua y azúcar:
- e-Separar 2 sólidos de diferente tamaño: por ejemplo piedra y arena:
- f-Fraccionar 2 líquidos miscibles (mezclados), por ejemplo: agua y alcohol:

2- Unir con flecha o números con respecto a los métodos de fraccionamiento

- | | |
|----------------------|--|
| • Destilación simple | • Separa un sólido disuelto en un líquido |
| • Cristalización | • Separar los pigmentos de una solución coloreada |
| • Cromatografía | • Separa un sólido disuelto en un líquido sin recuperar el líquido |

3- Lea atentamente las dos listas detalladas a continuación. Coloque en el paréntesis de cada sistema heterogéneo, la letra que indica el método más apropiado para separar las fases que constituyen dicho sistema.

Sistema heterogéneo

- () Azufre en polvo y limaduras de hierro
- () Arena y corcho molido
- () Agua, arena y sal disuelta
- () Arena y sal común o gruesa

Métodos separativos

- a-Disolución y Flotación
- b-Filtración y destilación simple
- c-Imantación o magnetismo
- d-Tamización

Eje II: "Estructura atómica"

- Continuidad de la materia. Teoría atómica-molecular.
- Estructura atómica. Molécula: definición, clasificación.
- Evolución del modelo atómico: interpretación y modelos de Dalton, Thompson, Rutherford y Bohr.
- Número atómico y másico.
- Estructura de Bohr: distribución en niveles discretos de energía.
- Modelo atómico actual.
- Configuración electrónica.
- Notación de Lewis

Temas: Continuidad de la materia: Teoría atómica-molecular. Estructura atómica.

Molécula: definición, clasificación.

Durante los siglos XVIII y XIX, en su afán por conocer e interpretar la Naturaleza, los científicos estudiaron intensamente los fenómenos químicos mediante la realización de numerosos experimentos,

Estos estudios permitieron hallar relaciones muy precisas entre las masas de las sustancias solidas o entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química. Las relaciones encontradas se conocen con el nombre de **LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUIMICA**,

En la misma época, **Dalton** propuso **la teoría atómica**, que pretende generalizar dichas leyes, y **Gay Lussac**, luego de múltiples experiencias con gases, formulo las **leyes volumétricas**.

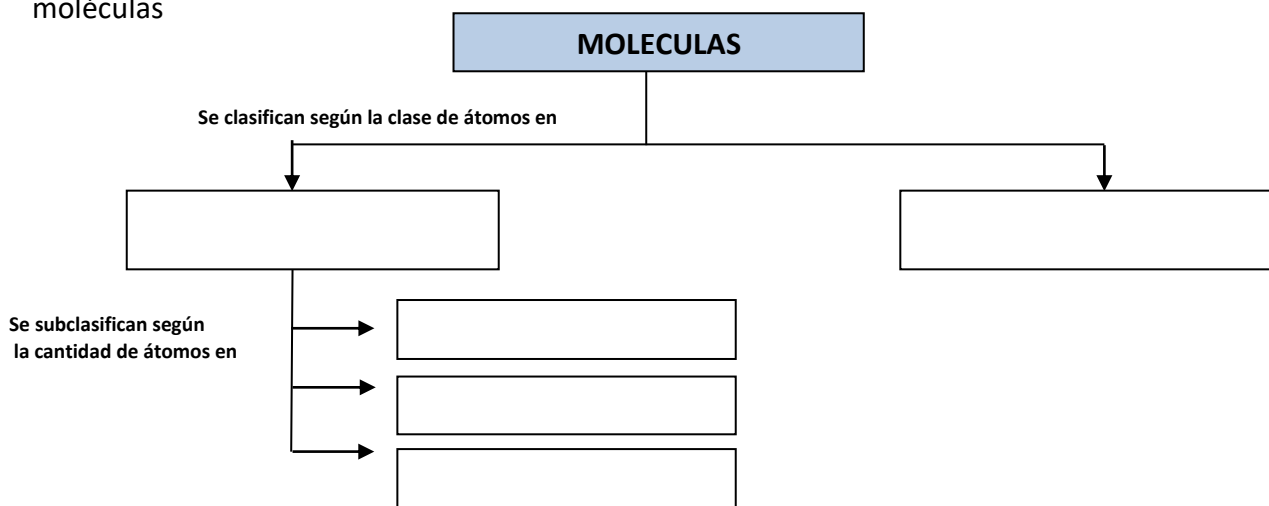
En razón de plantearse una **contradicción entre la teoría de Dalton y las experiencia de Gay Lussac**, **Avogadro** introdujo el concepto de **molécula**, que permitió resolver dicha contradicción y así establecer la **Teoría atómica- molecular**, actualmente aceptada

Lee los textos propuestos, analízalo y responde las siguientes consignas en tu cuaderno.

- a- ¿Cómo está formada la materia según la teoría de Dalton?
- b- ¿Cuál es el significado etimológico del término “átomo”?
- c- **Complete la siguiente tabla** sobre Estructura atómica

| PARTICULA | CARGA ELECTRICA | UBICACIÓN en el átomo |
|-----------|-----------------|-----------------------|
| ELECTRON | | |
| | POSITIVA | |
| | | NUCLEO |

- d- ¿Cómo están constituidas las sustancias o moléculas simples y las compuestas?
- e- ¿Qué es una molécula?
- f- ¿Qué es la Atomicidad de una molécula?
- g- Transcriba el siguiente esquema en su cuaderno sobre “clasificación y su subclasificación de moléculas



Textos propuestos para resolución de consignas

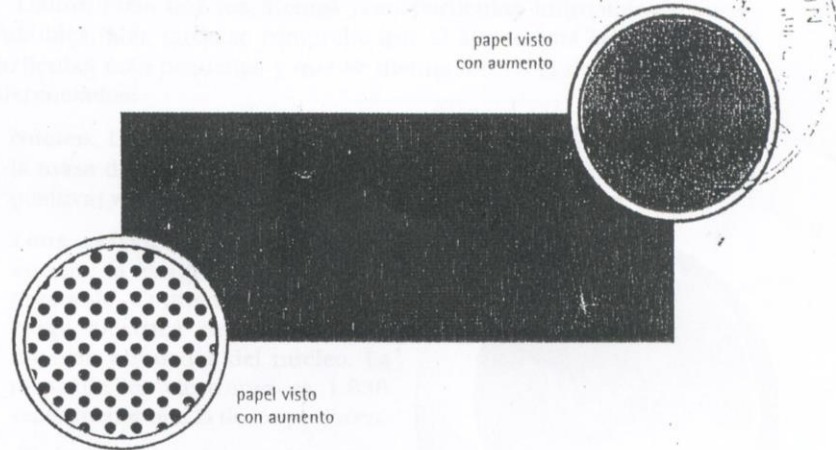
Para recordar

Los números muy grandes o muy pequeños se escriben generalmente usando la notación científica. Ejemplos:
2.000.000 años = $2 \cdot 10^6$ años;
0,0000006 segundos = $6 \cdot 10^{-7}$ seg.

Teoría atómico-molecular

A medida que los cuerpos se observan con mayor aumento, cambia su aspecto. Así, algunos cuerpos que parecen tener una textura lisa y uniforme se ven llenos de rugosidades cuando se miran con una lupa o un microscopio.

- ♦ Si pudiesen observar el trozo de papel de color azul con un microscopio tan potente como para apreciar longitudes menores a 10^{-9} m, ¿cómo cuál de los dos esquemas circulares creen que lo verían?



John Dalton.

En la actualidad, se sabe que la materia es **discontinua**; esto significa que está formada por pequeñísimas partículas. Cuanto mayor es el número de aumentos con el que observamos la materia, más discontinua se ve. Pero para llegar a este conocimiento, el hombre tuvo que recorrer un largo camino que se remonta a los comienzos de la historia.

Uno de los aportes más importantes en este sentido fue el de **John Dalton** (1766-1844), cuyos trabajos cambiaron las ideas acerca de la constitución de la materia que compone el Universo.

Dalton retomó las ideas que tenían los filósofos griegos con respecto a la composición de la materia y, sobre la base de los resultados que obtuvo en las experiencias que realizó entre finales del siglo XVII y principios del siglo XVIII, propuso una **teoría atómica**.

Dicha teoría fue luego corregida y ampliada debido a nuevas evidencias empíricas aportadas por varios científicos de la época. Así, se conformó la **teoría atómico-molecular**, cuyos postulados son:

Las conclusiones de Dalton pueden resumirse en los siguientes postulados:

1. La materia está formada por partículas muy pequeñas e indestructibles, llamadas átomos.
2. Las sustancias simples están constituidas por átomos simples.
3. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, principalmente en su masa, forma y tamaño.
4. Las sustancias compuestas están formadas por átomos compuestos que resultan de la unión de átomos simples de elementos diferentes.
5. Toda reacción química consiste en una unión o separación de átomos.
6. Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos.

Glosario

Átomo (del griego *α*: no, y *τομο*: parte). Lo que no se puede dividir.

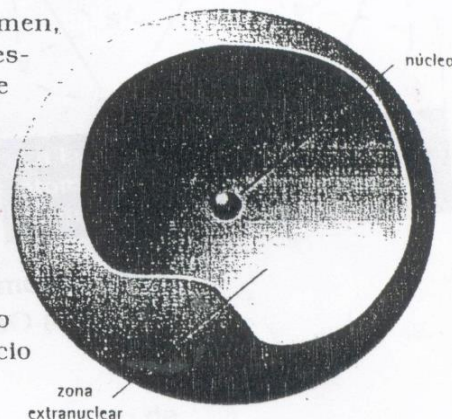
Empírico. Que se funda en la experiencia y observación de los hechos.

Estructura atómica

Dalton creía que los átomos eran partículas indivisibles e indestructibles. Más tarde se comprobó que el átomo está constituido por partículas más pequeñas y que se distinguen en él dos sectores bien diferenciados:

- **Núcleo.** De volumen muy pequeño. Concentra prácticamente toda la masa del átomo. Contiene **protones** (partículas de carga eléctrica positiva) y **neutrones** (eléctricamente neutros).
- **Zona extranuclear.** De gran volumen, aunque la cantidad de masa es despreciable. Contiene **electrones** (de carga eléctrica negativa) que se mueven alrededor del núcleo. La masa de los electrones es 1.836 veces menor que la de los protones.

