

COLEGIO SANTA ROSA DE LIMA

Cuadernillo de aprendizaje

Química

Curso: 3° Año "A" y "B"

Profesora Gabriela Sierra

NOMBRE Y APELLIDO:

CURSO Y DIVISIÓN:

TELÉFONO:

- 2026 -

Introducción

Este cuadernillo tiene el objetivo de ser usado como libro de texto y de actividades. Deberás acompañarlo con un cuaderno, donde completarás las tareas.

Además, para el desarrollo de este espacio, es necesario que cuentes con la Tabla Periódica de los elementos, que puedes adquirir en cualquier librería y debes llevarla a clase siempre.

Una vez que tengas el cuadernillo, coloca tu nombre para evitar extravíos, intercambios y equivocaciones.

El cuadernillo contiene el desarrollo del programa de Química correspondiente al 3° Año del Ciclo Básico de la Educación Secundaria del Colegio Santa Rosa de Lima, del ciclo lectivo 2025.

El programa es el siguiente:

Unidad N° 1: Química y Materia: La química: objeto de estudio y evolución. El laboratorio y sus normas. Propiedades de la materia. Modelo cinético de partículas. Estados de agregación y cambios de estado.

Unidad N° 2: Sistemas Materiales: Sistemas Materiales: Definición y clasificación. Métodos de separación de fases y de Fraccionamiento. Soluciones. Clasificación de las soluciones. Concentración de las soluciones. Solubilidad. Soluciones ácidas y básicas.

Unidad N° 3: Moléculas, átomos y elementos: Átomos y moléculas. Elementos químicos. Moléculas simples y compuestas. Tabla periódica moderna. Clasificación de los elementos. Periodos y grupos.

Unidad N° 4: Estructura de la materia: Evolución histórica del átomo. Modelos atómicos. Partículas subatómicas. Número atómico y número másico. Isótopos. Distribución electrónica en niveles. Relación entre modelo de Bohr y tabla.

Unidad N° 5: Reacciones químicas: Cambios químicos: Reacciones químicas. Ecuaciones. Ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier). Reacciones de Combinación, descomposición y sustitución. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Velocidad de reacción. Factores que afectan la velocidad de reacción.

En algunas páginas encontrarás una imagen que se ha vuelto muy popular... un código QR. Al escanearlo podrás ingresar a sitios web o videos que ayudarán en el desarrollo de las actividades propuestas y/o ampliarán tus conocimientos.

Para las evaluaciones escritas deberás disponer de hojas en buenas condiciones que deberás traer desde casa, no se puede usar corrector ni lápiz negro, salvo que el docente lo permita. Las pruebas y prácticos, deberán estar pegadas en el cuaderno.

Se evaluará la participación activa y el cumplimiento con diferentes instrumentos, dentro de los cuales está el control del cuaderno y de los elementos necesarios, tabla periódica, por ejemplo.

Para el aprendizaje de la Química, como ciencia natural, es necesaria la realización de actividades de observación y experimentación llamados prácticos de laboratorio. Es conveniente que estas actividades se efectúen en un local apropiado, con todas las instalaciones y servicios necesarios (Luz, agua, gas, desagües), convenientemente amueblado y dotado con los aparatos, instrumentos, drogas y reactivos requeridos, al que suele denominarse laboratorio.

Los prácticos de laboratorio no son una actividad de recreación, sino una forma diferente de aprender más interesante y efectiva. Es necesario que todos comprendan que la participación activa en el experimento facilita la comprensión de un determinado tema y, por lo tanto, adopten un comportamiento acorde con esta finalidad.

Como actividad de aprendizaje, los prácticos de laboratorio son evaluables, y para ello se tienen en cuenta los conocimientos previos necesarios, el cumplimiento y respeto por las normas de seguridad, las observaciones y conclusiones derivadas de las experiencias, el cuidado del material y de las instalaciones del laboratorio escolar y el trabajo de laboratorio (manejo de material y técnicas).

Los conocimientos previos serán evaluados mediante un control prelaboratorio, que consistirá en un cuestionario corto e individual previo a la realización de la práctica. Para la evaluación de las observaciones, conclusiones y trabajo en laboratorio se solicitará la confección de un informe de laboratorio, con pautas preestablecidas, que deberá ser presentado, en forma grupal, al término del práctico.

Esta página tiene carácter de contrato pedagógico que deben conocer alumnos y padres, por lo tanto, muéstralo a tus padres y que firmen al pie:

Firma y aclaración del padre y/o madre:



Ahora, comencemos a trabajar...

La química, una ciencia natural

Quizás en la etiqueta de algún alimento hayas visto la leyenda sin agregado de químicos o sin química. ¿A qué se refiere esta expresión? Evidentemente, transmite la idea de que ese alimento está libre de sustancias que hacen mal a la salud. Sin embargo, esa expresión es incorrecta. ¿Por qué? Consideremos un alimento conocido y consumido por todos: el pan. Por empezar, el pan está hecho de harina de trigo que contiene, a su vez, hidratos de carbono, proteínas, vitaminas, sal, agua, etc. Todos estos últimos son compuestos químicos. Los alimentos y todo lo que nos rodea, incluso nosotros mismos estamos "hechos" de "químicos", es decir, de sustancias.

Por otro lado, para hacer el pan, el panadero tuvo que mezclar los ingredientes y realizar una serie de procedimientos que concluyeron con la transformación de harina y otros ingredientes en pan. ¿Y qué son esas transformaciones? Muchas de ellas no son ni más ni menos que transformaciones químicas. Sí, el panadero, quizá sin saberlo, produjo reacciones químicas en su cocina.

En definitiva, "sin químicos" es una expresión mal empleada, así como decir "no tomo remedios porque contienen mucha química". La química no es algo que se le agrega a las cosas sino una ciencia que está presente en nuestra vida cotidiana: en los alimentos, en los cosméticos, en los productos de limpieza, en los materiales de construcción, en las fibras de los tejidos, etcétera.

La química "nos acompaña" en muchas de las actividades que realizamos en forma habitual: cuando nos lavamos los dientes, al preparar una comida, al comerla, al encender un fósforo o el motor de un automóvil. Incluso cuando dormimos, ocurren dentro de nuestro cuerpo las transformaciones químicas que nos permiten vivir.

Ahora bien, en los medios de comunicación suelen aparecer noticias relacionadas con sustancias que produjeron daños ambientales, como un derrame de petróleo en el mar o el escape de un gas tóxico. Es verdad que existen sustancias que pueden ser nocivas para nuestra salud y para el ambiente en que vivimos, pero también es cierto que hay muchos otros productos químicos que, a lo largo de los años, mejoraron nuestra calidad de vida. Alimentos, jabones, detergentes, fibras sintéticas, cremas dentales, tintas, plásticos, gomas, cosméticos, bebidas... Y muchos más: películas fotográficas, materiales de construcción, vidrio, medicamentos, papeles, etc., etc. Todos productos obtenidos mediante procesos químicos.



Las industrias requieren análisis químicos para algunos controles de calidad



Ciencias Naturales = Ciencias Experimentales

Los conocimientos y los conceptos que constituyen las Ciencias Naturales se obtienen como resultado de un proceso de investigación ordenado y siguiendo planes cuidadosamente elaborados, que pueden resumirse de la siguiente forma:

La curiosidad lleva a una atenta **observación** de los hechos y fenómenos que suceden en el mundo que nos rodea.

Como consecuencia de este proceso se generan dudas y preguntas que llevan al **planteamiento de un problema**.

Con todo lo que sabe y averigua sobre el tema, el observador da una respuesta probable al problema planteado, es decir, formula una **hipótesis**.

Esta hipótesis es una suposición y por lo tanto es necesario comprobar si es correcta o no, para lo cual se realiza la **experimentación**.

El experimento que se realiza arroja resultados que llevan al **análisis** y a la **interpretación de los datos obtenidos**.

De este modo, se elaboran las **conclusiones** correspondientes a la investigación realizada.

Esta forma de investigar se denomina **MÉTODO EXPERIMENTAL** o **CIENTÍFICO** y con él se obtienen la mayor parte de los conocimientos que forman las **Ciencias Naturales**.

Por lo tanto, se puede establecer que:

Las CIENCIAS NATURALES son ciencias experimentales.

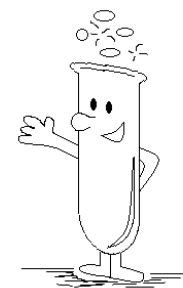


Visita al laboratorio...

1. Elementos de laboratorio

En el laboratorio se utilizan elementos que se clasifican de acuerdo al material que están contruidos: material de vidrio, hierro, porcelana, madera, plástico, goma, entre otros.

Uno de los grupos más delicados es el de vidrio, por ser frágil y quebradizo. Estos elementos se dividen en calibrados y no calibrados. Los primeros, sirven para medir líquidos y, por tanto, no pueden ser calentados. Los no calibrados, si pueden calentarse y tienen diversos usos.




Los elementos de hierro, en realidad son de distintos metales y suelen utilizarse para soporte o calentamiento.

La porcelana es más resistente a la acción del calor que el vidrio, por tanto, se usa para altas temperaturas.

Los materiales de plástico, madera y otros, suelen usarse para aislar del calor y/o la electricidad, para tapones, mangueras, etc. También el plástico, ha reemplazado el vidrio en algunos elementos de uso escolar, para evitar roturas y cortes.

Actividad 1. Realiza una visita al laboratorio escolar, copia y completa, en tu cuaderno, un cuadro como el que sigue:

Se ha completado una línea como ejemplo.

Nombre	Dibujo o figura	Clasificación	Descripción
Tubo de ensayo		Material de vidrio no calibrado.	Se utiliza para realizar ensayos en pequeñas cantidades. Puede calentarse.

Utiliza las imágenes de las páginas recortables del final del cuadernillo.

2. Símbolos o pictogramas de seguridad

Actividad 2. Ingresas al siguiente link y averigua qué significan estos símbolos (pictogramas) encontrados en los frascos en un laboratorio:



PICTOGRAMAS DE SEGURIDAD



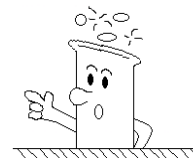
<https://youtu.be/yufEs67Q4mQ?si=qmdXcQb3zs8-MJp7>

Utiliza las imágenes recortables del final y completa la tarea en el cuaderno. Indica el peligro y las precauciones.

Actividad 3. Busca envases que contengan algunos de estos pictogramas y otros que no los contengan pero que deberían tener. Si es posible pega las etiquetas y/o dibuja o anota en el cuaderno.

3. Normas de seguridad en el laboratorio

Como en toda comunidad existen reglas de convivencia. También en el laboratorio, se deben respetar algunas normas, que a continuación se detallan:



1. Lee atentamente los pasos de procedimiento y la lista de los materiales antes de comenzar el trabajo.
2. Debes tener a mano un cuaderno para anotar todas las dudas y observaciones que surjan de la experiencia.
3. Realiza sólo las experiencias que el profe te indique.
4. No pruebes nunca las sustancias desconocidas: ¡PUEDE SER VENENOSA! No debes ingerir ningún alimento en el laboratorio.
5. Si en algún momento cae ácido u otra sustancia cáustica sobre tu ropa o tu piel, lava inmediatamente con abundante agua.
6. Al término de cada experiencia lava todo el material y limpia las mesas de trabajo.
7. Para proteger tu ropa debes usar un guardapolvo o una bata de laboratorio. Recuerda, que el aspecto de la bata después de cierto tiempo es una muestra de tu habilidad de trabajo.
8. Debes trabajar siempre con el cabello recogido y no usar collares, pulseras, anillos, etc.
9. Recuerda siempre colocar el rótulo con el nombre a todos los frascos que utilices con sustancias.
10. Al calentar un recipiente abierto debes orientar la boca del mismo hacia donde no hay nadie.
11. Al oler sustancias lleva los vapores hacia la nariz con la mano, no directamente.
12. Al pasar un líquido de un recipiente a otro, ayúdate con una varilla de vidrio para dirigir el chorro.
13. Si debes introducir en un tubo de ensayo algún trozo de metal o cualquier otro objeto, conviene hacerlo resbalar por las paredes del tubo inclinado y de esta manera amortiguar el impacto.
14. Al utilizar un líquido inflamable, como el alcohol, hay que tener cuidado de que no haya cerca ninguna llama.

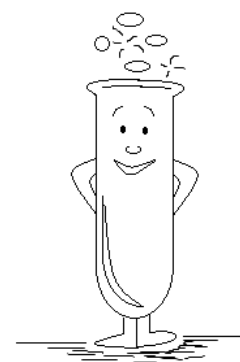
Estas son sólo algunas de las reglas del laboratorio, a medida que transcurra el año, iremos aprendiendo más.

Actividad 4. Observa el siguiente dibujo: ¿Cuáles son las normas que se están incumpliendo en este laboratorio? Numera en la imagen y en tu cuaderno coloca las referencias.



4. Informe de laboratorio

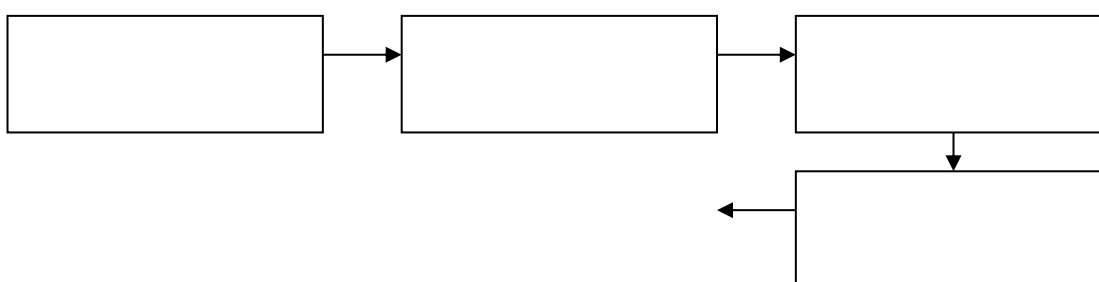
Cuando se realiza una experiencia de laboratorio, la elaboración del informe resulta tan importante como la experiencia misma. Éste permite que cualquier persona que lo lea sepa con exactitud en qué condiciones se realizó la experiencia y a qué conclusiones se llegó. Finalmente, si alguien quiere reproducir la experiencia, el informe es el único documento con el que podrá contar para hacerlo.



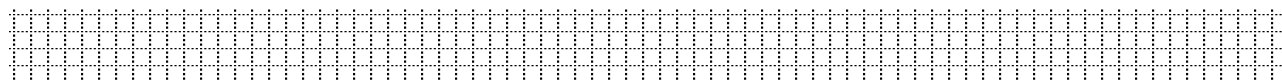
¿Cómo se hace un informe de laboratorio?

Un informe de laboratorio puede realizarse de diversas maneras, pero elegiremos una para que todos podamos contar con un modelo estandarizado. Aunque existan variaciones, básicamente un informe deberá contar con: *título, objetivo, materiales, procedimiento, observaciones, datos obtenidos y conclusiones.*

- ⇒ **Título:** se debe escribir el tema sobre el que trata la experiencia.
- ⇒ **Objetivo:** en este lugar se coloca a qué se pretende llegar con la experiencia, el para qué de la experiencia.
- ⇒ **Materiales y reactivos:** en el se realiza un listado de todos lo materiales que se van a usar (acompañados por su dibujo), especificando la cantidad de cada uno; y todos los productos químicos que se usarán.
- ⇒ **Procedimiento:** se enumeran todos los pasos necesarios para realizar la experiencia. Esto debe realizarse en diagramas de bloques, colocando una acción en cada bloque.



- ⇒ **Observaciones/Registro de resultados:** se anotan aquí todos los cambios que se vayan sucediendo durante la experiencia, ya sea en tablas, gráficos, esquemas, dibujos o simplemente redactando las observaciones. En este apartado también deberán figurar las precauciones a tener en cuenta para el desarrollo de la experiencia.
- ⇒ **Conclusiones:** en este apartado se coloca el análisis de los resultados obtenidos.



Materia

Materia proviene del latín mater, que significa madre. La **materia** es el constituyente de todo el universo. Todo aquello que tiene **masa** y, en consecuencia, puede ser pesado en una balanza, es materia. Para referirnos a los tipos de materia distinguimos **materiales**. El aire, la madera, el acero, el polietileno y las proteínas de nuestras células son algunos ejemplos. Las porciones definidas de materiales, como un clavo o un jabón, son **cuerpos**.

Propiedades de la materia

Propiedades extensivas de la materia

Los materiales tienen propiedades extensivas e intensivas, las propiedades extensivas dependen de la cantidad de materia que se está analizando o con la que se está trabajando. Esto se refiere, por ejemplo, al volumen, al peso o a cada una de las dimensiones del cuerpo: el largo, el ancho o el diámetro.

Las propiedades extensivas de un material no nos permiten saber, qué material es, pero nos ayudan a determinar su forma, el tamaño, el espacio que ocupa o el peso que tiene.

Para analizar las propiedades extensivas de los materiales se han desarrollado diferentes instrumentos, que podemos encontrar en los laboratorios, en las industrias, en los comercios y en nuestra vida cotidiana.

Las propiedades intensivas de la materia

¿Cómo sabemos que un vaso con un líquido transparente contiene agua y no alcohol? Para poder determinar que un material es uno y no otro es necesario evaluar sus propiedades, que son sus características.

Algunas propiedades son sencillas de evaluar a través de los sentidos y se denominan **caracteres organolépticos**. Estas son el olor, el sabor, el color y el estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso).

Así, las propiedades de la sal de mesa son: estado de agregación sólido, color blanco, inodora y sabor característico. Para determinar el estado de agregación de un material, se considera su estado a 20 °C.

Estos caracteres son **propiedades intensivas** de la materia, absolutamente independientes de la cantidad de sustancia que se analiza; sólo dependen y son propias del tipo de material.

Saber la propiedad, intensiva de un material permite reconocerlo, identificarlo, saber qué es; no cuánto hay.

Muchas veces, cuando entramos a nuestras casas y se está preparando algo en la cocina, lo reconocemos por el aroma que despiden; así, antes de entrar, sabemos qué vamos a comer. Constantemente utilizamos nuestros sentidos para reconocer los materiales que nos rodean.

El color de los materiales nos permite saber, por ejemplo, si una porción de manzana fue cortada recién o hace tiempo. Por el olor que despiden una masa cruda de tarta sabemos si es fresca o si está llegando al límite de tiempo para su uso. Tocamos un polvo blanco que está en un frasco de la cocina para saber si es sal o harina. Probamos la salsa que estamos cocinando para diferenciar si colocamos sal o azúcar en ella.

De todas maneras, estos ejemplos limitan las posibilidades de análisis, ya que sería muy peligroso distinguir líquidos que desconocemos a través del gusto o el olfato.

Como los sentidos nos pueden engañar, los científicos determinan otras propiedades para asegurar con precisión de qué material se trata. Estas propiedades se denominan **constantes físicas** y se miden con instrumentos como termómetros, balanzas, densímetros, etc. Algunas de estas propiedades son: conductividad eléctrica, solubilidad, densidad, plasticidad, temperatura de fusión y ebullición, etc.

Puedes acompañar el texto con el siguiente video:



<https://youtu.be/6Px2xVKfsGc>



¿Cuál de estos vasos contendrá agua y cuál alcohol?



Preguntas y actividades

Responde en tu cuaderno:

- ¿Cómo se clasifican las propiedades de los materiales? Realiza un cuadro sinóptico.
- ¿A qué se llama propiedades extensivas?
- ¿Cuáles son las propiedades intensivas?
- ¿A qué se llama caracteres organolépticos?
- ¿Las propiedades intensivas pueden por sí solas identificar un material?

Actividades:

- Lee atentamente el listado de propiedades. Señala con una E las que son extensivas y con una I las intensivas

- | | |
|------------------------|---------------|
| a) Volumen | e) Peso |
| b) Densidad | f) Color |
| c) Calor específico. | g) Superficie |
| d) Punto de ebullición | |

- Indica cuáles de las siguientes propiedades indicadas en un envase de yogur son intensivas y cuales extensivas:

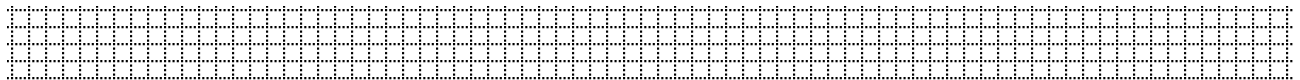
- Contenido: 150 cm^3
- Blanco
- Opaco
- Densidad: $1,56 \text{ g/cm}^3$



- Coloca V o F según consideres verdaderas o falsas las oraciones siguientes y justifica:

- El valor de la densidad depende de la cantidad de materia que se está analizando.
- Las propiedades intensivas permiten definir a los materiales.
- Las propiedades intensivas pueden ser los caracteres organolépticos y las propiedades físicas.
- El sabor de la manteca es una propiedad extensiva.

- Averigüen tres propiedades intensivas de la arena e indiquen cuál corresponde a un carácter organoléptico y cuál a una propiedad física.



Los estados de agregación y el modelo de partículas

El hielo, el agua líquida y el vapor de agua tienen la misma composición. Sin embargo, sus propiedades son muy diferentes, debido a que se encuentran en diferentes **estados de agregación**. Para explicar las características de estos estados y los cambios de un estado a otro, los científicos han elaborado un modelo: el **modelo de partículas**.



Actividades

Observa atentamente el video, anota lo que creas conveniente y realiza las actividades:



<https://www.youtube.com/watch?v=NGVbvm2-18U>

1. Enuncia los postulados del modelo de partículas.
2. Dibuja cómo se verían las partículas en cada estado.
3. Describe cada uno de los estados de la materia presentes en el video.

Un modelo es una representación simplificada de una parte de la realidad, en la cual se ponen de manifiesto ciertos datos y se omiten otros. Esa representación puede ser un gráfico, un mapa, una maqueta o, incluso, un conjunto de ideas y conceptos.

¡Recuerda! El modelo no describe cómo son realmente las partículas, sólo representa la manera en que los científicos creen que se distribuyen dentro del espacio que ocupa determinado material.

Estados de agregación de la materia.

Como hemos visto, la materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio, y está formada, como sabemos, por partículas muy pequeñas.

La intensidad de las fuerzas de cohesión entre las partículas que constituyen la materia determina su estado de agregación.

Ya hemos trabajado en los tres estados (o formas de agregación) más comunes de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Sin embargo, existe un cuarto estado denominado plasma y un quinto estado, el Condensado de Bose-Einstein.



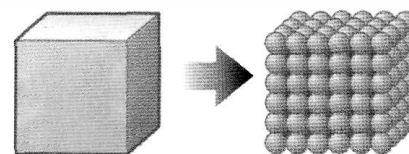
El estado sólido



Los sólidos se caracterizan, por tener una forma y un volumen propios. Por ejemplo, si se vierte el agua líquida contenida en un vaso en una cubetera, conservará el mismo volumen, pero adoptará, en cambio, la forma de la cubetera. Si, en cambio, se retira un cubito de hielo de una cubetera y se lo coloca en un vaso, el cubito conservará tanto la forma como el volumen (obviamente, hasta que comience a descongelarse y se vuelva líquido). Por lo tanto, pese a estar ambos compuestos por agua, el cubito de hielo es un sólido, mientras que el agua líquida no lo es.

A nivel submicroscópico, es decir, que no puede ser visualizado ni siquiera con un microscopio, la característica de los sólidos es el estricto orden de las partículas en el espacio y la ausencia casi total de movimiento: las partículas solamente vibran en sus lugares. Este orden rígido se debe a que entre las partículas que componen a los sólidos, la fuerza de atracción es muy grande y la de repulsión es muy pequeña. Las características observables que definen a los sólidos (volumen y forma propios) dependen de las características submicroscópicas: la forma del sólido es una consecuencia del ordenamiento rígido de las partículas y su volumen es el espacio que ocupan las partículas así ordenadas.

La clase de partículas que componen un sólido y la manera en que esas partículas se disponen en el espacio determinan la intensidad de las fuerzas de atracción entre ellas y la dureza de la sustancia. Así, hay sólidos que pueden rayarse con la uña, como la tiza, y otros que poseen una dureza mucho mayor, como el hierro.

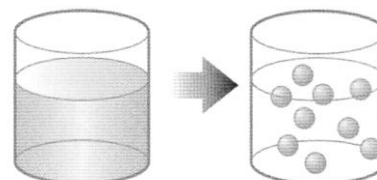


Partículas de un material en estado sólido

El estado líquido

Los líquidos, a diferencia de los sólidos, no poseen forma propia pero sí conservan su volumen. Esto significa que, si se colocan en un vaso, por ejemplo, 100 cm³ de un líquido, al trasvasarlo a un jarro de 1.000 cm³ de capacidad, el líquido ocupará igualmente 100 cm³.

De acuerdo con el modelo de partículas, las fuerzas de atracción y de repulsión de los líquidos están igualadas. Si bien las partículas pueden moverse unas con respecto a las otras, no lo hacen de forma totalmente independiente: por un lado, una partícula puede cambiar de posición con respecto a las demás y así los líquidos se acomodan a la forma del recipiente, pero, por el otro, no puede alejarse de ellas, por lo que los líquidos conservan su volumen.



Partículas de un material en estado líquido

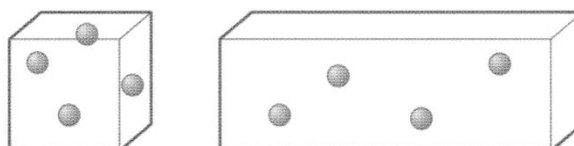
El estado gaseoso

Los gases no poseen forma ni volumen propios: su forma se adapta a la del recipiente que los contiene y ocupan todo el espacio disponible en él.

De acuerdo con el modelo de partículas, en el estado gaseoso existe el máximo desorden. En los gases las partículas están en constante movimiento, totalmente independientes unas de las otras. Esto implica que hay enormes espacios vacíos entre ellas.

Por ejemplo, si se encierra una cantidad cualquiera de partículas de gas en un recipiente cerrado de 100 cm³, el gas ocupará 100 cm³. Si, en cambio, se encierra esa misma cantidad de gas en un recipiente cerrado de 300 cm³, el gas ocupará 300 cm³. En el segundo caso, los espacios entre las partículas serán aún mayores.

Al aumentar la capacidad del recipiente, aumenta también el volumen del gas y los espacios vacíos entre las partículas. La cantidad de partículas, sin embargo, permanece estable.



Partículas de un material en estado gaseoso



Actividades...

1. ¿Cuál es la diferencia, respecto a la forma y el volumen, entre sólidos, líquidos y gases?
2. ¿Cómo es la fuerza de atracción entre partículas de un sólido?
3. ¿Por qué los líquidos se adaptan a la forma del recipiente que los contiene?
4. ¿Cómo es la fuerza de repulsión entre las partículas de los gases?
5. Realiza un cuadro comparativo sobre los tres estados de la materia y sus características, ten en cuenta: volumen, forma, compresibilidad, movimiento, fuerza de atracción y repulsión entre sus moléculas.
6. Lectura comprensiva:
 - a) Realiza la lectura colectiva del texto y analicen el título y el paratexto.
 - b) Realiza una lectura individual reconociendo las ideas principales de cada párrafo.
 - c) Titula cada párrafo.
 - d) Responde las preguntas que hay debajo del texto.

El estado de plasma

Ante la pregunta ¿cuáles son los estados de la materia? la respuesta habitual es sólida, líquida y gaseosa. Sin embargo, existe un cuarto estado denominado **plasma** que, posiblemente, constituya hasta un 99 % del total de la materia que existe en el Universo. Esto se debe a que las estrellas están compuestas principalmente por materiales en estado de plasma. El estado de plasma se suele definir como materia gaseosa fuertemente ionizada –por un proceso de formación de iones–, que presenta igual cantidad de cargas libres positivas (protones) y negativas (electrones). En otras palabras, los electrones están separados de los iones positivos (generalmente formados por protones o núcleos atómicos).

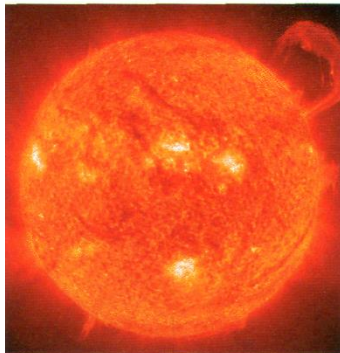
El estado de la materia en que se encuentran las estrellas es el plasma. El Sol, la estrella alrededor de la cual giran los planetas, como la Tierra y otros astros (lunas, planetas enanos, asteroides y cometas) que forman parte del Sistema Solar, es un plasma gigantesco compuesto principalmente por átomos de helio e hidrógeno que han perdido en forma parcial o total sus electrones a partir de las elevadísimas temperaturas que se generan. Además, posee también cantidades mucho menores de elementos más pesados que el hidrógeno y el helio, como el carbono y el oxígeno, que también se encuentran en este estado.

La obtención del plasma, sin embargo, no requiere en todos los casos elevadísimas temperaturas. Si se prende un fósforo o una vela

y se observa con detenimiento la llama, se ve una parte anaranjada que surge como producto de la disociación e ionización de las moléculas de aire. La materia de esta zona anaranjada constituye un plasma de baja densidad y temperatura.

Más allá de que el estado de plasma no es una novedad para la ciencia, la palabra “plasma” tiene un uso cotidiano masivo relativamente reciente. Este deviene de la aparición de las pantallas de plasma de los monitores de las PC y los televisores. En su interior se encuentran gases inertes (neón y xenón) en forma de plasma que interactúan con haces de luz ultravioleta y reaccionan con el fósforo de cada subpixel de la pantalla con el fin de producir luz coloreada (de los tres colores básicos de los monitores: rojo, verde y azul).

Los tubos fluorescentes que generalmente se usan para iluminar las aulas de las escuelas, los carteles luminosos que adornan y promocionan comercios de todo tipo, y la luz de alumbrado público, contienen una proporción muy pequeña de vapor de mercurio y argón (un gas inerte). Por ejemplo, cuando se enciende un tubo fluorescente, el argón se ioniza, pierde electrones y se forma un plasma que excita a los átomos de mercurio, que entonces emiten luz visible y ultravioleta. En el interior del tubo se encuentra un revestimiento cuya función es filtrar la luz ultravioleta, que puede ser altamente nociva; de esta manera, solo llega hasta nosotros la radiación visible.



Tanto las estrellas como en el interior de los carteles luminosos de neón se encuentran materiales en estado de plasma

- 1] ¿Qué es el estado de plasma? ¿Cuál es su principal característica?
- 2] ¿Cuáles son los estados en que se puede hallar la materia en la naturaleza?
- 3] ¿Cuáles son los gases inertes mencionados y qué función cumplen en la formación del plasma?
- 4] Seleccionen tres ejemplos de la vida cotidiana en que el plasma se encuentre presente.
- 5] También se mencionó el quinto estado de la materia: el condensado de Bose-Einstein. Averigua en qué consiste dicho estado.

Los cambios de estado

El hielo se encuentra en estado sólido, pero puede descongelarse y transformarse en agua líquida. El agua líquida, por su parte, puede congelarse y formar hielo, o evaporarse y transformarse en vapor de agua. Todos estos cambios se denominan **cambios de estado**, es decir, son cambios físicos en los que la materia pasa de un estado al otro y pueden ser explicados mediante el modelo de partículas.