El radio total de un átomo es 100.000 veces mayor que el radio del núcleo: este dato indica que un átomo aislado contiene un inmenso espacio vacío.



CARACTERÍSTICAS DE LOS COMPONENTES DEL ÁTOMO

| Partículas | Símbolo | Masa | Carga eléctrica | Ubicación en el átomo |
|------------|----------------|-------------------------------|-----------------|-----------------------|
| protones | p ⁺ | 1,0072 uma | +1 | núcleo |
| neutrones | n | 1,0086 uma | 0 | núcleo |
| electrones | e ⁻ | 5,4858 x 10 ⁻⁴ uma | -1 | zona extranuclear |

2. ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Luego de comprender la teoría atómico-molecular de la materia es posible precisar los conceptos de átomo y de molécula.

Átomo es la menor porción de material capaz de combinarse para formar moléculas.

Molécula es la menor partícula de una sustancia, formada por átomos, que puede existir libre y presenta todas las propiedades de dicha sustancia.

Las moléculas se pueden clasificar en:

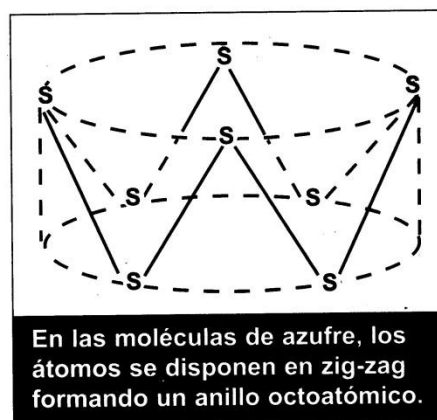
1) **Simples:** cuando están constituidas por átomos iguales.

Estas moléculas simples, a su vez, se pueden dividir en:

a) **Monoatómicas:** en los casos en que están formadas por un solo átomo, como en los metales y en los gases inertes.

b) **Biatómicas:** cuando las constituyen dos átomos, como en los gases simples (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2).

c) **Poliatómicas:** si están constituidas por más de dos átomos, como ser P_4 , S_8 , etcétera.



2) **Compuestas:** en aquellos casos en que están formadas por átomos diferentes, como por ejemplo: H_2O (agua), $NaCl$ (cloruro de sodio), CaO (óxido de calcio), CO_2 (dióxido de carbono).

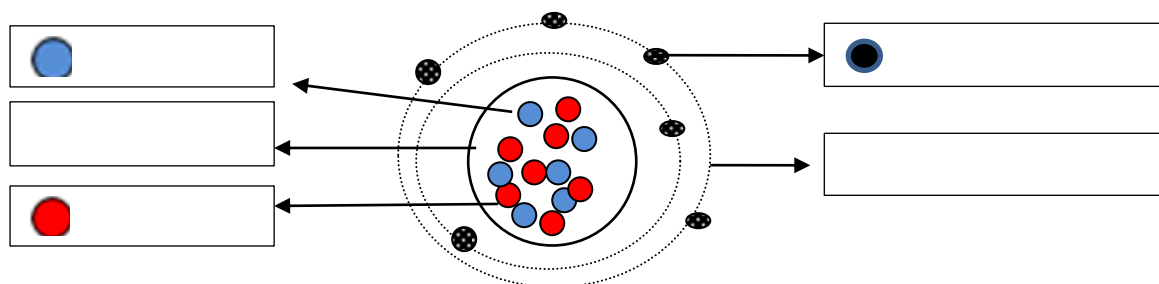
En el análisis de las moléculas también es conveniente precisar el concepto de **atomicidad**.

Atomicidad es el número de átomos que contiene la molécula de una sustancia.

Así, por ejemplo, la atomicidad del azufre (S_8) es igual a ocho; en el caso del agua, constituida por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno, su atomicidad es de tres (triatómica).

ACTIVIDADES DE APLICACION

1-Complete en la siguiente representación del átomo, el nombre de sus partes principales y partículas subatómicas



2-Responda verdadero o falso. Justifique en caso de ser falso

a- La parte central del átomo se denomina orbital.

Justifique:.....

b- Los protones se mueven en las orbitas

Justifique:.....

c- Los electrones poseen carga negativa

Justifique:.....

d- Los neutrones y electrones se ubican en el núcleo.

Justifique:.....

3-Clasifiquen y subclasifiquen las siguientes moléculas e indiquen su atomicidad

| MOLECULA | CLASIFICACION | ATOMICIDAD |
|--|--------------------------|--|
| H ₂ S O ₄ (Ácido Sulfúrico) | COMPUESTA | 2 átomos de Hidrogeno (H) + 1 átomo de Azufre (S) + 4 átomos de Oxigeno (O)= 7 |
| Br ₂ (Bromo molecular) | SIMPLE -BIATOMICA | 2 átomos de Bromo = 2 |
| Ca (calcio) | | |
| O ₃ (Ozono) | | |
| K ₂ O (Oxido de potasio) | | |
| P ₄ (Fosforo molecular) | | |
| H ₄ P ₂ O ₅ (Ácido Pirofosfórico) | | |
| Al ₃ PO ₄ (Fosfato de aluminio) | | |

Tema: Evolución del modelo atómico; interpretación y modelos

Para interpretar la Naturaleza, los científicos proponen representaciones lo más aproximadas posibles a la realidad, que suelen denominarse **modelos**.

Estos modelos se elaboran a partir de los resultados de la experimentación y su validez se prueba por medio de nuevos experimentos: si explican correctamente el comportamiento de la materia siguen en vigencia de lo contrario son modificados o reemplazados por otros nuevos.

La investigación del proceso de **electrolisis** posibilitó inferir que la materia es de naturaleza eléctrica.

Los experimentos sobre descargas eléctricas en gases a baja presión permitieron comprobar que los átomos están formados por partículas negativas (electrones) y positivas (protones). A partir de estos descubrimientos **Thompson propuso el primer modelo atómico**

El descubrimiento de la radiactividad posibilitó la realización de experiencias que **llevaron al sabio Rutherford a sostener que el átomo tiene un núcleo central con carga positiva.**

El análisis de los espectros atómicos (luz) producidos por el hidrogeno **permitió a Bohr** proponer una hipótesis, basada en la teoría cuántica, **suponer que los electrones están ubicados en orbitas circulares, denominados niveles de energía.**

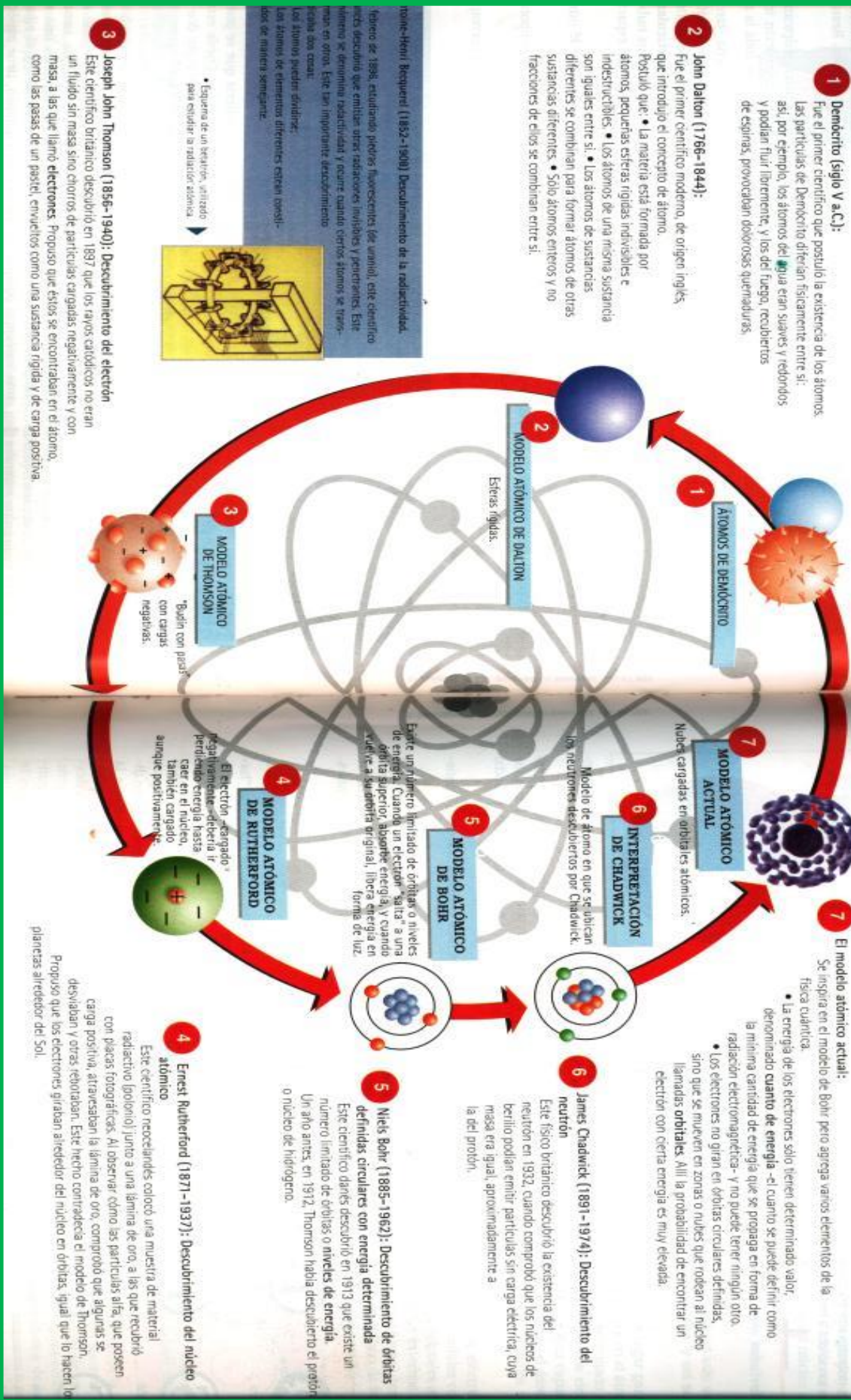
Observa la línea del tiempo y lee los textos propuestos sobre las características de los modelos atómicos de Dalton, Thompson, Rutherford y Bohr y realiza la siguiente consigna en tu cuaderno.