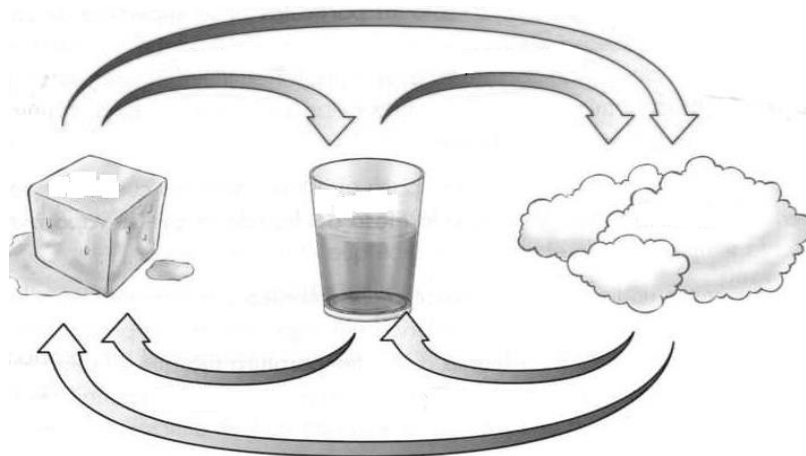
Actividades...

Observa el siguiente video, toma nota de todo lo referido a los cambios de estado que menciona:

<https://youtu.be/x2nKoFYolj8>



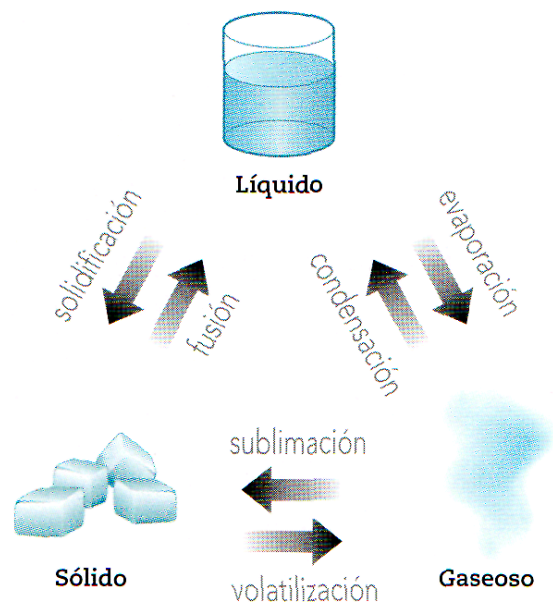
1. Completa el esquema con los nombres de los cambios de estado nombrados en el video:



2. Colorea con rojo las flechas que indican un aumento de temperatura y, con azul, las que indican disminución de temperatura.
3. Investiga el nombre de los dos cambios de estados no mencionados en el video.

Los cambios de estado, uno a uno...

Mientras se produce el cambio de estado, coexisten ambos estados y la temperatura de la sustancia permanece constante. Una vez que toda la sustancia ha cambiado de estado, cambia también la temperatura.



La fusión

El cambio del estado sólido al líquido se denomina fusión. Puesto que los sólidos presentan un orden estricto entre las partículas, para transformar un sólido en un líquido es necesario romper ese orden mediante la entrega de energía al sistema. Al recibir calor del medio, la fuerza de atracción entre las partículas se debilita y tiende a igualarse con la fuerza de repulsión, lo que hace que las partículas se desordenen.

La temperatura a la que ocurre el cambio del estado sólido al líquido, denominada punto de fusión, es diferente para cada sustancia. En el caso del agua, por ejemplo, esta temperatura es de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$; y para el hierro, de $1.535\text{ }^{\circ}\text{C}$.

La solidificación

El cambio que experimenta una sustancia al pasar del estado líquido al estado sólido se denomina solidificación. A diferencia de la fusión, para que un líquido solidifique es preciso quitarle energía, es decir, enfriarlo. Cuando una sustancia cede calor al medio, las partículas, desordenadas en el estado líquido, comienzan a ordenarse.

La temperatura a la que ocurre el cambio del estado líquido al estado sólido, denominada punto de solidificación es, al igual que el punto de fusión, diferente para cada sustancia. Sin embargo, los puntos de fusión y de solidificación de una sustancia tienen el mismo valor ya que, a esa temperatura, coexisten ambos estados. Por ejemplo, a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (y a presión normal de una atmósfera, como al nivel del mar) el agua pura puede presentarse en parte en estado sólido y en parte en estado líquido.

La condensación y la licuación

El paso de una sustancia del estado gaseoso al líquido puede darse de dos formas. La primera ocurre cuando las partículas de una sustancia en estado de vapor son enfriadas. A este pasaje natural por enfriamiento se lo denomina **condensación**.

El segundo caso ocurre cuando, en condiciones de laboratorio, las partículas de una sustancia gaseosa se enfrían hasta temperaturas muy bajas y luego se las comprime aplicándoles una presión muy alta. A este pasaje de gas a líquido por enfriamiento y compresión se lo denomina **licuación**.

La vaporización

El paso de un material del estado líquido al gaseoso se denomina vaporización. Hay dos tipos de vaporización: la ebullición y la evaporación.

En el proceso de **ebullición** el líquido hierve. Como el estado gaseoso es aquel en el que existe el máximo desorden, en el caso de la ebullición, el paso del estado líquido al gaseoso consiste en entregar calor al sistema de manera tal que la fuerza de atracción entre las partículas (ya débil en los líquidos) se debilite aún más. La vaporización del líquido comienza por las partículas más cercanas a la fuente de calor. Entonces, cuando hervimos agua, se forman burbujas -vapor de agua- que ascienden a la superficie y escapan del líquido.

La temperatura a la que ocurre la ebullición, denominada **punto de ebullición**, es diferente para cada sustancia. Esta temperatura depende no sólo de la sustancia, sino también de la presión atmosférica. Cuanto más alta es la presión, el líquido hierve a mayor temperatura. Para el agua, a presión normal, el proceso de ebullición ocurre a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

A diferencia de la ebullición, el proceso de **evaporación** ocurre a temperatura ambiente y solo en la superficie del líquido.



Cuando se cuelga ropa mojada, al cabo de un tiempo se la encuentra seca: se ha evaporado. Puesto que el proceso de evaporación es superficial, la ropa se seca más rápido si se cuelga extendida, ya que la superficie de contacto con el aire es mayor.

La sublimación o volatilización

El cambio que experimenta una sustancia al pasar del estado sólido al estado gaseoso se denomina volatilización. Algunos autores, lo llamas sublimación progresiva.

Ciertas sustancias sólidas, como la naftalina, al recibir energía del medio, pasan del estado sólido al gaseoso sin intermedio del estado líquido, ya que sus partículas se desordenan. Un claro ejemplo de volatilización es el del hielo seco de los heladeros. El hielo seco es dióxido de carbono solidificado a muy bajas temperaturas y que, al ganar calor del ambiente, pasa directamente al estado gaseoso.



A diferencia del hielo, el hielo seco se volatiliza, es decir, cambia del estado sólido al gaseoso directamente sin pasar por el estado líquido.

La sublimación inversa

La naftalina, por ejemplo, si disminuye la temperatura, puede también seguir el proceso inverso y formar diminutos cristales en la trama de la ropa. Esto ocurre porque al descender la temperatura, la movilidad de las partículas es cada vez menor. A este pasaje del estado gaseoso al estado sólido, sin pasar por el estado líquido, se lo denomina sublimación o sublimación inversa.



Momento de un laboratorio virtual

Visita la siguiente página e interactúa con la simulación:

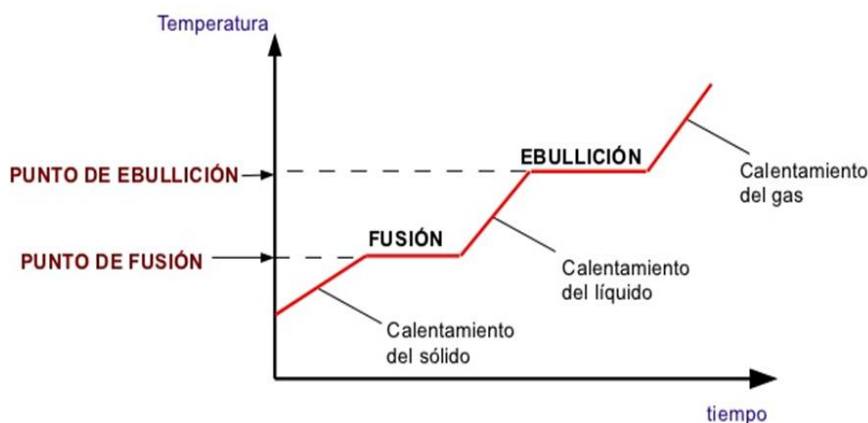
https://phet.colorado.edu/sims/html/states-of-matter/latest/states-of-matter_es.html



Punto de fusión y punto de ebullición.

Algo muy importante que debemos recordar es que, mientras ocurre un cambio de estado, la temperatura del sistema no cambia. ¿Y esto qué significa? Que en ese momento las fuerzas de atracción entre las partículas se equilibran con la energía cinética que tiende a separarlas. Entonces, la temperatura permanece constante y coexisten los dos estados de la materia involucrados. Por ejemplo, mientras se derrite un cubito o mientras este se forma, habrá hielo y agua líquida al mismo tiempo, y la temperatura del agua en ese momento, su **punto de fusión (PF)** será de 0 °C (en el nivel del mar). Cuando el agua líquida hierve o cuando el vapor de agua se condensa, el líquido y el vapor coexisten mientras la temperatura permanece constante. Ese valor de temperatura se llama **punto de ebullición (PE)** del agua y es de 100 °C (en el nivel del mar). Cada sustancia tiene un punto de fusión y un punto de ebullición determinados, es por eso que son propiedades intensivas.

Si representamos gráficamente la temperatura en función del tiempo de una sustancia que sufre un cambio de estado, en el momento mismo del cambio veremos que se produce una meseta en el gráfico debido a que la temperatura se mantiene constante durante todo el proceso.



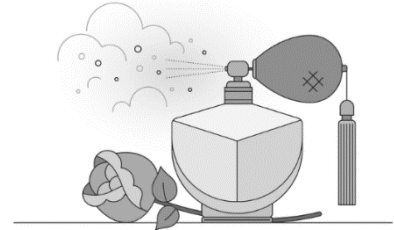


Analicemos situaciones cotidianas...

1. La colonia es un líquido que contiene fragancia. Al abrir un frasco de colonia lo olemos, incluso sin necesidad de acercar el frasco a la nariz.

a) Marca con una cruz la respuesta que consideres correcta.

- Al abrir el frasco, la fragancia se difunde por el aire hasta que olemos su aroma.
- Al abrir el frasco y aspirar el aire se crea un vacío que es ocupado por la fragancia, llegando así a la nariz.
- El olor de la colonia son micropartículas sólidas que se desprenden del resto del líquido y llega a nuestra nariz.
- Ninguna de las anteriores, creo que ...



b) En este caso, ocurre un cambio de estado, identifica que cambio de estado es e averigua su nombre.

2. Calentamos una olla con agua hasta que comienza a “humear” y aparecen pequeñas burbujas que suben a la superficie. Poco a poco, la cantidad de burbujas va siendo mayor, se hacen más grandes y termina hirviendo a borbotones.

a) Marca con una cruz la respuesta que consideres correcta.

- El “humor” que se forma en la superficie es vapor de agua pero las burbujas están formadas por el aire que contiene el agua.
- El “humor” de la superficie es vapor de agua y las burbujas que se forman en el interior cuando hierve también contiene el mismo gas (el mismo vapor de agua).
- El “humor” de la superficie es vapor de agua pero las burbujas que se forman contienen aire, hidrógeno y oxígeno, en diferente proporción según el valor de la temperatura.
- Ninguna de las anteriores, creo que ...



b) En este caso ocurre un cambio de estado, identifica que cambio de estado es y averigua su nombre.

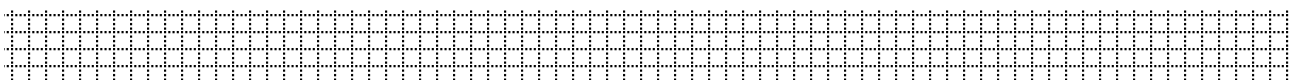
3. Cuando tendemos ropa para que se seque tratamos de hacer que quede lo más extendida posible.

a) Marca con una cruz la respuesta que consideres correcta.

- Esto es porque si queda amontonada el agua no se escurre.
- Se extiende para que el agua se evapore más rápido.
- Si está extendida el agua se escurre más rápido.
- Ninguna de las anteriores, creo que...



b) En este caso ocurre un cambio de estado, identifica que cambio de estado es y averigua su nombre. ¿Qué diferencia hay entre este cambio y el anterior? Averigua.



QUÍMICA EN LA VIDA**El clima y los cambios de estado****Lean el texto:**

El calentamiento actual de la atmósfera, asociado al efecto invernadero, puede producir con el tiempo el derretimiento de los hielos polares en la Antártida y en el Ártico, con las correspondientes alteraciones de temperatura y de clima, inundando las costas de los continentes por la subida del nivel de las aguas de los océanos.

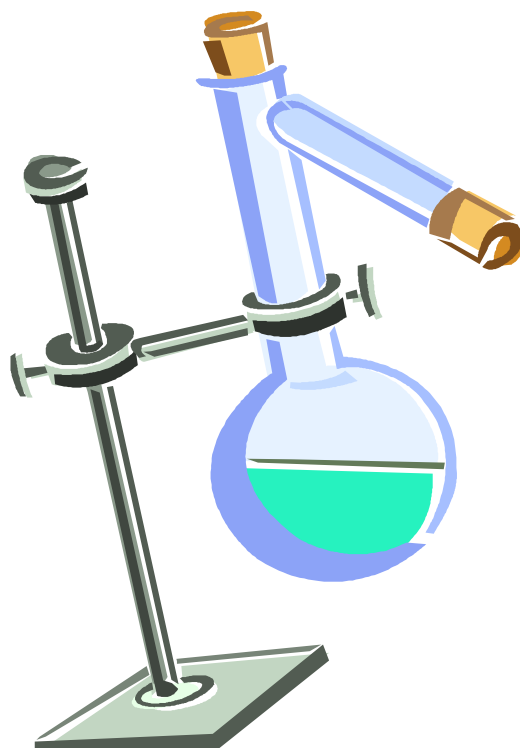
De hecho, según algunos expertos, a menos que se detengan las emisiones industriales de dióxido de carbono, el clima en la Argentina pasará a ser tropical en el próximo siglo.



- a. Investiguen en diarios, revistas de divulgación, enciclopedias o en Internet acerca de las siguientes cuestiones:
- ¿Qué importancia tiene el cambio de estado mencionado en la naturaleza?
 - ¿En qué consiste el efecto invernadero, y cuál es su relación con el clima?
 - ¿Cuáles son las fuentes de emisión de dióxido de carbono en nuestro país?
- b. Reúnan la información hallada, intercámbienlas con la de otros equipos y anoten un resumen en sus cuadernos.
- c. Expliquen, con el mayor detalle posible:
1. ¿Por qué se seca la ropa más rápido en un día soleado que en uno nublado?
 2. ¿Por qué nieva en el sur de nuestro país, y no en San Juan?
 3. ¿De qué cambios de estado del agua depende la lluvia?
 4. ¿Por qué se empaña el vidrio de las ventanillas de los colectivos en invierno?
 5. ¿Cómo es que las bolitas de naftalina que uno pone con la ropa en los armarios con el tiempo "desaparecen"?
- d. Preparen la presentación de la información en el formato sugerido por la profe.

2

Sistemas Materiales



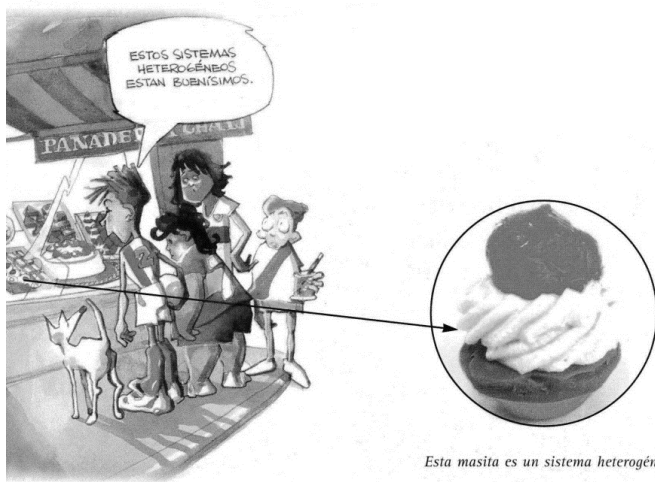
Los sistemas materiales



Comencemos con un video...

Observa el video con atención: <https://youtu.be/Y4BAGrRjW2E>

1. Realiza un cuadro sinóptico de la clasificación de los sistemas materiales.
2. Describe los métodos de separación de fases que se mencionan en el video.



Para analizar la composición de los materiales, los químicos aíslan una porción de estos separándola del conjunto. Esta porción se llama *sistema material* y puede estar compuesta por una o más sustancias.

Podemos decir entonces, que un **sistema material** es una porción limitada de materia que se aísla, real o imaginariamente, para estudiarla.

Por ejemplo, para verificar que el proceso de potabilización en una empresa de agua haya sido el correcto, los químicos tomarán una **muestra** (una pequeña porción del volumen total) y la analizarán. Este sistema material está formado por más de un material, ya que el agua también contiene, entre otros componentes, sales minerales.

El aire que nos rodea es otro ejemplo de un sistema material formado por varios gases, entre los cuales se encuentra tanto el oxígeno como el dióxido de carbono.

Pero estos gases no son los únicos que contiene; sólo un análisis nos permitirá reconocerlos, ya que es imposible diferenciarlos por los sentidos. Además, el aire también tiene como "flotando" partículas sólidas como el hollín.

Sistemas Homogéneos y Heterogéneos

Podemos clasificar los sistemas materiales de acuerdo con su aspecto externo, esto es, considerando cómo se ven a simple vista.

El ejemplo más sencillo de un sistema material es una **sustancia pura**. La plata (Ag), el nitrógeno (N₂), el agua (H₂O), la sal (NaCl) representan ejemplos de sustancias puras; *son sistemas materiales en los cuales todas las moléculas que los constituyen son iguales*. Por lo tanto, *tienen las mismas propiedades intensivas*.

En cambio, todo aquel sistema formado por dos o más sustancias diferentes, se denomina **mezcla**.

Clasificamos los sistemas en **heterogéneos** y **homogéneos**. *En los primeros se pueden distinguir diferentes propiedades de cada una de las distintas partes que los forman*. Por ejemplo, si en un vaso hay agua y arena, se diferencia el agua de la arena, es un **sistema heterogéneo**.

En cambio, *en los sistemas homogéneos no se distinguen las propiedades en ningún punto del sistema, es decir, tiene las mismas propiedades en todos los puntos*. Por ejemplo, si en un vaso hay agua y se tomas muestras de la superficie y del fondo, tienen las mismas propiedades.

Todo **sistema heterogéneo** está formado por dos o más sistemas homogéneos, a cada una de esas porciones se la llama **fase**.

Por ejemplo, el sistema agua/arena tiene dos fases, igual que el sistema agua/aceite; en cambio agua/aceite/arena tiene tres. Si le agregan una pizca de sal y agitan, siguen teniendo tres fases, pues la solución agua/sal forma una sola fase.

También puede distinguirse un tercer tipo de sistema material: **inhomogéneo**. Este último tiene dos o más fases pero, no tiene una *interfase definida y las propiedades en el sistema varían en forma gradual*. Un ejemplo de sistema inhomogéneo lo constituye la atmósfera.



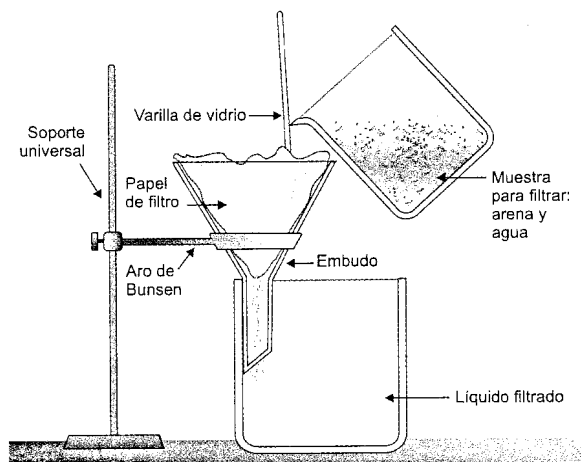
En cambio, si ponen agua y azúcar o agua y vinagre de alcohol, no se podrán distinguir los diferentes componentes en cada punto del sistema, ni siquiera utilizando un potente microscopio. Se trata entonces de un **sistema homogéneo**. Los *sistemas homogéneos tienen una sola fase*. Puede ser una **sustancia pura** o una **solución** (dos o más sustancias puras).

Métodos separativos

Para separar las fases de un sistema heterogéneo se utilizan métodos físicos y mecánicos llamados **métodos separativos o de separación de fases**.

Una de las formas de separar un sistema heterogéneo, en el cual una de las sustancias es líquida y la otra sólida, es la **filtración**. Cuando hacemos té de hojas debemos filtrar el líquido con un colador antes de beberlo. Así se separan los sólidos (restos de hojitas de té) del líquido, la infusión.

Este procedimiento no nos resulta útil cuando los materiales que queremos filtrar son más pequeños que las perforaciones del colador. En estos casos es necesario utilizar un *papel de filtro*. El papel de filtro se debe colocar sobre la parte cónica de un *embudo* y debajo de este un recipiente que recoja el líquido (vaso de precipitado). Los elementos sólidos quedarán entonces sobre el papel y el líquido en el recipiente.

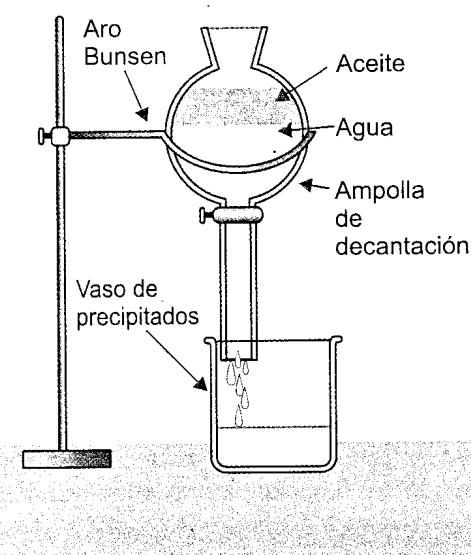


Filtración

Cuando no tenemos estos elementos en los laboratorios de la escuela, los podemos reemplazar simplemente con un filtro de papel para café y cualquier embudo de plástico.

Otra forma de separación de mezclas heterogéneas es la **tamización**. A diferencia del anterior, este procedimiento separa dos sólidos cuyas partículas tienen diferente tamaño, por ejemplo, harina y arroz. En muchas recetas de cocina encontramos como recomendación tamizar la harina antes de agregarla a la preparación. Los *tamices* son coladores grandes cuyos agujeros permiten el paso de la harina, pero no de partículas más grandes.

Para separar otros tipos de muestras, por ejemplo, de agua de río o cualquier otra muestra heterogénea (agua y aceite), en la cual exista una diferencia de densidad entre las sustancias que forman el sistema, se utiliza un procedimiento llamado **decantación**.



Decantación

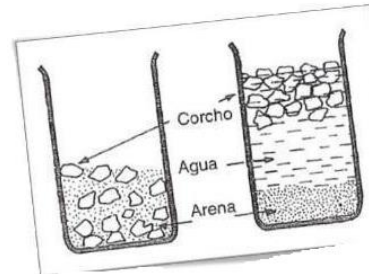
Las partículas sólidas (granos de arena, tierra, pedazos de planta) mezcladas con el agua de un río, sedimentan por gravedad en el fondo de un recipiente;

allí se deja la muestra el tiempo suficiente como para que las partículas se vayan depositando en el fondo formando capas, de acuerdo con la densidad decreciente de las partículas. Cuando la decantación es lenta se aplica a la mezcla el proceso de **centrifugación**.

Si la muestra tiene dos líquidos que no se mezclan (inmiscibles) como agua y aceite, se usa una *ampolla de decantación*, un recipiente que tiene en su parte inferior un robitene (canilla) que deja salir primero el líquido más denso y luego el más liviano. (ver figura)

Si en cambio, se desea separar limaduras de hierro mezcladas con arena, no tendremos más que acercar un imán para recuperarlas, este método se llama **imantación o separación magnética**. Se usa cuando una de las sustancias tiene la propiedad de ser atraída por un imán y la otra no.

Cuando se mezclan dos sólidos del mismo tamaño, pero uno es soluble en agua y el otro no, se aplica la **disolución**; y si uno es menos denso que el otro respecto al agua, la **flotación**. Para estos procedimientos debe añadirse agua al sistema y luego aplicar otros métodos.

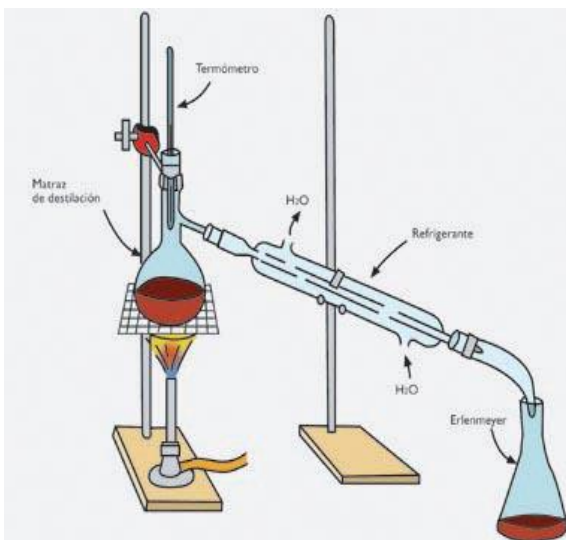


Métodos de fraccionamiento.

Los sistemas homogéneos formados por dos o más componentes, como vimos, son las soluciones. Para separar esos componentes se utilizan métodos físicos llamados **métodos de fraccionamiento**.

Dado el gran poder disolvente que tiene el agua y la abundancia con que se presenta en la naturaleza, las soluciones acuosas son las más importantes y difundidas en la Tierra. El agua de mar es una solución que contiene gran cantidad de cloruro de sodio (sal de mesa) y otras sales. En el agua dulce de ríos y lagos hay poca cantidad de cloruro de sodio disuelto, pero hay otras sustancias; las más comunes son bicarbonato de sodio y de calcio.

Se llaman aguas duras aquellas que tienen abundancia de bicarbonato de calcio y de magnesio disuelto, como el agua de nuestro San Juan. Las aguas blandas son las que no tienen estas sales disueltas. Se dice que las aguas duras "cortan" el jabón porque hacen poca espuma. Al calentarlas, los bicarbonatos se transforman químicamente en carbonatos de calcio y de magnesio, insolubles en agua. Son los que forman el sarro que se deposita en cañerías y pavas.



En la destilación simple, el solvente (agua) durante la ebullición se convierte en vapor que se condensa en el refrigerante. Los solutos sólidos permanecen parcialmente disueltos en el balón, mientras que el agua se recupera en estado líquido a la salida del refrigerante.

Si necesitamos agua pura, como en las baterías de los autos o en un nebulizador, debemos usar *agua destilada*, es decir, agua libre de sales en solución, resultante de un proceso de **destilación**. (ver figura)

Estos métodos son la **destilación simple** (sólido - líquido), la **destilación fraccionada** (líquido - líquido), la **cromatografía** y la **cristalización**.



Amplíemos info...

Ingresa al link y responde:

<https://youtu.be/BmfGI3rUIOc?si=b0ORudJj3K8wLlSU>

- ¿Qué diferencia hay entre la destilación simple y la fraccionada?
- ¿En qué consiste la evaporación?
- ¿En qué consiste la cromatografía?





Actividades

1) Define:

- a) Sistema material
- b) Sistema material heterogéneo
- c) Sistema material homogéneo
- d) Sistema material inhomogéneo
- e) Métodos separativos
- f) Métodos de fraccionamiento

2) Indica en qué casos se utilizan los siguientes métodos:

- a) Filtración
- b) Decantación
- c) Centrifugación
- d) Tamización
- e) Separación magnética
- f) Disolución
- g) Flotación
- h) Destilación.

3) Marca con una X la respuesta correcta:

- Cuando en un sistema material existe superficie de separación es:
 - a) homogéneo.
 - b) heterogéneo.
 - c) inhomogéneo.
- Una sustancia pura tiene todas sus moléculas:
 - a) diferentes.
 - b) constituidas por átomos iguales.
 - c) constituidas por átomos diferentes
 - d) iguales.
- Los sistemas homogéneos son aquellos que constan de:
 - a) una fase.
 - b) dos fases.
 - c) dos o más fases.
 - d) varias fases.

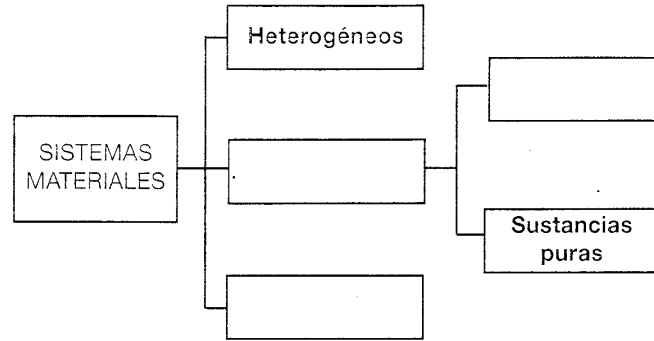
4) Lee atentamente el listado de métodos de la columna de la derecha y une con una flecha cada uno de ellos con a clase de la izquierda que le corresponde:

Métodos	Clases
- Decantación	
- Filtración.	
- Cristalización.	- Método separativo.
- Destilación.	- Método de fraccionamiento.
- Tamización.	
- Flotación.	
- Cromatografía.	
- Centrifugación.	

5) Señala cuál es la diferencia entre:

- a) sistema homogéneo y heterogéneo
- b) solución y sustancia pura

- 6) En el siguiente esquema sobre la clasificación de los sistemas materiales, completa los cuadros en blanco colocando los nombres correspondientes:



- 7) Marca con una X la respuesta correcta y justifica la elección:

- El agua pura es un sistema:

- a) homogéneo b) heterogéneo c) inhomogéneo.

- Un sistema material formado por vapor de agua, dos litros de agua líquida y 8 g de carbón en polvo está constituido por:

- a) 3 fases y 1 componente c) 3 fases y 3 componentes.
b) 3 fases y 2 componentes d) 3 fases y 4 componentes

- El sistema formado por agua y aceite es:

- a) monofásico b) bifásico c) trifásico d) polifásico.