También te sugiero que observes el video sobre la Evolución del modelo atómico <https://youtu.be/za-nxN1QCrk>

Completa el cuadro comparativo, como se muestra a continuación, resaltando las características más importantes de los modelos atómicos de: Dalton, Thompson, Rutherford y Bohr. (Cuadro muestra)

| Características | | | |
|-----------------|----------|------------|------|
| Dalton | Thompson | Rutherford | Bohr |
| | | | |

EVOLUCION del modelo atómico



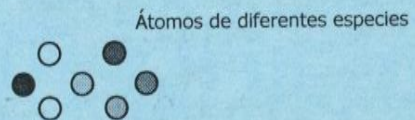
Breve reseña histórica

A continuación describiremos una breve reseña histórica para entender cómo se llegó al modelo atómico actual y al conocimiento de la existencia de partículas subatómicas.

Desde tiempos remotos, quiso responderse preguntas fenómenos de la vida cotidiana. De muchas formas se quiso entender cómo está formada la materia y su comportamiento; hubo pensadores y filósofos griegos en la antigüedad, así como también, en los siguientes siglos científicos llamados alquimistas. En todos los casos, se quería explicar que la materia está formada por pequeñas partículas en su interior que desde la época de los griegos llamaron átomos, que significa, indivisible. Continúan los ensayos y experimentos para conocer la composición de la materia, con la explicación de un fenómeno muy común que es la combustión (por ejemplo cuando se quema un papel). La conclusión más representativa, fue establecida por Lavoisier que calculó que al quemar una sustancia, la cantidad de masa inicial, es igual a la cantidad de masa final. Con esto, definió un concepto importante que en la naturaleza, nada se crea, ni nada se pierde, sino que todo se transforma. O sea, que los átomos que componen una sustancia no pueden crearse, ni perderse sino que se transforman en otras partículas. Hubo un científico que resumió toda la información conocida y experimentada hasta ese momento que se llamó Dalton, proponiendo una teoría atómica inicial.

Algunas conclusiones de la teoría atómica de Dalton.

*La materia está formada por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos



*Existen sustancias simples y compuestas. Las sustancias simples están formadas por átomos de un solo tipo de especies, ya sea unidos o no. Las sustancias compuestas están formadas átomos de diferentes especies unidos o combinados.

Sustancias simples



Sustancias compuestas

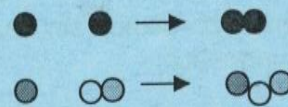


*Entre partículas ocurren reacciones de unión o separación de átomos

Reacciones de separación en sustancias simples y compuestas



Reacciones de combinación o unión en sustancias simples y compuestas



En esta teoría, Dalton concluía que las sustancias también existían como compuestas. En la misma época, el científico Avogadro, definió el concepto de molécula como la unión entre dos o más átomos. Es así como, la teoría atómica de Dalton, se llamó **Teoría Atómica y Molecular de Dalton**, todo gracias al aporte de Avogadro.

átomos

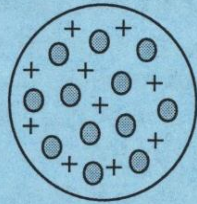


moléculas



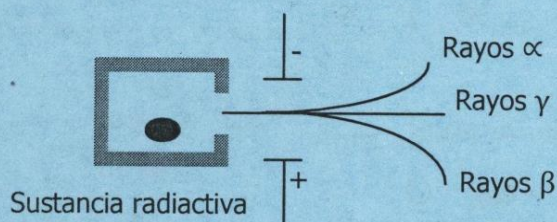
En los años subsiguientes algunos científicos hicieron experiencias relacionada con la corriente eléctrica y los rayos catódicos. De esta manera se determinó experimentalmente, que la materia formada átomos tiene partículas con carga negativa y positiva, llamadas electrones y protones. En particular, Thomson, Goldstein y Chadwick calcularon experimentalmente la masa y a carga eléctrica de dichas subpartículas

Más tarde **Thomson**, propuso un modelo donde el átomo es una esfera uniforme y sólida eléctricamente positiva, dentro del cual están los electrones. A este modelo se lo comparó simpáticamente con un "budín con pasas", donde la masa del budín es de carga positiva y las pasas representarían los electrones incluidos en el budín, siempre considerando que la cantidad de carga positiva es la misma cantidad de carga negativa, ya que el átomo en todo su conjunto es eléctricamente neutro.



- Toda uniforme y sólida positiva
- Representa el e^-

Años después el científico **Rutherford**, hizo en su laboratorio experimentos relacionados con sustancias radiactivas. A continuación vamos a conocer una de los ensayos más importantes de Rutherford y sus conclusiones:



Se agregó en un bloque de plomo una sustancia radiactiva, cuyas emisiones o rayos se hicieron pasar por un orificio. Por fuera había dos campos magnéticos, uno positivo y otro negativo. Al pasar los rayos por el campo magnético, los rayos alfa α se desviaron hacia el polo negativo, los rayos beta β se desviaron hacia el polo positivo y los rayos gamma γ y no se desviaron.

Conclusiones de Rutherford:

Las radiaciones alfa tienen partículas positivas ya que son \rightarrow Protones (p^+) atraídas por el campo magnético negativo.

Las radiaciones beta tienen partículas negativas ya que son \rightarrow Electrones (e^-) atraídas por el campo magnético positivo.

Las radiaciones gamma tienen partículas sin carga ya que no \rightarrow Neutrones (n^0) son atraídas por el campo magnético.

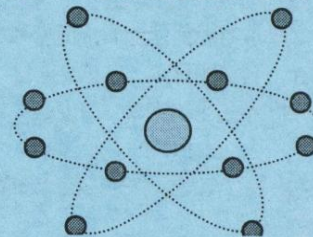
Modelo atómico de Rutherford

A través de sucesivos experimentos concluyó:

- La mayor parte del átomo se encuentra vacío
- La mayor parte de la masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo que tiene carga positiva
- Alrededor del núcleo se encuentran los electrones que tienen carga negativa
- El átomo es eléctricamente neutro, o sea la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas
- El núcleo positivo y las cargas negativas, se encuentran distanciadas. Con esto último refutó el modelo de Thomson o del "budín con pasas"

- Electrones
- Núcleo positivo

-30-



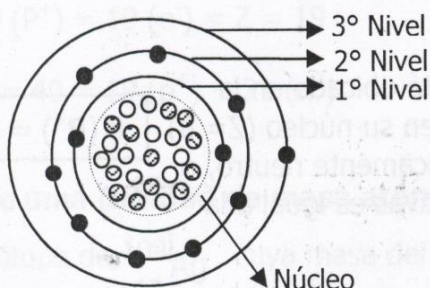
Modelo atómico de Bohr

Con el avance de de los estudios de la radiactividad, se buscó comprender cuál es la composición de las ondas. El estudio de la luz como onda a través de la espectroscopia, permitió estudiar también a la luz como partícula y así abrió el camino a la teoría cuántica de Planck, donde definió que un cuanto es la cantidad definida de energía que un electrón puede absorber o emitir y esto lo hace en forma de luz o calor.

Bohr concluyó que:

- Los electrones tienen una determinada cantidad de energía llamada cuanto
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo positivo en determinadas orbitas elípticas llamadas niveles de energía u orbitales atómicos
- Los electrones se encuentran en un nivel de energía definido y mientras no absorben ni emiten energía, se dicen que los electrones se encuentran en su estado fundamental
- Si por alguna causa, los electrones son excitados energéticamente absorbiendo o liberando cuantos de energía, dichos electrones salen de su estado fundamental para saltar a otros niveles energéticos inferiores o superiores

Veamos el modelo atómico de Bohr con las conclusiones estudiadas hasta ahora:



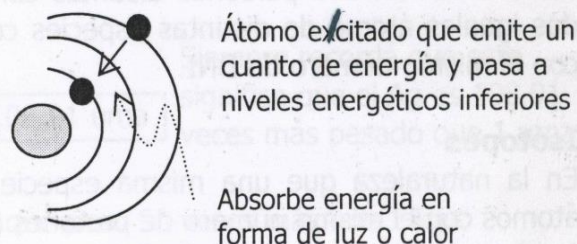
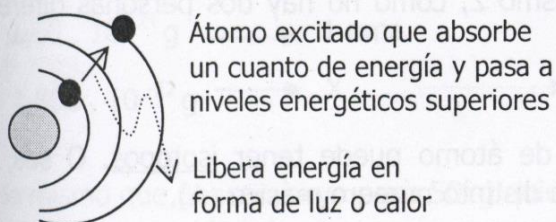
Veamos el átomo de Na (Sodio) según Bohr

$$P^+ = 11 \text{ } \circ$$

$$e^- = 11 \text{ } \bullet$$

$$n^0 = 12 \text{ } \otimes$$

En el esquema del Sodio, el átomo se encuentra electrónicamente neutro, ya que la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas. O sea, que los electrones se encuentran en su estado fundamental. Si fuesen excitados energéticamente liberando o absorbiendo un cuanto de energía, dichos los electrones pasarían a un nivel energético superior o inferior.



ACTIVIDADES DE APLICACION

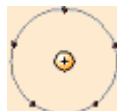
1-Relacione mediante flechas o números el modelo atómico con el científico que lo propuso



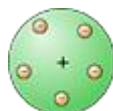
J. Thomson



E. Rutherford



Niels Bohr



John Dalton



2-Relacione mediante flechas, números o resaltando los científicos con su propuesta o descubrimiento en la evolución del modelo atómico

| | |
|------------|---|
| Demócrito | Descubrió el electrón |
| Dalton | Propuso orbitas o niveles con energía determinada |
| Thomson | Propuso esferas rígidas e indivisibles |
| Rutherford | Propone la forma esférica del átomo |
| Chadwich | Descubre el núcleo atómico |
| Bohr | Descubre el neutrón |

3- Selecciona, en cada oración, las opciones que correspondan para que puedan leerse enunciados correctos acerca de las limitaciones del **modelo atómico de Rutherford** y el **modelo atómico de Bohr**:

- El análisis de las evidencias **teóricas/experimentales** posteriores a la propuesta de Rutherford sobre **el átomo/ las moléculas** provocó **aceptación/cuestionamiento** de dicho modelo atómico.
- Uno de los cuestionamientos se basaba en la **repulsión/atracción** entre **protones/neutrones** en el núcleo y **electrones/protones** en la corteza del átomo, por ello Rutherford suponía que los **protones/electrones** giraban **hacia el/alrededor del** núcleo contrarrestando dicha atracción.
- **Rutherford/Bohr** aprovechó la teoría cuántica de Planck para explicar que los **neutrones/electrones** se mueven alrededor del núcleo en **rombos/círculos** llamados órbitas que presentan **distintos/iguales** niveles de energía.

4-En las siguientes afirmaciones están señaladas las características de los modelos atómicos de **Dalton, Thompson, Rutherford y Bohr** (o más de una). **CLASIFÍQUELAS** según corresponda

a- El número de cargas positivas en el núcleo debe ser igual al número de electrones para que el átomo sea eléctricamente neutro

b- En cada orbita el electrón tiene una energía constante, cumpliéndose aquello que mientras el electrón se halla en una órbita no emite energía.

c- El átomo es una esfera sólida de materia cargada positivamente y en la que se insertan los electrones, de manera que la carga total es nula.

d- La emisión de energía ocurre cuando el electrón salta de una órbita de mayor nivel energético a otro de menor nivel.

e-La carga positiva y la masa del átomo están concentradas en una zona del átomo muy pequeña, llamada núcleo.

f- Los electrones se mueven alrededor del núcleo, tal los planetas lo hacen alrededor del sol.

g- Los electrones no pueden girar en cualquier orbita, sino en ciertos estados energéticos estables.

h- Los átomos son esferas rígidas, indivisibles e indestructibles

Tema: Numero Atómico y Másico

Con la evolución del modelo atómico fue posible definir **dos números importantes que identifican y caracterizan** a cada uno de los átomos, ellos son **número Atómico y Másico**.

Lea y observa toda la información que te proporciona el texto sobre las características del Numero Atómico y Másico y realiza la siguiente consigna en tu cuaderno.

También te sugiero que observes este video <https://youtu.be/za-nxN1QCrk>

Responde

- a- ¿A que se denomina Numero Atómico?
- b- ¿Cuál es la letra que representa al Número Atómico?
- c- ¿Cómo se expresa simbólicamente?
- d- ¿A que se denomina Numero Másico?
- e- ¿Cuál es la letra que lo representa al Número Másico?
- f- ¿Cuál es su expresión matemática?
- g- Un elemento queda representado por su símbolo y sus dos números (Atómico y Másico)¿Cómo puedo identificarlos a cada uno?

Texto propuesto para resolución de consignas

EL NÚMERO ATÓMICO Y EL NÚMERO MÁSIICO

La identidad de un átomo y sus propiedades vienen dadas por el número de partículas que contiene. Lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo. Este número se llama **Número atómico** y se representa con la letra **Z**. Se coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento correspondiente. **Por ejemplo, el átomo del elemento Hidrógeno tienen 1 protón y su Z = 1, los de helio tienen 2 protones y Z =2, los de litio, 3 protones y Z = 3,...**

Si el átomo es neutro, el número de electrones coincide con el de protones y nos lo da Z. Es decir:

$$Z = p^+ = e^-$$

Según la igualdad vista anteriormente, entonces si el átomo de Oxígeno tiene Z= 8, por lo tanto, tiene 8 protones (p^+) y 8 electrones(e^-)

El **Número másico** nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Se representa con la letra **A** y se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Representa la masa o peso aproximado del átomo medida en u.m.a (unidad de masa atómica), ya que la de los electrones es tan pequeña que puede desprejarse. Es decir:

$$A = p^+ + n^\circ$$

$$A = Z + n^\circ$$

o también



¡¡IMPORTANTE!!

Quando se representa un elemento se coloca su símbolo y en su extremo superior e inferior su A y Z o viceversa. **Recuerden que A siempre es mayor a Z**

En el ejemplo, tendríamos un átomo del elemento neón, con 10 protones en su núcleo y 10 electrones en su corteza (es neutro). **Tendría también: $22-10 = 12$ neutrones. Es decir que la cantidad de neutrones está dada por las expresión:**

$$n^\circ = A - Z$$

ACTIVIDADES DE APLICACION

1- Unir con flecha, números o resaltar con colores diferentes según corresponda

- NUMERO ATOMICO
 - Se simboliza con "Z"
 - Representa la cantidad de protones más neutrones
 - Representa aproximadamente el peso del átomo.
 - Matemáticamente $Z = p^+$
- NUMERO MASICO
 - Se simboliza con "A"
 - Como el átomo es neutro $Z = p^+ = e^-$
 - Matemáticamente $A = p^+ + n^0$
-

2- Complete el siguiente cuadro realizando cálculos.

| ELEMENTO | A | Z | p^+ | e^- | n^0 |
|----------|-----|----|-------|-------|-------|
| Li | 7 | 3 | | | |
| F | | 9 | | | 10 |
| Na | 23 | | | 11 | |
| Cl | | | 17 | | 18 |
| K | 39 | | | | 20 |
| Fe | 55 | | 26 | | |
| Ge | | | | 32 | 40 |
| Kr | | 36 | | | 47 |
| Rb | 85 | | | | 48 |
| Ag | 108 | | | | 61 |
| Be | 9 | | 4 | | |
| Ne | | 10 | | | 10 |
| Mg | | | | 12 | 12 |
| P | 31 | | 15 | | |
| Ca | 40 | | | | 20 |
| Co | 59 | 27 | | | |

Responda

3-El átomo de Fosforo tiene 15 protones y 16 neutrones, indique cuál es su:

- a) Numero atómico (Z):
- b) Numero de masa o másico (A):

4-El átomo de Galio tiene un A= 69 y n°= 38. Indique el número de:

- a) Protones:.. b) Electrones:
- c) Z: ..

5-De acuerdo con la notación Pb^{207}_{82} . Indique:

- a) Z= ... b) A=...
- c) p⁺=.... d) e⁻=...
- e) n°=...

Tema: Distribución electrónica de Bohr.

Bohr sostuvo que los electrones giran alrededor del núcleo en orbitas o niveles de energías. Los niveles de energía se identifican con números naturales, simbolizados con la letra “n”, al nivel de menor energía se lo asigna con número 1, y así sucesivamente hasta 7.

Los orbitales o capas también se identifican con las letras K, L, M, N, O, P, Q.

El número de electrones para cada nivel de energía no puede ser superior a la relación

$$2.n^2$$

Para n= 1 —————> 2. (1)² = 2 electrones

n= 2 —————> 2. (2)² = 8 electrones

n= 3 —————> 2. (3)² = 18 electrones

n= 4 —————> 2. (4)² = 32 electrones

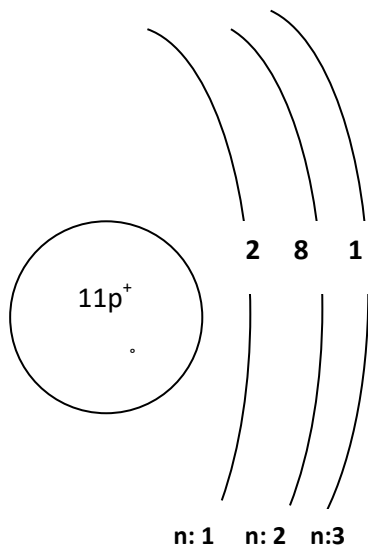
A partir de esta ecuación, Bohr, logro distribuir la cantidad de electrones que posee un átomo en sus niveles de energía, pero debió postular algunas reglas: por ejemplo

“El ultimo nivel de energía de un átomo no puede contener más de 8 electrones”

Representación de un átomo según Bohr

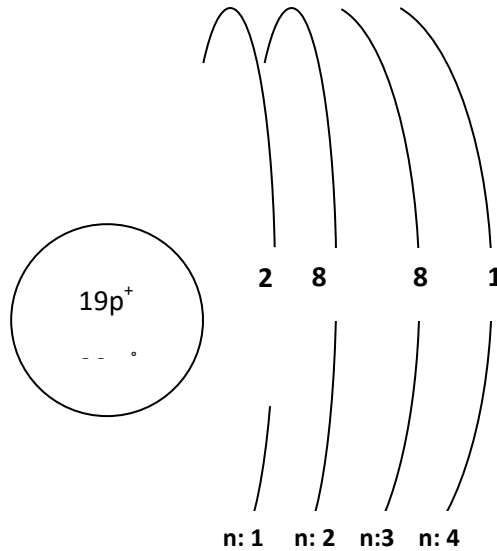
Na (Sodio) \Rightarrow $Z=11$ y $A=23$

$p^+ = 11$ $e^- = 11$ $n^\circ = 12$



K (Potasio) \Rightarrow $Z=19$ y $A=39$

$p^+ = 19$ $e^- = 19$ $n^\circ = 20$



- ACTIVIDADES DE APLICACION

Realice la representación según Bohr de los siguientes elementos: Li (Litio), F (Flúor), Cl (Cloro), Ge (Germanio), Kr (Kriptón), Rb (Rubidio), Be (Berilio), Mg (Magnesio), P (Fosforo) y Ca (Calcio)

Tema: Modelo atómico actual

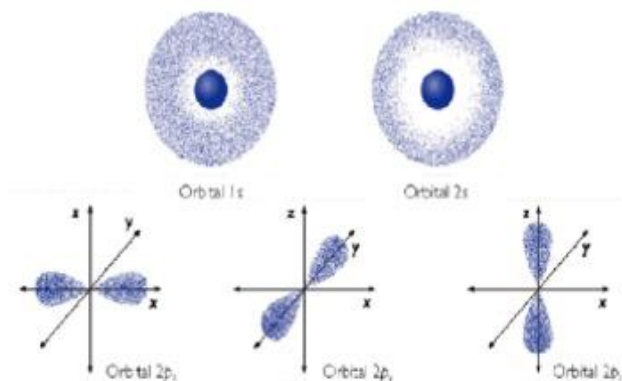
El modelo atómico actual se basa en la teoría atómica de Planck quien tomo como punto de partida la dualidad **onda-partícula de Luis De Broglie**, el **principio de incertidumbre de Heisemberg** y la **Ecuación de onda de Schrodinger**, quien al introducir los **números cuánticos** permitió a través de cálculos avanzados expresar matemáticamente la probabilidad de encontrar un electrón alrededor del núcleo atómico.

Lea el texto propuesto “Modelo atómico Moderno “, analízalo y responde las siguientes consignas en tu cuaderno.