- 8) Lee atentamente la lista de sistemas materiales de la columna de la izquierda y coloca en el paréntesis la letra de la columna de la derecha que le corresponde:

- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| () Atmósfera. | |
| () Agua de mar. | |
| () Agua con nafta. | A. Sistema homogéneo. |
| () Vino con borras. | B. Sistema heterogéneo. |
| () Agua con hielo. | C. Sistema inhomogéneo. |
| () Salmuera límpida. | |
| () Trozo de hierro. | |

- 9) Lee atentamente las dos listas detalladas a continuación. Coloca en el paréntesis de cada sistema heterogéneo, a letra que indica el método más apropiado para separar las fases que lo constituyen:

Sistemas heterogéneos

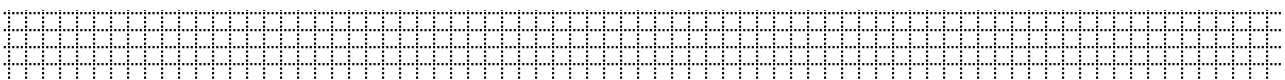
- () Azufre en polvo y limaduras de hierro.
() Arena y corcho molido.
() Agua y arena.
() Arena y sal común.

Métodos separativos

- a. Flotación.
b. Decantación
c. Magnetismo.
d. Disolución.

- 10) Proponé un sistema heterogéneo formado por:

- a) 4 fases y 3 componentes
b) 3 fases y 4 componentes



Tema: **Métodos separativos y de fraccionamiento**

Objetivo:

- Separar las fases de un sistema heterogéneo por diferentes métodos.
- Separar los componentes de un sistema homogéneo por cromatografía.
- Identificar técnicas experimentales básicas.



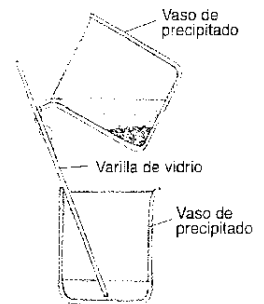
Parte 1: Métodos de fraccionamiento

Materiales:

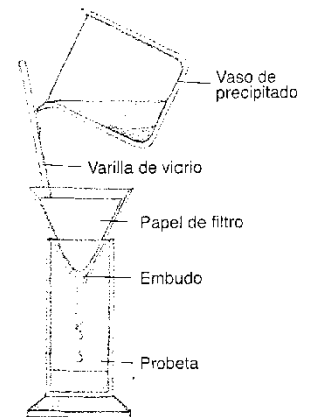
- Pinza.
- 2 vasos de precipitado.
- 1 varilla de vidrio o plástico.
- 1 embudo de unos 10 cm de \emptyset
- 1 probeta de 50 ml.
- Papel de filtro.
- 1 repasador.
- Agua destilada
- Cloruro de sodio (sal común)
- Arena limpia
- Un corcho cortado en trozos
- Filtros de café.

Procedimiento:

1. Arma el sistema material con 100 ml de agua, una cucharada de sal, una cucharada de arena y los trozos de corcho.
2. Observa el sistema en estudio e indica:
 - a. ¿Cuáles son las fases que lo forman? ¿Qué tipo de sistema es?
 - b. ¿Cuáles son las sustancias (componentes) que lo forman?
3. Con la ayuda de la pinza, extrae los trozos de corcho que hay en el sistema. Este procedimiento se llama **tría**. Describe en qué consiste ese procedimiento. ¿Por qué flota el corcho?
4. Deja reposar el sistema hasta que estén bien separadas las fases. Vierte con cuidado el agua que sobrenada (flota) a otro recipiente. Esta acción se denomina **decantación**. ¿Cuándo es posible efectuar una decantación?
5. Prepara un filtro según se indica en el dibujo del margen. Vierte lentamente la suspensión de agua salada y arena en el filtro y espera a que pase a través del papel (Este procedimiento denominado **filtración** lleva un cierto tiempo no trates de agilizarlo moviendo el embudo y/o la probeta.) ¿Por qué la solución pasa por el filtro y no lo hacen las partículas de arena?



Decantación



Filtración

Parte 2: Método de fraccionamiento: Cromatografía

Actividades previas: Observa atentamente el video: <https://youtu.be/sndgYGGLJMs>

1. Explica en qué consiste la cromatografía.
2. Registra y anota los materiales necesarios para la experiencia.
3. Anota los pasos a seguir para hacer la experiencia y completa la guía de laboratorio: materiales, procedimiento y observaciones.
4. Pega el cromatograma en el informe.

Conclusiones:

- 1) ¿Cuáles son los métodos para la separación de las fases de un sistema heterogéneo que has empleado en este trabajo práctico?
- 2) ¿Qué contiene el líquido que queda? ¿Qué tipo de sistema es?
- 3) Menciona otros métodos separativos que conoces.
- 4) ¿En qué casos se utiliza la cromatografía?

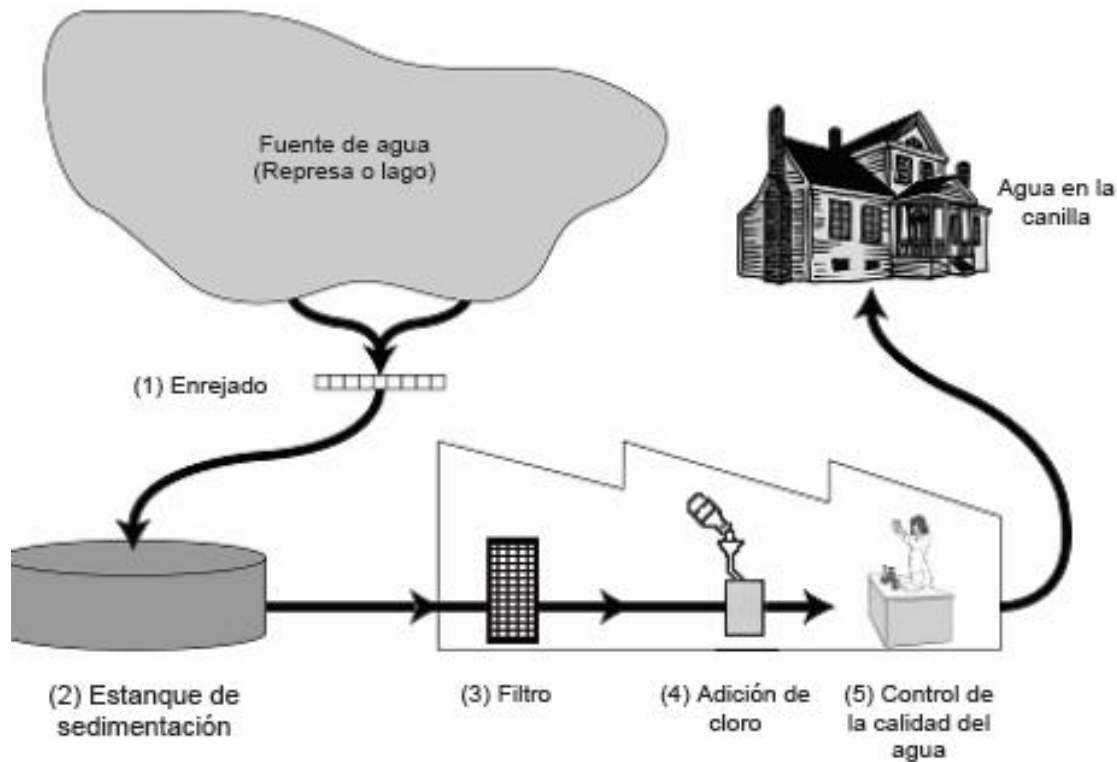


QUÍMICA EN LA VIDA

El Agua Potable



En la siguiente figura se muestra cómo se potabiliza el agua que se suministra a las viviendas de las ciudades:



Actividad 1: Averigua:

1. ¿A qué se llama agua potable? ¿Qué características debe tener?
2. Menciona los métodos de separación de fases que se usan en el proceso de potabilización.
3. ¿Se puede decir que el agua potable es agua pura? ¿Por qué?
4. Analiza y responde las siguientes cuestiones*:

⇒ Pregunta 1:

Es importante tener una reserva de agua potable de buena calidad. El agua que se encuentra bajo tierra se llama subterránea.

Da una explicación de por qué hay menos bacterias y partículas contaminantes en las aguas subterráneas que en las aguas de la superficie, como las de lagos y ríos.

⇒ Pregunta 2:

La potabilización del agua suele hacerse en varias etapas, que requieren técnicas diferentes. El proceso mostrado en la figura comprende cuatro etapas (numeradas de 1 a 4). En la segunda etapa, el agua se recoge en un decantador.

¿De qué forma contribuye esta etapa a que el agua esté más limpia? Marca la correcta:

- a. El agua se hace menos ácida.
- b. Las bacterias del agua mueren.
- c. Se añade oxígeno al agua.
- d. La grava y la arena se depositan en el fondo.
- e. Las sustancias tóxicas se descomponen.

⇒ Pregunta 3:

En la cuarta etapa de potabilización se añade cloro al agua. ¿Por qué se realiza esta acción?

⇒ Pregunta 4:

Supón que los científicos que analizan el agua de la planta potabilizadora, descubren la presencia de bacterias peligrosas en el agua, después de haber concluido el tratamiento de potabilización. ¿Qué deben hacer los consumidores con el agua en sus casas antes de beberla?

⇒ Pregunta 5:

¿Puede el agua contaminada producir o no los siguientes problemas de salud? Responde SI o NO en cada caso:

¿Puede el agua contaminada producir este problema de salud?	¿SI o NO?
Diabetes	
Diarrea	
VIH/SIDA	
Lombrices intestinales/ Tenia solitaria	

*Actividad extraída del cuadernillo de ejercitación de las pruebas PISA 2018.

QUÍMICA EN LA VIDA

"Agua que has de beber..."

Análisis de etiquetas de agua mineral.



Para que un país se desarrolle bien, debe funcionar democráticamente en todos los aspectos de la vida cotidiana, incluso en el hecho de que todos los ciudadanos puedan leer y entender críticamente cuando se habla del requerimiento de agua potable; opinar y elegir sobre la conveniencia de consumir o no agua mineral; ser usuarios inteligentes de los productos que la sociedad les ofrece, es decir, evitar ser influenciados ciegamente por la publicidad o la moda, como ocurrió con una marca de aceite que promueve su producto (con muy buenos resultados) con la frase "sin colesterol", como si algún aceite vegetal lo contuviera.

Todos nosotros tenemos que estar informados para elegir inteligente y racionalmente qué comprar, en particular cuando se trata de productos alimenticios, en especial, en este trabajo el agua mineral.

¿Todas las aguas minerales son iguales?

En el momento de comprar un agua mineral leamos la etiqueta para saber qué contiene: la publicidad o el precio no pueden ser los únicos criterios para esta selección. ¿Por qué? A esta pregunta trataremos de dar respuesta en este trabajo.

Actividad 1: Ingresar al siguiente link:

https://www.argentina.gob.ar/sites/default/files/anmat_caa_capitulo_xii_aguas_actualiz_2021-08.pdf

Lee el Capítulo XII del C.A.A. (Código Alimentario Argentino), desde el artículo 985 al 995 que corresponde a la normativa correspondiente a las aguas minerales y responde:

1. ¿Cómo define el CAA a las aguas minerales?
2. ¿Qué datos no pueden faltar en una etiqueta según el CCA?
3. Realiza un cuadro sinóptico con la clasificación de las aguas minerales naturales que plantea el CAA.

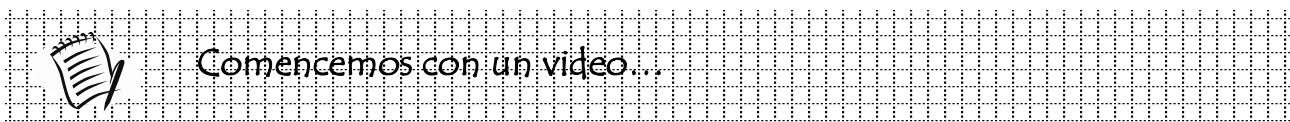


Actividad 2: Busca una etiqueta de agua mineral y pégala en tu cuaderno. Leela atentamente y realiza las siguientes actividades:

1. Anota el volumen de líquido contenido en el envase. ¿Es una propiedad intensiva o extensiva?
2. ¿De acuerdo al CAA, la etiqueta cumple con los requisitos expresados en los artículos 988 - 990? Especifica. Copia los datos de la etiqueta o pégala.
3. ¿En qué unidad está expresada la cantidad de minerales?
4. ¿Cuánto Sodio tiene? ¿Y Calcio? Averigua qué cantidad de sodio y calcio tiene la cantidad de agua que traía la botella a la que pertenece la etiqueta.
5. ¿Qué característica debería tener un agua mineral para que pueda tomarla una persona hipertensa? ¿Por qué?
6. Clasifica el agua mineral de acuerdo a los criterios de cuadro sinóptico.
7. De acuerdo al grado de mineralización. ¿La información es directa en la etiqueta? ¿Coincide la denominación con lo leído en el CAA?
8. ¿Por qué son más usados los envases de plástico que los de vidrio?
9. ¿Por qué si en la naturaleza las aguas minerales no "vencen", cuando se las envasa tienen fecha de vencimiento? ¿Qué tiempo aproximado de "vida útil" tiene un agua mineral envasada? Si no lo encuentras en las etiquetas, busca este dato impreso en las botellas.
10. Existen aguas minerales naturales y mineralizadas artificialmente. ¿A qué clase pertenece el agua analizada? ¿Qué característica la distingue? Justifica con el CAA.

Actividad 3: Teniendo en cuenta lo trabajado en clase y este análisis... el agua que has de beber... ¿Es una sustancia pura? Justifica tu respuesta.

LAS SOLUCIONES



Observa atentamente el video <https://youtu.be/uWM1BT2mjKk>, poné pausa, rebobínalo y vuelve a verlo la cantidad de veces que sea necesario y realiza las actividades que siguen:

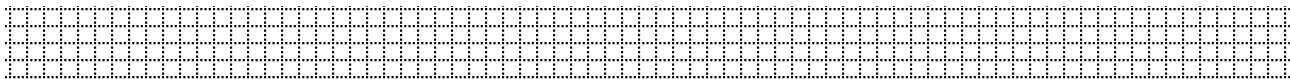
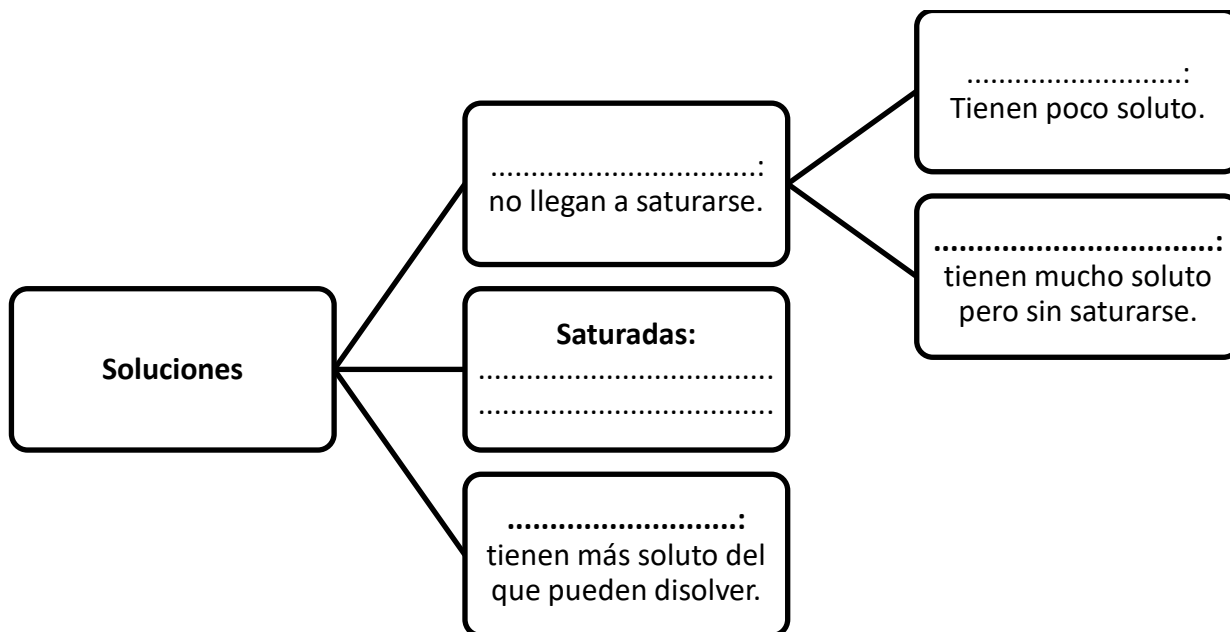


1. Responde las siguientes preguntas:
 - a) ¿Qué es una solución?
 - b) ¿A qué se llama soluto y solvente?
 - c) ¿En qué estados de agregación podemos encontrarlas?
 - d) ¿De qué depende el estado? Indica ejemplos.