- a- ¿Que propuso Schrödinger con respecto al electrón?
- b- ¿Qué propuso Heisemberg con el Principio de Incertidumbre?
- c- ¿A que se denomina Orbital? ¿Cuantos de orbitales hay?

EL MODELO ATOMICO ACTUAL

La imposibilidad de dar una explicación teórica satisfactoria de los espectros de los átomos con más de un electrón con los principios de la mecánica clásica, condujo al desarrollo del modelo atómico actual que se basa en la mecánica cuántica.



- También es conocido como el modelo atómico de orbitales, expuesto por las ideas de científicos como: Edwin Schrodinger y Heisenberg en las décadas de 1920 siendo su descubrimiento en 1925.
- Establece una serie de postulados, de los que cabe recalcar los siguientes:
- El electrón se comporta como una onda en su movimiento alrededor del núcleo
- No es posible predecir la trayectoria exacta del electrón alrededor del núcleo
- Existen varias clases de orbitales que se diferencian por su forma y orientación en el espacio; así decimos que hay orbitales: s, p, d, f. 2, 6 10, 14
- En cada nivel energético hay un número determinado de orbitales de cada clase.
- Un orbital atómico es la región del espacio donde existe una probabilidad aceptable de que se encuentre un electrón. En cada orbital no puede encontrarse más de dos electrones.

Tema: Configuración electrónica

Con el surgimiento del modelo atómico actual aparecen los conceptos de **orbital**, **números cuánticos** y una nueva forma de **distribución de los electrones** reemplazando a la propuesta por Bohr **denomina Configuración electrónica**.

A continuación lee el texto propuesto, analízalos y responde las siguientes consignas en tu cuaderno.

a-¿Cuántos subniveles u orbitales propone el modelo actual? ¿Cómo se los designan?

b-¿Cuántos electrones como máximo puede contener cada Nivel y subnivel? Detállelo completando el siguiente cuadro.

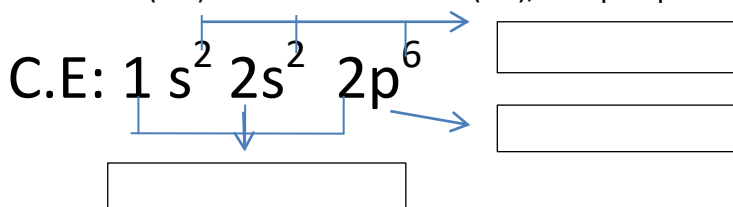
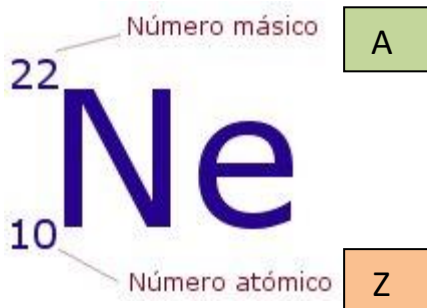
También te sugiero que observes este video sobre la “Configuración Electrónica”

<https://www.youtube.com/watch?v=4MMvumKmq54>

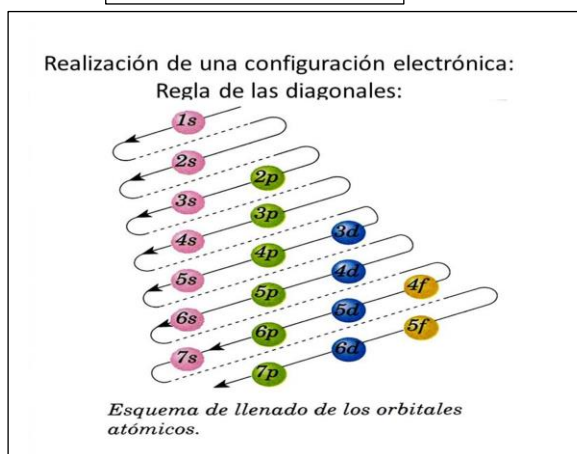
| NIVEL | SUBNIVEL | CANTIDAD DE ELECTRONES POR SUBNIVEL | CANTIDAD DE ELECTRONES POR NIVEL |
|---------|----------|-------------------------------------|----------------------------------|
| 1 | | 2 | |
| 2 | | | 8 |
| | p | | |
| 3 | | | |
| | | | |
| | | | |
| 4,5,6,7 | | | |
| | | 6 | |
| | d | | |
| | | | |

c-¿Qué es la Configuración electrónica?

d- En la siguiente representación de la Configuración electrónica (C.E) del átomo de Neón (Ne), indique que representa cada parte.



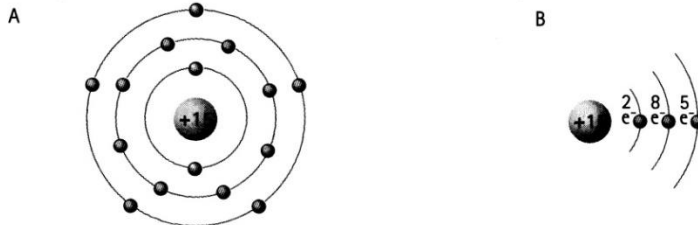
f- Copie la tabla de las diagonales en su cuaderno para luego ocuparla en las actividades propuestas



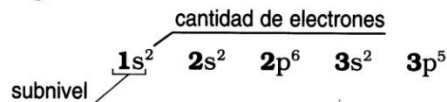
Textos propuestos para resolución de consignas

Configuración electrónica

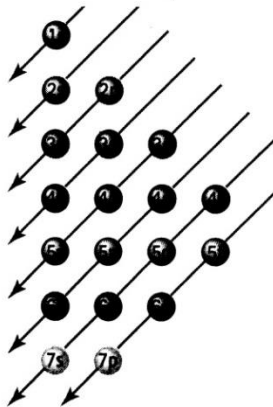
- ♦ Observen la representación de la distribución de electrones del ${}_{15}\text{P}$. ¿A qué modelo corresponde? ¿Se puede distinguir la ubicación exacta de los electrones en los distintos niveles y subniveles?



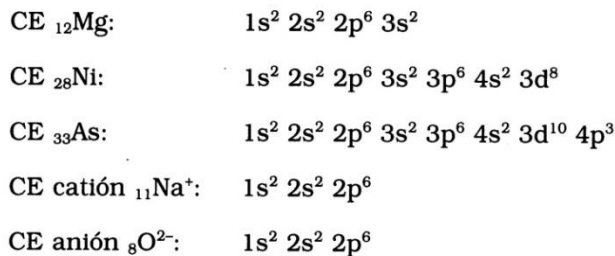
Si se conoce el número máximo de electrones que acepta cada nivel energético, se pueden representar los electrones del fósforo mediante diagramas que se corresponden con el modelo de Bohr. Pero si se pretende el detalle de la ubicación de los electrones en los distintos niveles y subniveles, se debe realizar un esquema conocido como **configuración electrónica (CE)**, teniendo en cuenta la cantidad máxima de electrones que acepta cada subnivel. Así, la configuración electrónica del ${}_{15}\text{P}$ es la siguiente:



Para átomos con más de 18 electrones, el orden de llenado de los niveles y subniveles se hace siguiendo un esquema general, conocido como la **regla de las diagonales**. Por ejemplo:

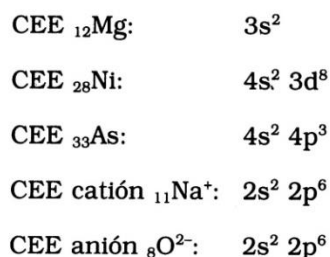


Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.



En las uniones y reacciones químicas están involucrados únicamente los electrones de los últimos subniveles. Por eso, en muchas oportunidades sólo interesa la **configuración electrónica externa (CEE)**.

Para escribir la CEE a partir de la CE, se comienza por los orbitales s del nivel de mayor energía y se continúa hasta el último subnivel. Si en esa configuración hay subniveles d o f completos, y luego de los mismos por lo menos un electrón más, esos subniveles d o f no forman parte de la CEE. Por ejemplo:



ACTIVIDADES DE APLICACION

1- Con la ayuda de la tabla de las diagonales realice la con Configuración Electrónica (CE) de los siguientes elementos e indica el numero niveles ocupados, completos, incompletos y subniveles ocupados para los elementos Na, S y P (Recuerde que siempre debe trabajar con Z, es decir, el número más pequeño)

Na²³₁₁ CE: ...

- niveles ocupados:
- niveles completos:
- niveles incompletos:
- subniveles ocupados:

Cl¹⁷₃₅ CE:...

S³²₁₆ CE:...

- niveles ocupados:
- niveles completos:
- niveles incompletos:
- subniveles ocupados:

Ca⁴⁰₂₀ CE:...

Fe⁵⁹₂₆ CE:...

P³¹₁₅ CE:...

- niveles ocupados:
- niveles completos:
- niveles incompletos:
- subniveles ocupados:

2- Dado el siguiente elemento Br⁸⁰₃₅, indique con una cruz o resalte la configuración electrónica correcta

a-1s²; 2s²; 2p⁶; 3s²; 3p⁵; 4s²; 3d¹¹; 4p⁵

b-1s²; 2s²; 2p⁶; 3s¹; 3p⁶; 4s²; 3d¹⁰; 4p⁵

c-1s²; 2s²; 2p⁶; 3s²; 3p⁶; 4s²; 3d¹¹; 4p⁵

d-1s²; 2s²; 2p⁶; 3s²; 3p⁶; 4s²; 3d¹⁰; 4p⁵

e-1s²; 2s¹; 2p⁶; 3s²; 3p⁵; 4s²; 3d¹¹; 4p⁵

Tema: Notación de Lewis

Lee el texto propuesto, analízalo y responde las siguientes consignas en tu cuaderno.

Los átomos se unen para alcanzar estabilidad. La alcanzan cuando llegan a tener 8 electrones en el último nivel de energía, para ello ganan, pierden o comparten electrones para adquirir de esta forma la configuración electrónica del gas inerte más próximo en la clasificación periódica.

Lewis además propuso una forma sencilla de representar los electrones del último nivel (electrones de valencia). Para ello propuso representar al elemento con su símbolo y a su alrededor los electrones de valencia a través de puntos o cruces

Pasos para representar la notación de Lewis

- Se escribe el símbolo del elemento
- Con un punto o una cruz (representa cada electrón de valencia) se van colocando los electrones, en el sentido de los punteros del reloj o en el sentido contrario
- Ejemplo: ${}_7\text{N}$
- $1s^2 2s^2 2p^3$ Hay 5 electrones de valencia



a-¿Qué representa la notación de Lewis?

b-¿A quién se denomina electrones de valencia?

c-Realice la notación de Lewis de los siguientes elementos: **Li (Litio)**, **F (Flúor)**, **Cl (Cloro)**, **Ge (Germanio)**, **Kr (Kriptón)**, **Rb (Rubidio)**, **Be (Berilio)**, **Mg (Magnesio)**, **P (Fosforo)** y **Ca (Calcio)**

Eje III: "Tabla periódica y Uniones químicas"

- **Tabla periódica de los elementos: criterios de clasificación. Bloques. Grupos y Periodos .Generalidades.**
- **Propiedades periódicas: electronegatividad.**
- **Teoría del octeto. Uniones químicas.: iónicas, covalentes y metálicas. Generalidades y propiedades**

Tema: Clasificación periódica de los elementos químicos

La identificación de los elementos químicos exigió muchos años de intenso trabajo y el aporte de numeroso científicos. Las teorías que en un momento se consideraron irrefutables, luego fueron superadas por otras, que quizá también sean modificadas en el futuro. En la Antigüedad se conocían unos pocos elementos, a partir del siglo XVIII la lista se amplió, y en el siglo XX casi se completó. En nuestros días, la investigación en este campo está dirigida a la creación de nuevos elementos producidos en forma artificial. El propósito de este contenido es aprender los diferentes criterios de que se adoptaron para la organización de los elementos químicos. Para ello realicemos las consignas propuestas

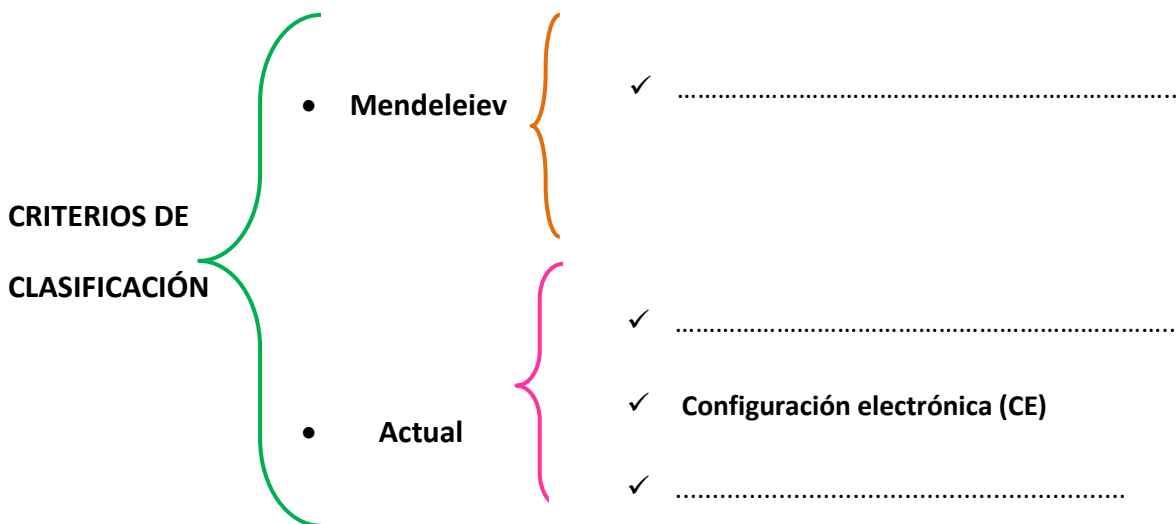
Lee los textos propuestos, analízalo y responde las siguientes consignas en tu cuaderno. También puedes utilizar los videos propuestos:

- <https://youtu.be/sZcjPDFXAYI> (Evolución de la Tabla periódica)
- https://youtu.be/3DL_XQ38UI0 (Evolución de la Tabla periódica)
- <https://youtu.be/cLBmHTgUye0> (Historia de la Tabla de Mendeleiev)

- a- ¿En qué criterios se basaron **Mendeleiev** para ordenar los elementos químicos?
- b- Indique en qué se basa el ordenamiento de los elementos en la **clasificación moderna o actual**
- c- Señale que se entiende por:
 - Periodo
 - Grupo

ACTIVIDADES DE APLICACION

1- Completar el siguiente esquema sinóptico con los criterios de clasificación de los elementos químicos



2-Unir con flechas o números los siguientes conceptos con su definición

- | | |
|-----------|---|
| • Grupos | ✓ Filas horizontales |
| | ✓ Igual cantidad de electrones en su último nivel |
| • Periodo | ✓ Columnas verticales |
| | ✓ Igual cantidad de niveles de energía |

Tema: Clasificación de los elementos según su configuración electrónica; BLOQUES

Como hemos visto en la guía anterior, la Tabla periódica moderna, utiliza varios criterios para organizar a los elementos, como por ejemplo, su **número atómico creciente (Z)**, **filas y grupos**, **propiedades físicas y químicas (metales, no metales y gases inertes)**.

El tema de esta guía es aprender un criterio de clasificación muy importante el cual está relacionado con la **configuración electrónica de los elementos, es decir, con modelo atómico actual**. Para ello realicemos las consignas propuestas.

Antes de introducirnos en el tema, recordemos que se entiende por configuración electrónica de los elementos:

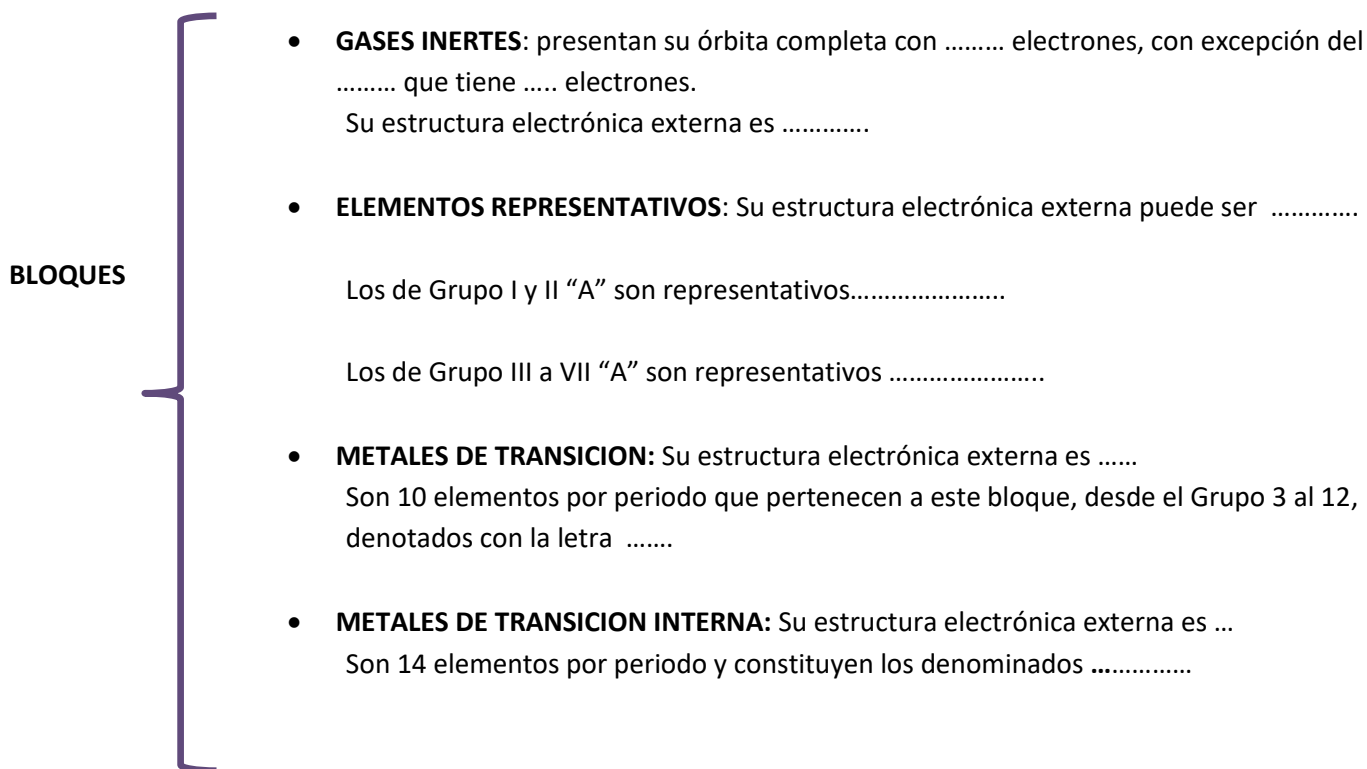
“La Configuración electrónica (C.E) detalla la distribución de los electrones de un elemento en sus distintos niveles y subniveles”

Teniendo en cuenta esta definición, **la tabla periódica actual se puede dividir en bloques** según el subnivel que estén ocupando los electrones más externos. Para conocer más sobre los bloques, realicemos las siguientes consignas.

Lee los textos propuestos, analízalo y responde las siguientes consignas. También puedes utilizar el video propuesto:

- <https://youtu.be/FqZ3BSeu1d0> (Partes de la tabla periódica)
- <https://youtu.be/YJ-XDjKrHY> (Partes de la tabla periódica)

Complete el siguiente esquema sinóptico sobre los bloques de la tabla



Textos propuestos para resolución de consignas

Clasificación periódica de los elementos



Dimitri Mendeleiev.

Ver Recursos
para trabajar en ciencias,
página 361.