2. Teniendo en cuenta el ejemplo en el video, imaginemos una taza de té...
 - a- ¿Qué ocurre si el té está amargo?
 - b- ¿Qué hago para que esté bien dulce?
 - c- Y si agrego más azúcar de la cuenta... ¿Qué puede pasar?
 - d- ¿A qué se llama concentración de una solución?



3. Completa el siguiente esquema con la clasificación de los diferentes tipos de soluciones según la cantidad de soluto presente:



Soluciones: concepto y componentes

Todas las soluciones son sistemas materiales **homogéneos** o mezclas homogéneas. Esto significa que, al observarlas, presentan una única porción o fase, ya que sus propiedades intensivas son iguales en cada una de sus partes. Por ejemplo, la soda es una solución compuesta por dos sustancias: el dióxido de carbono, que forma las burbujas, y el agua que lo disuelve. Si observamos el contenido de un vaso con soda, comprobamos que se trata de un sistema homogéneo, ya que sus propiedades (color, estado de agregación, sabor, densidad) son iguales en cada una de las partes, de modo que el sistema se presenta como una única porción o fase. Esta característica diferencia a las soluciones de los sistemas heterogéneos, en los que se reconocen diferentes fases.

Otra característica de las soluciones es que, a diferencia de las sustancias puras, son **sistemas fraccionables**. Esto significa que podemos separar las sustancias que las componen aplicando diversos procedimientos, vistos en la unidad anterior: métodos de fraccionamiento. Por ejemplo, a partir de una solución formada por sal disuelta en agua, es posible volver a obtener la sal y el agua por separado.

A las sustancias que intervienen en una solución se las denomina **soluto** y **solvente**. En toda solución, el soluto es la sustancia que se encuentra en menor proporción, es decir, la que se disuelve; en cambio, el solvente es la sustancia que se encuentra en mayor proporción, es decir, la que disuelve. En el caso del agua salada, la sal es el soluto, y el agua, el solvente.

En todos los casos, si se suman la masa de soluto y la masa de solvente, se obtiene la masa total de la solución. Esto se expresa, de manera abreviada:

$$st + sv = sc$$

Si se suman la masa de soluto y la masa de solvente, se obtiene la masa total de la solución.

donde **st** es la masa del soluto; **sv**, la masa del solvente, y **sc**, la masa de la solución.

Por ejemplo, si colocamos 20 g de sal en 100 g de agua, se obtienen 120 g de solución:

$$\underbrace{20 \text{ g de sal}}_{st} + \underbrace{100 \text{ g de agua}}_{sv} = \underbrace{120 \text{ g de solución}}_{sc}$$

Soluciones líquidas, sólidas y gaseosas

Por lo general, las soluciones tienen el **estado de agregación del solvente**. Una solución compuesta por agua y azúcar, por ejemplo, se encuentra en estado líquido, que es el estado del agua.

Si bien la mayoría de las soluciones se encuentran en estado líquido, como el agua de mar, existen también soluciones gaseosas, como el aire, que es una mezcla de diversos gases; y sólidas, como el acero, que está compuesto fundamentalmente por hierro y carbono.

Las soluciones son muy importantes en la vida cotidiana. Por ejemplo, muchos artículos de limpieza, como el agua lavandina, las soluciones fisiológicas que se utilizan para lavar lentes de contacto, o los sueros que se administran a los enfermos son soluciones.

DISOLUCIÓN	SOLVENTE	SOLUTO	EJEMPLO
Gaseosa	Gas	Gas	Aire
	Gas	Líquido	Aire húmedo
	Gas	Sólido	Polvo en suspensión
Líquida	Líquido	Gas	Bebida gaseosa
	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
	Líquido	Sólido	Sal en agua
Sólida	Sólido	Gas	Hidrógeno en Níquel
	Sólido	Líquido	Mercurio en plata
	Sólido	Sólido	Estaño en cobre



Momento de leer...

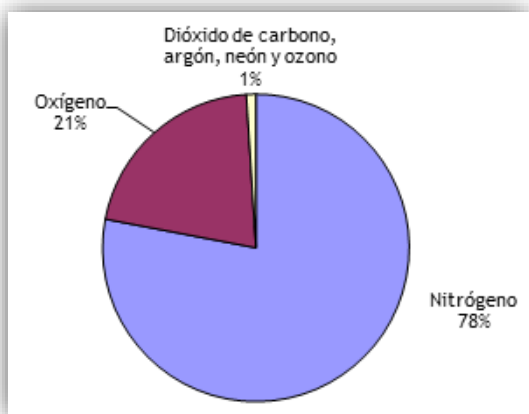
Lee atentamente y responde:

Soluciones en la naturaleza

En la naturaleza encontramos soluciones sólidas, líquidas y gaseosas. Los metales fundidos forman soluciones sólidas o **aleaciones**, tales como el bronce, la amalgama odontológica y el latón.

Todos los gases son solubles entre sí en cualquier proporción; por eso son tan peligrosos los escapes de gases tóxicos.

La solución gaseosa más importante para el ser humano es el aire, cuya composición mayoritaria es aproximadamente 78% de nitrógeno y 21% de oxígeno.



Las soluciones líquidas más abundantes son las de gases, líquidos y/o sólidos disueltos en agua.

Las bebidas gaseosas, el agua con gas son ejemplos de soluciones de gas en líquidos.

Cuando abrimos una gaseosa "aparecen" en el seno del líquido muchas burbujas, son las que se forman a partir del dióxido de carbono que estaba disuelto en el líquido, al cambiar la presión se escapa de la solución.

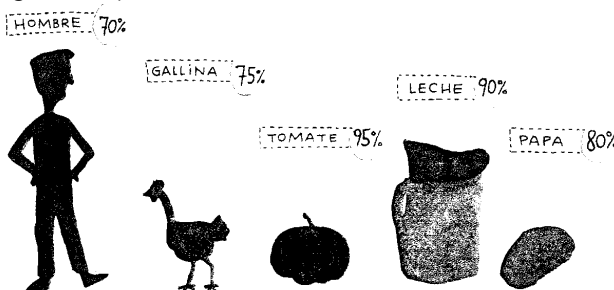


Las plantas necesitan incorporar las sales que hay en la tierra. Dichas sales deben estar disueltas en agua para que la raíz pueda absorberlas.

En muchos animales las sustancias nutritivas disueltas en agua atraviesan las paredes del intestino. En ambos casos el proceso se denomina difusión.

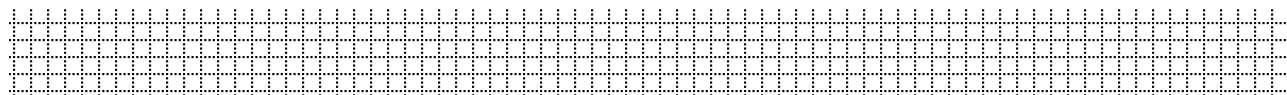
Si una persona, por alguna enfermedad, no puede alimentarse en forma normal, se le inyecta suero, que es una solución salina que contiene las sustancias nutritivas necesarias.

El aire disuelto en el agua permite que respiren los peces, estos morirían en aguas que hubieran sido previamente hervidas, pues el agua hervida no tiene aire disuelto.



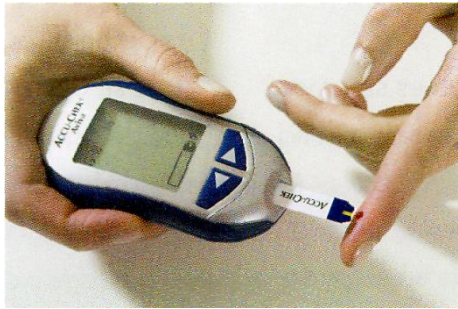
Los seres vivos están constituidos en su mayor parte por agua, que forma gran variedad de soluciones dentro y fuera de cada célula.

- Indica ejemplos de soluciones de gas en gas y sólido en sólido.
- ¿Qué tipo de solución es una bebida gaseosa?
- Menciona al menos dos motivos que indiquen la importancia de las soluciones en los seres vivos.
- Busca en tu vida tres soluciones que utilizas y clasifica el sistema indicando sus componentes.



La concentración de las soluciones

La relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente determina la **concentración** de una solución. Según cómo sea esa relación, las soluciones pueden ser **diluidas**, **concentradas**, **saturadas** o **sobresaturadas**.



En la actualidad, las personas diabéticas pueden emplear medidores portátiles de la concentración de glucosa en sangre.

Se denominan **diluidas** aquellas soluciones en las cuales la cantidad de soluto es muy poca en relación con la cantidad de solvente. En cambio, son **concentradas** aquellas soluciones en las cuales la cantidad de soluto está cerca de la máxima cantidad de soluto que el solvente puede disolver.

Por ejemplo, si un té o un café, tienen sabor poco dulce, es posible hacerlos más dulces agregándoles azúcar. Este aumento en la cantidad de azúcar hace que la solución sea más concentrada.

Existe un punto en el cual el solvente ya no puede disolver más soluto y, por lo tanto, al agregar un poco más de soluto, este se deposita en el fondo del recipiente y ya no forma parte de la solución; cuando se llega a este punto, se dice que la solución está **saturada**, es decir que presenta la máxima cantidad de soluto que puede disolver. Cuando la cantidad de soluto sobrepasa la máxima cantidad de soluto que puede disolver la solución se dice **sobresaturada**, y cuando no alcanza la saturación, es decir es diluida o concentrada se denomina **no saturada** o **insaturada**.

Por lo tanto, en una misma cantidad de solvente se pueden disolver distintas cantidades de soluto. A medida que se aumenta la cantidad de soluto disuelta, la solución se vuelve más concentrada.

En el estómago, por ejemplo, existe un líquido, el jugo gástrico, que contiene varios componentes, uno de ellos es el ácido clorhídrico, que cumple una función importante en el proceso de digestión. Cuando se dice que una persona "sufre de acidez", lo que ocurre es que la concentración de dicho ácido en el estómago es superior a los valores normales.



Minicuestionario...

1. ¿A qué se llama concentración de una solución?
2. ¿Cuándo una solución es saturada?
3. ¿Cuál es la diferencia de una solución concentrada y una diluida?

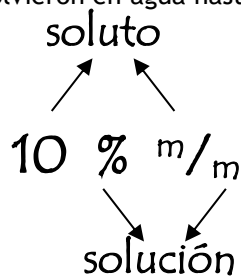
Formas de expresar la concentración de una solución

Para poder distinguir, por ejemplo, si una solución está más concentrada que otra, existen maneras de expresar numéricamente la concentración de una solución. Aunque la concentración se puede expresar de diversos modos, en todos los casos se indica la cantidad de soluto que se disuelve en una determinada cantidad de solución.

En las industrias, la concentración de una solución generalmente se indica en la etiqueta del frasco que la contiene. La forma más común de expresar la concentración de una solución es el **porcentaje**, que expresa la cantidad de soluto en 100 de solución.

Dependiendo de las unidades en que se exprese el porcentaje, podemos tener:

- El **porcentaje masa en masa (% m/m)** indica qué masa de soluto hay disuelta en 100 gramos de solución. Si se dice que una solución de sal en agua es 10 % m/m, se quiere expresar que se tomaron 10 g de sal y se disolvieron en agua hasta que la solución tuvo una masa de 100 gramos.



Esto indica que:

10 gramos (unidad de masa) de soluto se disuelven en 100 gramos (unidad de masa) de solución

Si se desea preparar 200 g de una solución de sal en agua, que tenga una concentración del 10 % m/m, ¿qué cantidad de soluto (sal) se necesita?

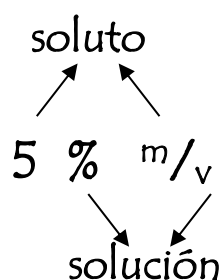
Si para formar 100 g de solución necesitan 10 g de sal

Para formar 200 g se necesitarán $x = \frac{200\text{g} \cdot 10\text{g}}{100\text{g}} = 20\text{g}$ de sal

*Es decir que para preparar 200 g de solución 10 % m/m, se necesitan 20 g de sal.**

* **Nota:** para resolver estos problemas basta con que apliques Regla de tres simple, basada en la teoría de razones y proporciones vista en Matemática.

- El **porcentaje masa en volumen (% m/v)** indica qué masa de soluto hay disuelta en 100 mililitros de solución. Si se dice que una solución de azúcar en agua es 5 % m/v, se quiere expresar que se midieron 5 g de azúcar y se disolvieron en agua hasta que la solución ocupó un volumen de 100 mililitros.



Esto indica que:

5 gramos (unidad de masa) de soluto se disuelven en 100 mililitros (unidad de volumen) de solución

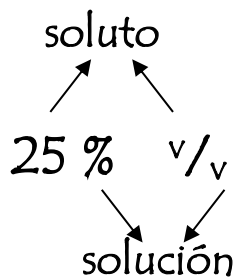
Si a concentración de una solución de agua azucarada es de 5 % m/v, ¿qué volumen de solución se puede preparar con 30 g de azúcar?

Si con 5 g de azúcar se pueden preparar 100 ml de solución

Con 30 g de azúcar se pueden preparar $x = \frac{30g \cdot 100ml}{5g} = 600ml$ de solución

Es decir que con 30 g de azúcar se pueden preparar 600 ml de solución de concentración 5% m/v.

- El **porcentaje volumen en volumen (% v/v)** indica qué volumen de soluto hay disuelto en 100 mililitros de solución. Si se dice que una solución de alcohol en agua es 25 % v/v, se quiere expresar que se tomó con la probeta un volumen de 25 mililitros de alcohol y se lo disolvió en agua hasta que la solución ocupó un volumen de 100 mililitros.



Esto indica que:

25 mililitros (unidad de volumen) de soluto se disuelven en 100 mililitros (unidad de volumen) de solución

¿Cuántos mililitros de alcohol se necesitan para preparar 150 ml de solución 25 % v/v de alcohol en agua?

Si para preparar 100 ml de solución se necesitan 25 ml de alcohol

Para preparar 150 ml de solución se necesitarán $x = \frac{150ml \cdot 25ml}{100ml} = 37,5ml$ de alcohol

Es decir que para preparar 150 ml de solución 25% v/v, se necesitarán 37,5 ml de alcohol.

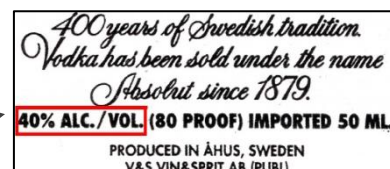
Para saber un poco más...

Para la legislación argentina, un conductor puede manejar si posee como máximo 0,5 gramos de alcohol (considerado uno de los solutos presentes) por cada litro de sangre, volumen total del sistema considerado. Debido a que un litro son 1.000 cm³, el máximo permitido sería 0,05 gramos cada 100 cm³, es decir 0,05% m/v (masa en volumen).