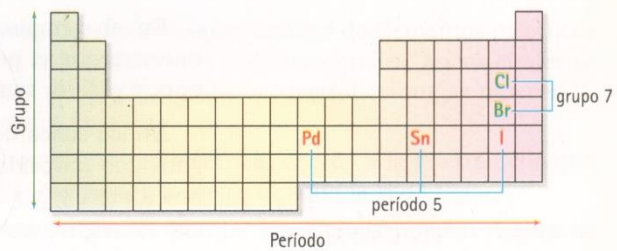
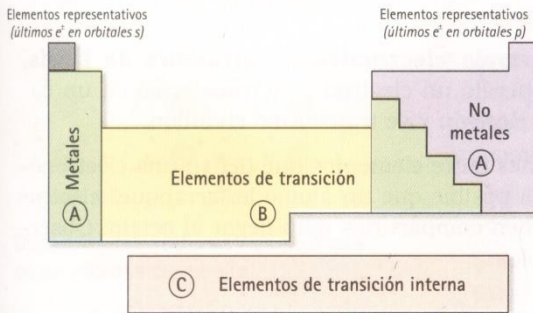
- ♦ Teniendo en cuenta el número atómico y la configuración electrónica externa de los elementos que figuran en la siguiente tabla, ¿qué criterio se tomó para ubicarlos en las dos filas? ¿Y para agruparlos en las columnas?

| Elemento | Z | CEE | Elemento | Z | CEE | Elemento | Z | CEE |
|----------|----|-----------------|----------|----|-----------------|----------|----|---------------------------------|
| Na | 11 | 3s ¹ | Mg | 12 | 3s ² | Al | 13 | 3s ² 3p ¹ |
| K | 19 | 4s ¹ | Ca | 20 | 4s ² | Ga | 31 | 4s ² 4p ¹ |

En la tabla pueden observar que los elementos de una misma columna tienen el mismo número de electrones en su nivel exterior (lo que les proporciona similares propiedades químicas), y en las filas están ordenados en sentido creciente de número atómico.

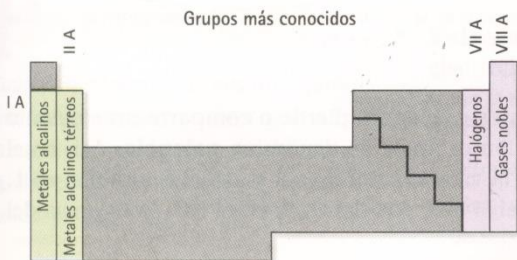
En 1869 el químico ruso **Dimitri Mendeleiev** (1834-1907) presentó una clasificación de los elementos según masas atómicas relativas crecientes (antes llamadas pesos atómicos). Hoy en día se acepta que las **propiedades químicas de los elementos varían periódicamente según sus números atómicos**. Teniendo en cuenta esta característica, los elementos se ordenan en una **tabla periódica** que comprende tres bloques principales:

- A. Elementos representativos:** son aquellos que tienen el último electrón en un orbital s o p. Son los metales y los no metales incluido el hidrógeno. Algunos son metaloides, elementos que tienen propiedades de metales y no metales, como el Si, el As y el Sb.
- B. Elementos de transición:** son aquellos que tienen el último electrón en un orbital d. Son todos metálicos.
- C. Elementos de transición interna:** son aquellos que tienen el último electrón en un orbital f. También son metales, la mayoría artificiales.



Las siete filas horizontales se denominan **períodos**. Todos los elementos que se encuentran en un mismo período tienen el mismo número de niveles de energía principal, y ese número coincide con el número de período. Por ejemplo el Pd, el Sn y el I tienen cinco niveles de energía, por lo que pertenecen al quinto período.

Para los elementos de los bloques A y B se definen las columnas (verticales), que se denominan **grupos**: hay ocho grupos A y ocho grupos B. Los elementos de un mismo grupo tienen igual número de electrones en su configuración electrónica externa y están dispuestos en el mismo tipo de orbitales. Por ejemplo el cloro (CEE: 3s² 3p⁵) y el bromo (CEE: 4s²4p⁵) tienen dos electrones en el subnivel s y cinco en el subnivel p, sumando en total siete electrones externos. Este número coincide con el del grupo al cual pertenecen (VII A).



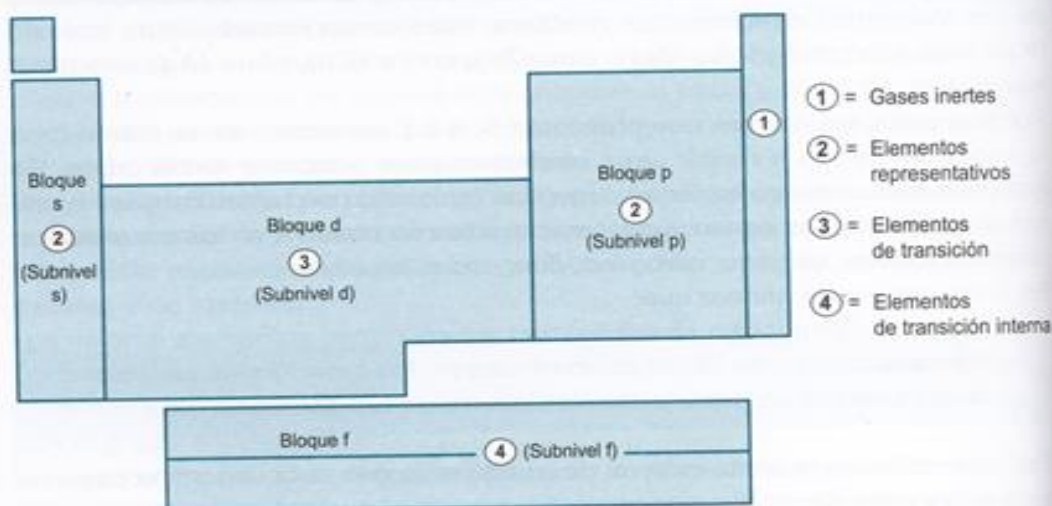
1.4. Clasificación de los elementos según su configuración electrónica

Sobre la base de su configuración electrónica, los elementos químicos se pueden clasificar en cuatro grupos:

- Gases inertes:** presentan su órbita electrónica externa completa con ocho electrones, con excepción del He que tiene dos. En ellos, la estructura electrónica externa es $s^2 p^6$, salvo en el He que es s^2 por tener un solo nivel de energía. Ocupan el **Grupo 18** de la Tabla Periódica.
- Elementos representativos:** son aquellos que tienen su órbita externa incompleta. El electrón diferencial se encuentra en los subniveles **s** o **p**. Comprende a los elementos que ocupan los **Grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17** de la Tabla Periódica.
- Elementos de transición:** se caracterizan por presentar sus dos últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se encuentra en los subniveles **d**. Esto significa que el electrón que se agrega lo hace en su anteúltima órbita. Corresponden a esta clase los elementos de los **Grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12** de la Tabla.
- Elementos de transición interna:** son los que presentan sus tres últimas órbitas incompletas. El electrón diferencial se halla en el subnivel **f**, es decir, que se incorpora a la antepenúltima órbita. Constituyen las denominadas **tierras raras (lantánidos y actínidos)** ubicadas generalmente al pie de la Tabla.

En base a esta clasificación, en la Tabla Periódica encontramos **cuatro bloques fundamentales: s, p, d y f**:

| UBICACIÓN DEL ELECTRÓN DIFERENCIAL | |
|------------------------------------|----------|
| Grupos | Subnivel |
| 1 y 2 | s |
| 3 a 12 | d |
| 13 a 18 | p |
| Lantánidos y actínidos | f |



Tema: Teoría del Octeto. Uniones químicas

Los átomos se enlazan entre sí formando una gran diversidad de sustancias que se conocen. Dichas sustancias poseen diferentes propiedades, que dependen, en parte, de las diferentes maneras en que se enlazan los átomos. Los enlaces permiten agrupar las sustancias en tres grandes grupos: covalentes, iónicas y metálicas. Además de las uniones químicas entre átomos también existen fuerzas intermoleculares, que como su nombre lo indica, mantienen unidas las moléculas.

La Teoría del Octeto sobre los enlaces químicos

Se denomina **enlace químico a la fuerza que mantiene unidos a los átomos o a los iones formando las distintas sustancias**. A principios del siglo xx, se consideraba que los gases nobles se diferenciaban del resto por que no formaban compuestos. Luego se relacionó la baja reactividad de dichos gases con la estructura electrónica de sus átomos llegando a la conclusión de que debido a su estructura estable los átomos de los gases nobles no se unen a otros átomos y forman moléculas monoatómicas. Sobre estas ideas se propuso la "**teoría del Octeto**" en la que se establece que en las uniones químicas entre los átomos intervienen los electrones de la capa externa.

“Los átomos se unen para alcanzar estabilidad. La alcanzan cuando llegan a tener 8 electrones en el último nivel de energía, para ello ganan, pierden o comparten electrones para adquirir de esta forma la configuración electrónica del gas inertes más próximo en la clasificación periódica.”

Con este contenido intentaremos conocer los diferentes tipos de uniones químicas entre átomos y reconocer las diferencias principales entre ellas. Para ello realicemos las consignas propuestas

Lee los textos propuestos, analízalo y responde las siguientes consignas en tu cuaderno. También puedes utilizar los videos propuestos:

[-https://www.educ.ar/recursos/123360/enlace-covalente?coleccion=123024&from=150931](https://www.educ.ar/recursos/123360/enlace-covalente?coleccion=123024&from=150931) **Video 1 (Teoría)**

[-https://quimicavalgomas.com/quimica-general/uniones-quimicas/](https://quimicavalgomas.com/quimica-general/uniones-quimicas/) **Video 2 (Teoría)**

Responda

a-¿Que propone la Teoría del octeto de Lewis?

b- ¿Qué es la Electronegatividad?

c-Realice un esquema sobre clasificación de Uniones químicas

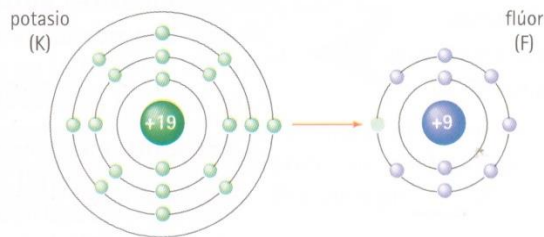
Textos propuestos para resolución de consignas

Electronegatividad

La **electronegatividad** es la capacidad relativa de un átomo para captar los electrones en una unión química. En 1930, **Linus Pauling** (1901-1994) propuso una tabla de electronegatividades, donde se le adjudica el máximo valor al F (valor 4) y el mínimo al Cs (valor 0,7).

| | | | | | | | | | |
|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|--|
| | | | | H: 2,1 | | | | | |
| Li: 1,0 | Be: 1,5 | B: 2,0 | | | C: 2,5 | N: 3,0 | O: 3,5 | F: 4,0 | |
| Na: 0,9 | Mg: 1,2 | Al: 1,5 | | | Si: 1,8 | P: 2,1 | S: 2,5 | Cl: 3,0 | |
| K: 0,8 | Ca: 1,0 | Sc: 1,3 | Zn: 1,6 | Ga: 1,6 | Ge: 1,8 | As: 2,0 | Se: 2,4 | Br: 2,8 | |
| Rb: 0,8 | Sr: 1,0 | Y: 1,2 | Cd: 1,7 | In: 1,7 | Sn: 1,8 | Sb: 1,9 | Te: 2,1 | I: 2,5 | |
| Cs: 0,7 | Ba: 0,9 | | Hg: 1,9 | Tl: 1,8 | Pb: 1,8 | Bi: 1,9 | Po: 2,0 | At: 2,2 | |

Observen en la tabla que los no metales son más electronegativos que los metales. Es decir que en una unión entre un no metal y un metal, el primero tenderá a “arrancarle” los electrones al segundo. De esta manera, ambos átomos logran tener ocho electrones en su nivel exterior, que es el estado más estable (cumplen con la regla del octeto).



El químico **Gilbert Lewis** (1875-1946) ideó una notación simplificada, en la cual los electrones del nivel más externo de energía de los átomos se representan con puntos o cruces. Por ejemplo:



En el ejemplo, la **fórmula electrónica**, o **estructura de Lewis**, muestra que el potasio perdió un electrón y se transformó en un catión, y el flúor tomó ese electrón y se transformó en anión.

En los casos de uniones entre elementos que tienen una electronegatividad parecida, no es posible que un átomo le “arranque” electrones a otro, y por eso deben compartirlos para llegar al octeto. Observen los siguientes ejemplos:



El hidrógeno se estabiliza con $2e^-$, logrando así la configuración electrónica del gas noble He.

En cada unión C - O se comparten dos pares de electrones.

Para recordar

Teoría del octeto. Un átomo se estabiliza cuando logra completar (con electrones) su último nivel de energía, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más próximo.

El número de electrones que gana, pierde o comparte un elemento en una determinada unión química se denomina **valencia**. Así, en el fluoruro de potasio (KF) la valencia del K es 1 y la del F también es 1; en el agua, la valencia del H es 1 y la del O, 2; en el CO_2 la valencia del C es 4 y la del O, 2.

Uniones químicas

¿Por qué los cables que transportan la corriente eléctrica se fabrican con metales y no con plásticos? ¿Por qué la sacarosa (azúcar blanca común) funde a 180 °C mientras que el cloruro de sodio (sal de mesa) lo hace a 801 °C?

Las sustancias tienen propiedades que las caracterizan. Estas propiedades dependen de los átomos que las constituyen, de cómo éstos se unen y de cómo se relacionan con otros conjuntos idénticos de átomos.

Los átomos se unen entre sí para lograr estabilizarse. Esto lo logran ganando, perdiendo o compartiendo electrones. Los gases nobles son los únicos elementos que forman moléculas monoatómicas, porque tienen su último nivel de energía completo.

En general, se presentan tres tipos de uniones o enlaces entre átomos.

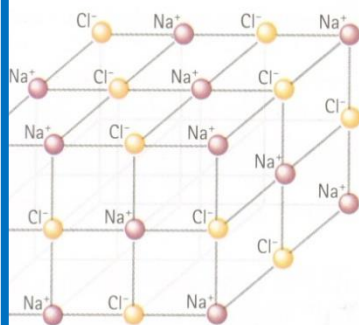
- **Enlace iónico.** Un no metal muy electronegativo se une con un metal: el primero le tomará uno o más electrones al segundo. Por ejemplo:



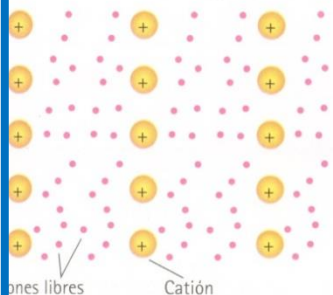
En este tipo de uniones se forman redes cristalinas tridimensionales, en las cuales se alternan cationes (del metal que perdió electrones) y aniones (del no metal que ganó electrones).

Los compuestos que se forman tienen las siguientes propiedades:

- Forman sales sólidas de alto punto de fusión y ebullición, ya que las atracciones entre iones son muy fuertes.
- Son solubles en agua y en otros solventes que estén formados por moléculas que tengan cargas eléctricas parciales en su estructura.
- No conducen la corriente eléctrica cuando se encuentran en estado sólido, pero sí lo hacen cuando están fundidos o disueltos en agua (ya que en estas condiciones los iones pueden moverse).
- **Enlace metálico.** Las uniones entre átomos de elementos metálicos también forman redes cristalinas tridimensionales, en las cuales se presentan como cationes rodeados de electrones que se mueven libremente alrededor de ellos.
 - Tienen alta conductividad eléctrica, debido a la libertad con que se mueven los electrones a través de toda la red.
 - Son maleables y dúctiles porque los átomos pueden deslizarse unos sobre otros.
 - Las temperaturas de fusión y ebullición son altas, ya que los enlaces son fuertes.
- **Enlaces covalentes.** Se forman entre no metales (elementos muy electronegativos) y constituyen compuestos moleculares. Los plásticos y el azúcar son ejemplos de sustancias que contienen este tipo de uniones.
 - No conducen la corriente eléctrica.
 - Sus puntos de fusión y ebullición dependen de las fuerzas de atracción entre las moléculas.



cristalina de NaCl (cloruro de sodio).



Disposición de los cationes y los electrones en las uniones entre metales.

Para recordar

Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos es mayor o igual a 2, la unión generalmente es iónica; si la diferencia es menor que 2, la sustancia es covalente.

Enlace covalente

Al unirse dos o más no metales se comparten pares de electrones. Cada par de electrones compartido es una **unión covalente simple**, que se puede representar según la fórmula electrónica, o mediante un guión. En este caso se trata de una **fórmula desarrollada**.

| Fórmula molecular | Fórmula electrónica (Lewis) | Fórmula desarrollada |
|-------------------|-----------------------------|---|
| Cl ₂ | | Cl - Cl |
| O ₂ | | O = O |
| N ₂ | | N ≡ N |
| HCl | | H - Cl |
| NH ₃ | | $\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ |
| CH ₄ | | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ |

Observen que el número de guiones que “sale” de cada elemento se corresponde con su valencia.

Para moléculas más complejas pueden utilizarse fórmulas semi-desarrolladas, en las cuales se indican –también mediante guiones– algunas de las uniones presentes. Ejemplos:

| Compuesto | Fórmula semidesarrollada | Unión que indica el guión |
|----------------|---|---------------------------|
| propano | CH ₃ - CH ₂ - CH ₃ | C - C |
| metil amina | CH ₃ - NH ₂ | C - N |
| metanol | CH ₃ - OH | C - O |
| ácido etanoico | CH ₃ - COOH | C - C |

Moléculas apolares y polares

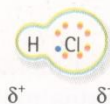
Cuando en una molécula diatómica ambos átomos tienen parecida electronegatividad, los electrones compartidos se ubicarán según una distribución simétrica. En estos casos se dice que la molécula es **no polar** o **apolar**. Como ejemplos de moléculas apolares se pueden mencionar: H₂ (gas hidrógeno), CH₄ (metano) y CH₃-CH₂-CH₃ (propano).

Por el contrario, si uno de los átomos tiene mayor tendencia a atraer los electrones, la distribución de la nube electrónica será asimétrica y estará dirigida hacia el átomo más electronegativo. Se forma así una molécula **polar**, que al tener dos polos también se la llama **dipolo**. El agua, el metanol, la metilamina y el ácido etanoico son moléculas polares.

molécula
no polar



molécula
polar



En el caso de la molécula polar, el cloro no le puede quitar el electrón al hidrógeno, pero al ser más electronegativo atrae al par de electrones de la unión, y queda con una fracción de carga negativa (δ^-), y sobre el hidrógeno una fracción de carga positiva (δ^+).

ACTIVIDADES DE APLICACION

1-Teniendo en cuenta lo propuesto por la Teoría del Octeto de Lewis, responda las siguientes consignas:

a) Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica.

$$n_1= 2 \quad n_2= 7$$

Al combinarse su tendencia será (**Marque o resalte** la respuesta correcta)

Ganar tres electrones Perder dos electrones Perder siete electrones Ganar un electrón

-Teniendo en cuenta su respuesta, la nueva configuración electrónica ¿a qué **gas noble** tendera parecerse?

(Utilice Tabla periódica)

b) Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica.

$$n_1 =2 \quad n_2 =8 \quad n_1 =3$$

Al combinarse su tendencia será (**Marque o resalte** la respuesta correcta)

Ganar cinco electrones Perder tres electrones Ganar seis electrones Ganar un electrón

-Teniendo en cuenta su respuesta, la nueva configuración electrónica ¿a qué gas noble tendera a parecerse?

c) Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica.

$$n_1= 2 \quad n_2= 8 \quad n_3= 18 \quad n_4= 6$$

Al combinarse su tendencia será (**Marque o resalte** la respuesta correcta)

Ganar tres electrones Perder dos electrones Perder seis electrones Ganar dos electrones

2-REALICE UN CUADRO COMPARATIVO con 3 (tres) características principales entre la unión iónica y covalente (cuadro muestra)

| Características | |
|-----------------|------------|
| Iónicas | Covalentes |
| | |

BIBLIOGRAFÍA y WEBGRAFIA

- Ciencias Naturales 8- Santillana.
- Ciencias Naturales 9- Santillana.
- Ciencias Naturales. Química 8- Editorial A-Z
- Ciencias Naturales. Química 9- Editorial A-Z
- QuimCom. Química en la comunidad. American Chemical Society.
- Mautino, José. Química 4. Editorial Stella.
- <https://youtu.be/X09tFwCCssY>
- <https://youtu.be/IV5-GmnUI20>
- <https://youtu.be/za-nxN1QCrk>
- <https://www.youtube.com/watch?v=4MMvumKmq4>
- <https://youtu.be/sZcjPDFXAYl>
- https://youtu.be/3DL_XQ38UI0
- <https://youtu.be/cLBmHTgUye0>
- <https://youtu.be/za-nxN1QCrk>
- <https://youtu.be/FqZ3BSeu1d0>
- https://youtu.be/YJ-XDj_KrHY
- <https://www.educ.ar/recursos/123360/enlace-covalente?coleccion=123024&from=150931>
- <https://quimicayalgomas.com/quimica-general/uniones-quimicas/>