La alcoholemia mide la concentración de alcohol en sangre. Si una persona adulta ha ingerido alguna bebida alcohólica, según el valor de la alcoholemia, estará o no habilitada para conducir un vehículo.

La **gradación alcohólica expresa el % v/v**. El vino, la cerveza, la sidra son bebidas diferentes no sólo por la materia prima a partir de la cual se elaboran sino por su concentración de alcohol. La cerveza contiene un 6% v/v mientras que el vino contiene alrededor de un 12% v/v. Esto significa que cada 100 cm³ de solución (la bebida), hay 6 o 12 cm³ de alcohol. Las llamadas "bebidas blancas" o "destiladas", como el vodka, el whisky o la ginebra tienen una concentración mucho mayor, y en muchos casos superan el 40% v/v de alcohol. La concentración de los líquidos alcohólicos, expresada en % v/v, se conoce como "**gradación alcohólica**". Así, el alcohol medicinal (etanol) tiene una gradación de 96°, es decir, 96 % v/v.





Problemas para resolver...

1. Una solución acuosa de nitrato de cinc contiene 10 g de sal en 70 g de solución. Expresar la concentración en % m/m.
2. Se disuelven 7 g de cloruro de sodio en 43 g de agua. Expresar la concentración en % m/m.
3. Una solución contiene 6 g de soluto en 20 ml de solución. Expresar su concentración en % m/v.
4. Se disuelven 30 ml de alcohol en 200 ml de agua. Calcular la concentración en % v/v.
5. Se desea preparar 500 g de una solución al 30 % m/m de carbonato de sodio. ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan?
6. Con 200 g de óxido de calcio se prepara una solución al 60% m/v. ¿Qué volumen de solución se prepara?
7. En la etiqueta de una bebida alcohólica blanca se observa que tiene 57°, esto indica que tiene un porcentaje de 57 % v/v de alcohol. Si la botella es de 750 ml, ¿Qué volumen de alcohol contiene?

Problemas optativos para repasar:

8. ¿Qué cantidad de solución al 30 % m/v puede obtenerse con:
 - a) 20 g de soluto?
 - b) 150 g de soluto?
9. Indica la concentración (en porcentaje %) de las siguientes soluciones:
 - a) 20 g de soluto en 300 g de solvente.
 - b) 15 g de soluto en 200 ml de solución.
 - c) 30 ml de soluto en 500 ml de solución.
10. ¿Qué masa de soluto se necesita para preparar:
 - a) 200 ml de solución al 45 % m/v?
 - b) 150 g de solución al 60 % m/m?
 - c) 500 ml de solución al 15 % m/v?



Actividad de integración:

Elabora una red conceptual con los siguientes nodos para integrar lo trabajado hasta aquí:

SISTEMAS MATERIALES - SISTEMAS HOMOGÉNEOS - SISTEMAS HETEROGÉNEOS -
 SOLUCIONES - ESTADOS DE AGREGACIÓN - SUSTANCIAS PURAS - SOLUTO - SOLVENTE -
 CONCENTRACIÓN - SATURADA - SOBRESATURADA - NO SATURADA - CONCENTRADA -
 DILUIDA.

Puedes ver el siguiente video sobre cómo hacer una red conceptual:

<https://youtu.be/-yGc3rXzzZU>



La solubilidad

Otra vez el té... Analiza la siguiente situación:

“Tengo dos tazas de té, una fría y otra caliente. Agrego 3 cucharadas de azúcar a ambas, en una se disuelve y en la otra no.”

- ¿En cuál taza crees que se disuelve?
- ¿Qué factor influye en la disolución del azúcar?
- ¿Qué ocurriría si calentamos el té frío? ¿Qué tipo de solución sería?



Se llama **solubilidad** a la cantidad máxima de soluto que puede disolver una determinada cantidad de solvente, antes de llegar a la saturación.

El valor de solubilidad de una sustancia en un determinado solvente se expresa indicando qué cantidad máxima de soluto se disuelve en 100 g de solvente a una determinada temperatura. Por ejemplo, la solubilidad del sulfato de sodio a 20°C es de 19,4g/100g de agua. Esto significa que, a 20°C, la máxima cantidad de sulfato de sodio que se puede disolver en 100 g de agua es de 19,4 gramos.

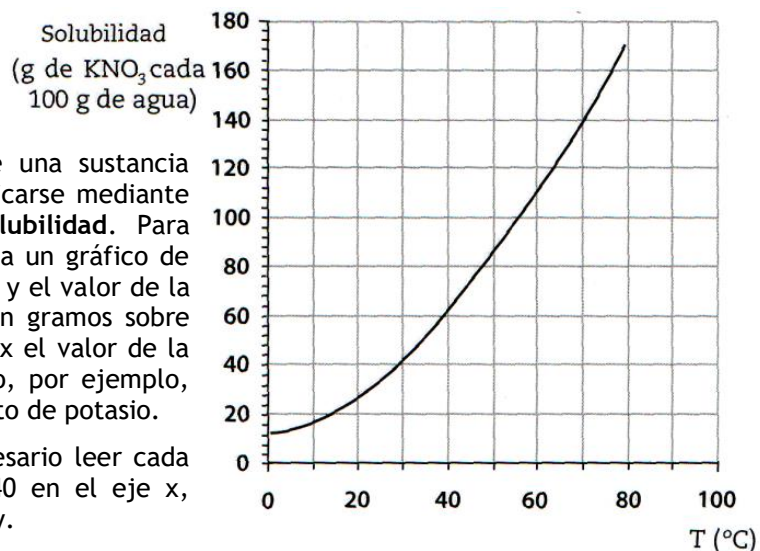
La **temperatura** influye en la solubilidad. Si intentan disolver una cucharada de azúcar en una taza con agua muy fría y en otra con agua muy caliente, observarán que, en el primer caso, la disolución es más lenta que en el segundo. Este hecho se explica porque el incremento de la temperatura aumenta la energía cinética entre las moléculas del soluto y las del solvente. Esto provoca que las moléculas choquen más entre sí, lo que favorece la solubilidad. La influencia de la temperatura en la solubilidad de algunas sustancias se expresa mediante gráficos de ejes cartesianos denominados curvas de solubilidad.

Curvas de solubilidad

La variación de la solubilidad de una sustancia respecto de la temperatura puede graficarse mediante una curva, denominada **curva de solubilidad**. Para dibujar la curva de solubilidad se realiza un gráfico de ejes cartesianos y se coloca sobre el eje y el valor de la solubilidad de la sustancia expresada en gramos sobre 100 gramos de solvente, y sobre el eje x el valor de la temperatura en °C. El siguiente gráfico, por ejemplo, muestra la curva de solubilidad del nitrato de potasio.

Para interpretar el gráfico es necesario leer cada par ordenado. Por ejemplo, al valor 40 en el eje x, corresponde un valor de 60 sobre el eje y.

Esto significa que a 40 °C se pueden disolver como máximo 60 g de nitrato de potasio en 100 g de agua.



Además, a partir del gráfico podemos reconocer qué tipo de solución tenemos de acuerdo a la temperatura y la cantidad de soluto. Si el par ordenado se encuentra en la gráfica, la solución es saturada, si se encuentra encima de la gráfica es sobresaturada, y por debajo de la curva es no saturada.



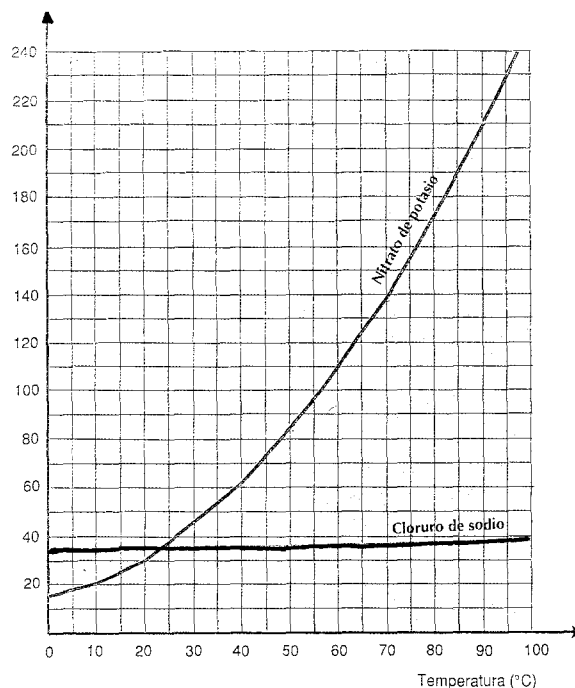
Trabajo Práctico...

1. Teniendo en cuenta la siguiente tabla:

Temperatura (°C)	Masa (g)
0	3,4
20	7,4
40	14,0
60	24,5
80	38,5
100	57,0

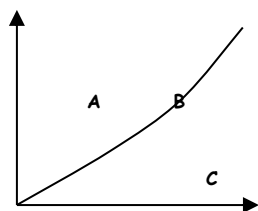
Solubilidad: gramos de $KClO_3$ por cada 100 g de agua.

- Realiza el gráfico de curva correspondiente en papel milimetrado.
 - En base a la curva ¿Cuál es la masa de sal que se disuelve en 100 g de agua a 10°C?
 - ¿Cuántos gramos de clorato de potasio ($KClO_3$) se disuelven en 100 g de agua a 50°C?
 - ¿A qué temperatura la solubilidad del clorato de potasio es de 30 g?
2. Observa atentamente el siguiente gráfico, que muestra la influencia de la temperatura en la solubilidad de dos sustancias: el cloruro de sodio y el nitrato de potasio.



- ¿A qué temperatura la solubilidad del cloruro de sodio (sal común) es de 38 g de sal por 100 de agua?
- ¿Cuál es la solubilidad del nitrato de potasio a 60°C?
- Se desean disolver 60 g de nitrato de potasio en 100 g de agua ¿A qué temperatura deberá estar el agua?
- ¿A qué temperatura las dos sustancias tienen la misma solubilidad y cuánto vale aproximadamente?
- ¿Cuál es la solubilidad del cloruro de sodio a 0°C?

3. Analiza la siguiente gráfica:



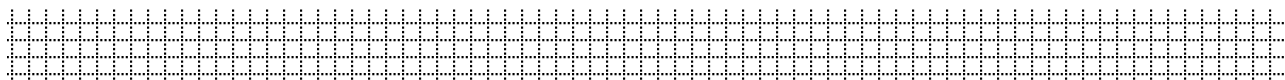
- ¿En qué punto la solución es saturada?
- ¿En A cómo es la solución?
- ¿Dónde ubicarías un punto D para que la solución sea concentrada?
- ¿Y uno E para que sea diluida?

¿En qué punto la solución es saturada?

¿En A cómo es la solución?

¿Dónde ubicarías un punto D para que la solución sea concentrada?

¿Y uno E para que sea diluida?





Una lectura interesante...

Lee atentamente el siguiente artículo, marca las ideas principales de cada párrafo.

Buscan mejorar la efectividad de un antibiótico haciéndolo más soluble

La doctora Graciela Pinto Vitorino, de la Facultad de Ciencias Naturales de la Universidad Nacional de la Patagonia San Juan Bosco, en colaboración con otros profesionales farmacéuticos y médicos, estudia dos antibióticos llamados **ciprofloxacina** y **norfloxacina**, que normalmente se recetan por separado. La investigadora comenzó a preguntarse qué pasaría si las moléculas de estos dos antibióticos pudieran actuar juntas sobre una célula bacteriana. Así, realizó ensayos de laboratorio que muestran que cuando estas dos sustancias se juntan, se forma una estructura química más potente que podría hacerlos más eficaces en el tratamiento de infecciones oculares, de la piel, de las vías urinarias, de tejidos blandos y de las vías respiratorias.

Actualmente, la investigadora Pinto Vitorino y su grupo estudian si estos fármacos pueden unirse a unas moléculas llamadas sulfonamidas, otros medicamentos bastante usados por su bajo costo y por su acción antibacteriana. Las sulfonamidas se administran en casos de infecciones respiratorias, urinarias y de la piel. También se prescriben a pacientes infectados con el virus del sida que, además, padecen de Infecciones causadas por bacterias. El



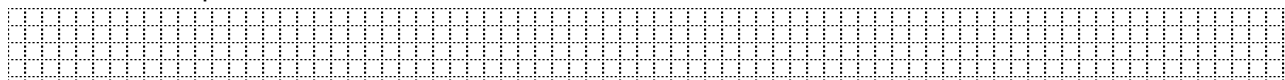
equipo científico investiga particularmente cómo mejorar la solubilidad de los antibióticos. Como las sulfonamidas y los antibióticos estudiados son poco solubles en agua, los investigadores realizan experimentos para ver si al juntarlos logran obtener un producto más soluble. Si el producto resultante es más soluble en los fluidos del cuerpo, se espera que resulte más eficaz en el tratamiento de las infecciones.

La investigación abarca tres aspectos. En primer lugar, los científicos estudian estos antibióticos en estado sólido y tratan de que formen cristales juntos. Por otra parte, se analizan modelos computarizados de las moléculas para entender mejor cómo "encajan" estas estructuras químicas entre sí. Finalmente, se investiga cómo interactúan las moléculas de los antibióticos con las del agua. La investigadora destacó que aún queda mucho trabajo por delante ya que los medicamentos no solo deben ser eficaces para matar a las bacterias sino que "deben cumplir con otras condiciones, como, por ejemplo, no producir daños en el cuerpo humano".

Adaptado de: <http://bit.ly/FQantibiotico>

Averigua y responde:

1. ¿Qué significa biodisponibilidad de un medicamento?
2. ¿Cómo se relaciona el texto con lo visto en clase?
3. ¿Qué sucede con la biodisponibilidad de un antibiótico si este no se disuelve bien en los líquidos del cuerpo?



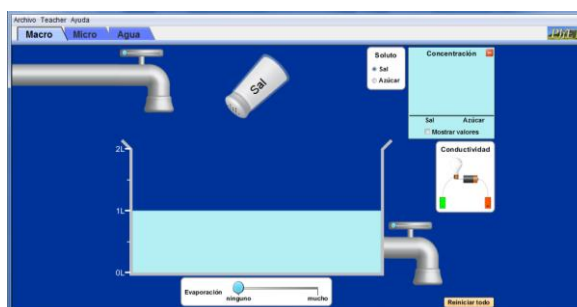
Tema: **Soluciones y conductividad**

Objetivo:

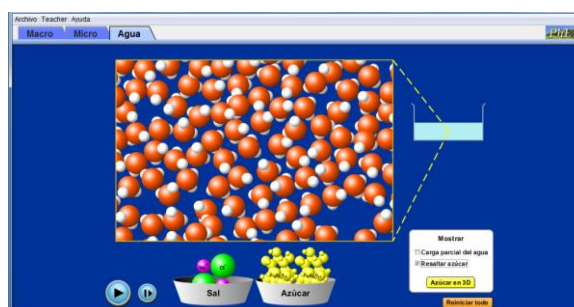
- Identificar a través de una simulación la diferencia entre soluciones de distinta concentración.

Trabajaremos con un simulador *sugar and salt solutions* (soluciones de azúcar y disponible en: <http://phet.colorado.edu/es/simulation/sugar-and-salt-solutions>

1. Observa la simulación, e ingresa a la pestaña “macro”.



2. Arrastra con el mouse el dispositivo para medir conductividad a la cuba con agua pura, sin solutos. ¿Qué observas?
3. Agrega sal y vuelve a probar conductividad. ¿Qué ocurre?
4. Deja el dispositivo sumergido en la cuba de agua con sal y agrega más sal. ¿Qué observas?
5. Luego de remover el dispositivo para medir conductividad, observa el cuadro de concentración que aparece en la derecha de la pantalla. Anota qué observas mientras agregas más sal.
6. Ahora agrégale más agua, con el mouse sobre la canilla superior, hasta completar 1,5 litros y observa el cuadro de concentración. ¿Qué ocurrió?
7. Ahora evapora el agua hasta 0,5 litros y observa la barra de concentración. ¿Qué ocurrió?
8. Presiona el botón “Remover la sal” y repite los pasos anteriores con azúcar, seleccionándola del cuadro superior que diferencia los solutos. Anota lo observado.
9. Presiona la pestaña “agua” e interactúa con la simulación, para observar microscópicamente como ocurre el fenómeno de disolución de la sal y el azúcar. Con esta interacción y con lo estudiado en Física de 2° sobre electricidad, explica las diferencias que observaste entre la experiencia de disolución de ambos solutos.



Puedes repetir las acciones utilizando los botones “Reiniciar todo”, “Remover la sal” y “Remover el azúcar”.

Con lo trabajado con el simulador, realiza un informe virtual en grupos de 4 integrantes y entrégalo a la profe según acuerden.
Pueden utilizar para la producción imágenes, capturas de pantalla, etc.

SOLUCIONES ÁCIDAS, BÁSICAS Y NEUTRAS

Las soluciones no solo pueden clasificarse de acuerdo a la cantidad de soluto, o el estado de agregación, sino también por sus propiedades... y una clasificación es la de soluciones ácidas, básicas y neutras.

Algunas **sustancias ácidas**, como las que se utilizan en las baterías de los automóviles, son muy fuertes. Otras, en cambio, son muy débiles, como en el caso del vinagre o del ácido cítrico, que se encuentra en el jugo de los limones, las naranjas o los pomelos.

En general, las sustancias ácidas en solución conducen la corriente eléctrica, reaccionan con los metales y tienen sabor agrio.

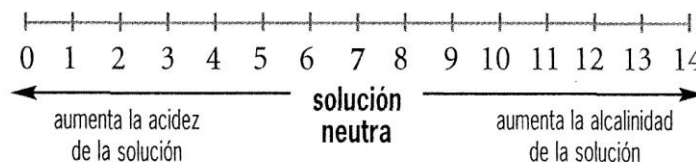
Por su parte, las moléculas de las **sustancias alcalinas o básicas**, como la soda cáustica, la cal apagada, el amoníaco, la leche de magnesia y los limpiadores para horno, en general, conducen la corriente eléctrica, son corrosivas, aceitosas al tacto y tienen sabor amargo.

Las soluciones que no son ácidas ni básicas se denominan **neutras**. El agua potable, que es una solución porque tiene sales disueltas, debe ser neutra para el consumo humano. Una solución de sal común en agua también es neutra.

Los indicadores y la escala de pH

Para reconocer si una solución es ácida o básica, se necesita utilizar un **indicador**. Los indicadores son colorantes naturales o artificiales, que tienen la propiedad de cambiar de color en presencia de una solución ácida o básica.

Cuando se quiere determinar a partir de valores numéricos si una solución es más ácida que otra o más básica que otra, se utiliza una escala que abarca los números del cero al catorce. Es la denominada **escala de pH o potencial hidrógeno**.



En esta escala, se toma el valor 7 como índice de neutralidad. La escala de pH indica que, a medida que el pH de una sustancia disminuye desde 7 hasta 0, la sustancia es más ácida. Por lo tanto, la solución ácida que forma es más fuerte. A medida que aumenta el valor de pH desde 7 hasta 14, la sustancia es más básica y la solución básica que forma es más fuerte.

En la vida cotidiana, el valor de pH debe tenerse en cuenta en muchas situaciones: para determinar la potabilidad del agua, en la elaboración de alimentos y bebidas, en la fabricación de productos cosméticos y en la agricultura, por ejemplo.

La neutralización

La acidez es una característica de algunas sustancias; por ejemplo, el vinagre tiene ácido acético, y el jugo de la naranja y del limón, ácido cítrico.

Otras sustancias, llamadas básicas, tienen características opuestas a los ácidos; por ejemplo, la lavandina, el jabón o los limpiadores a base de amoníaco.

Para contrarrestar el efecto de una sustancia se utiliza otra de características contrarias, con lo cual se produce un cambio químico llamado **neutralización**.

Cuando se escucha o lee en propagandas: "Champú con pH neutro, no daña el cabello" o "El medicamento más eficaz contra la acidez...", se trata de casos de neutralización, en que se contrarrestan los efectos no deseados de algunos productos sobre las personas.

Hay sustancias, como el agua o la solución fisiológica, que no son ácidas ni básicas, y por ello se las llama neutras.



Muchas personas agregan a la salsa una cucharadita de bicarbonato de sodio, sustancia básica que neutraliza la acidez del jugo de tomate.



Actividades:



1. Realiza un cuadro comparativo con las propiedades y ejemplos de las soluciones ácidas y básicas.

Para ello visita el siguiente link:

https://drive.google.com/file/d/1jlyKjhGJlbhVu_AvKYKDC9YLmBq3AwXK/view?usp=sharing

2. ¿Qué es un indicador?
3. ¿Qué es el pH? ¿Cómo varía su escala?
4. Averigua sobre algunos valores de pH importantes para la vida.
5. ¿A qué se llama neutralización? Indica algún ejemplo de la vida cotidiana



QUÍMICA EN LA VIDA

La lluvia ácida

Una de las consecuencias de la falta de previsión en el desarrollo industrial experimentado en diversos países es la formación de la llamada lluvia ácida.

De las chimeneas de muchas fábricas y de los caños de escape de los automotores emanan gases, entre ellos los óxidos de nitrógeno y de azufre. Estos gases ascienden en la atmósfera y se concentran en las nubes. Cuando el vapor de agua de las nubes se condensa, el agua líquida se mezcla con estos gases, formando ácido sulfúrico y ácido nítrico, que caen a la tierra junto con el agua de la lluvia.



Actividad 1: Observa el video <https://www.youtube.com/watch?v=myad29yNm44> y realiza las consignas propuestas:

1. ¿Qué es la lluvia ácida?
2. ¿Cuáles son los efectos que produce en la naturaleza y las construcciones?
3. ¿Cómo se puede disminuir la contaminación por lluvia ácida?



Actividad 2: Reúnete con un compañero y elabora una infografía sobre la lluvia ácida con la información anterior.

Puedes consultar el siguiente link para saber ¿Qué es y cómo se hace una infografía?
<https://www.ofifacil.com/ofifacil-infografias-que-es-definicion-como-se-hacen.php>



Tema: INDICADORES NATURALES DE LA ACIDEZ

Objetivo:

- Construir una escala de colores para el indicador de repollo morado.

Actividades para realizar antes de la práctica: Busca información en libros o páginas web.

1. ¿Qué es un indicador? Indica ejemplos.
2. ¿Qué es el tornasol y cómo varía en presencia de ácidos y bases?
3. Averigua el carácter ácido base de: vinagre, jabón, bicarbonato de sodio y agua destilada.

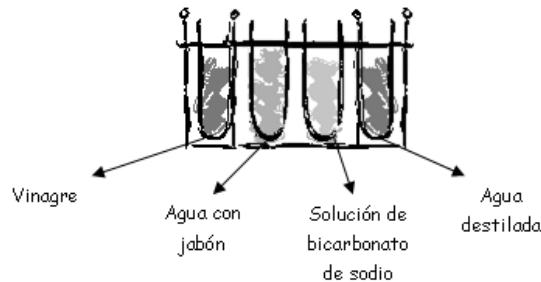


Materiales:

- ✓ Repollo morado.
- ✓ Vaso de precipitados de 500 ml.
- ✓ Agua destilada.
- ✓ Tubos de ensayo.
- ✓ Gradilla.
- ✓ Varilla de vidrio.
- ✓ Gotero o pipeta.
- ✓ Vidrio de reloj
- ✓ Papel de tornasol.
- ✓ Jabón en polvo.
- ✓ Vinagre de alcohol.
- ✓ Bicarbonato de sodio.
- ✓ 3 sustancias de uso cotidiano por grupo de trabajo. (Ver punto 6 del procedimiento)

Procedimiento:

1. Corta en trozos pequeños unas hojas de repollo morado y colocalas en el vaso de precipitado con agua destilada tibia. Agita periódicamente hasta que el agua tome una coloración más o menos intensa. Descarta los trozos de repollo, reserva el líquido.
2. Rotula 4 tubos de ensayo y coloca en un tubo unos 3 ml de vinagre, en otro agua con jabón, en otro solución de bicarbonato de sodio y en el último agua destilada.



3. Ensayo el carácter ácido base de las soluciones anteriores con papel de tornasol en el vidrio de reloj. Anota lo observado.
4. Agrega a cada tubo unas gotas de solución coloreada, agita, observa y registra el color de la solución resultante.
5. Compara los colores obtenidos y a partir de ellos construye una escala de colores para emplear el extracto de repollo morado como indicador de acidez.
6. Emplea la solución de repollo morado para clasificar sustancias de uso cotidiano según su acidez. Por ejemplo puedes usar: aspirina, limpiadores de horno, gaseosas incoloras, agua mineral con o sin gas, jugo de limón, etc.

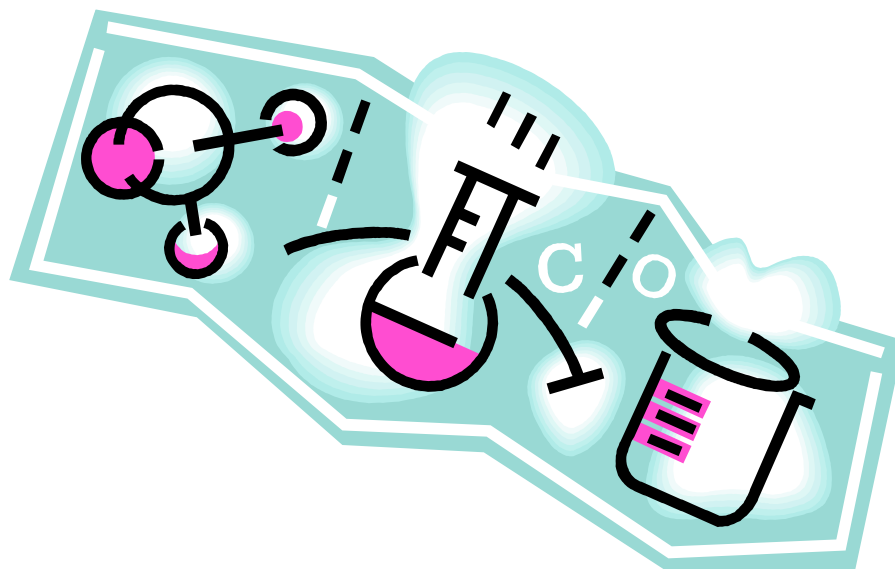
Conclusiones:

- 1- Completa la siguiente tabla a partir de las observaciones experimentales:

Indicador	Color de la forma ácida	Color de la forma básica	Color de la forma neutra
Papel de tornasol			
Extracto acuoso de repollo morado			

2- Complete la siguiente tabla a partir de los resultados obtenidos en el paso 6.

Sustancia	Color del indicador	Carácter ácido/base	pH aproximado



3

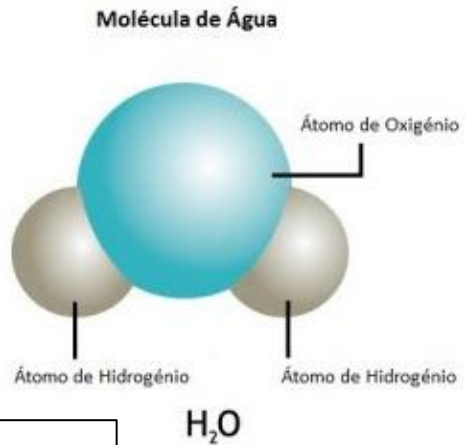
*Moléculas,
Elementos y
Tabla periódica*

Moléculas y átomos

Como hemos visto una solución se puede fraccionar por métodos físicos: si destilamos agua salada podremos separar el agua de las sales que estaban disueltas. En cambio, a la sustancia pura agua no la podemos separar por métodos físicos en otros componentes diferentes. Aunque tomemos porciones cada vez menores de agua, siempre tendrán las mismas propiedades. Si la dividimos utilizando métodos especiales dejaremos de tener agua.

Ahora podemos definir:

Molécula es la menor cantidad de sustancia que conserva todas sus propiedades.
Un material que tiene todas sus moléculas iguales es una **sustancia pura**.



Las **moléculas** representan la estructura de la materia y nos permiten diferenciar sustancias. Todas las moléculas están formadas por **átomos**, desde un átomo único (por ejemplo, el gas neón de los carteles luminosos) hasta miles de átomos (como la celulosa que forma la estructura de los vegetales). Cuando se divide una molécula en átomos se pierden las propiedades que esta tenía. Los átomos que la formaban presentan otras propiedades.

Podemos decir entonces que:

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



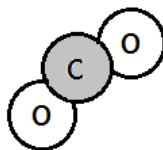
Todos asociamos H_2O con agua, esto representa a su molécula. La H simboliza hidrógeno y la O, oxígeno. Después del símbolo H está el subíndice 2 y después de O no hay subíndice; esto significa que en cada molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

La representación anterior H_2O recibe el nombre de **fórmula molecular**.

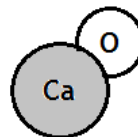
En el caso del agua, que tiene dos clases de átomos, se habla de una sustancia compuesta:

Sustancias compuestas: son las que tienen moléculas formadas por átomos de distintas clases.

Otros ejemplos de sustancias compuestas pueden ser:



Dióxido de carbono CO_2

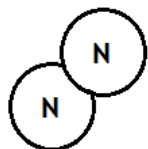


Óxido de calcio CaO

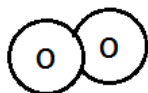
Si analizamos ahora el oxígeno, formado por dos átomos iguales, estamos en presencia de una sustancia simple:

Sustancias simples: son las que tienen moléculas formadas por átomos iguales.

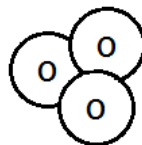
Ejemplos de sustancias simples:



Gas Nitrógeno N_2



Gas Oxígeno O_2



Ozono O_3

Se dice que todos los átomos de una sustancia simple pertenecen a un mismo **elemento**.

El concepto de elemento químico

Cuando Dalton propuso su teoría atómica, llamó elementos a las sustancias que no se pueden descomponer en otras más sencillas. Pero, en la actualidad, decimos que **elemento químico** (o, simplemente, **elemento**) es cada clase de átomo. Lo que define a una clase de átomo es el número de protones que posee. Todos los átomos que tienen el mismo número de protones en su núcleo pertenecen a la misma clase, es decir, al mismo elemento químico.

De acuerdo con este criterio, si se habla de la sustancia oxígeno se estará haciendo referencia a la sustancia gaseosa que se encuentra en el aire y que utilizamos para respirar. En cambio, si se habla del elemento oxígeno se estará haciendo referencia a la clase de átomo llamada oxígeno, que forma a la sustancia simple oxígeno y también se la halla formando parte de muchas otras sustancias, muy diferentes entre sí, como el agua, el azúcar, el alcohol o el dióxido de carbono. Todas estas sustancias son sustancias compuestas, ya que están formadas por más de un elemento: el elemento oxígeno y otros.



John Dalton

Origen de los nombres de los elementos químicos y de sus símbolos

Cada clase de átomos, es decir, cada elemento químico, se representa por medio de un símbolo formados por una o dos letras (la primera en mayúscula y la segunda en minúscula) del nombre con que comúnmente se los llama o del nombre en latín.

Por ejemplo, la plata se simboliza Ag, pues proviene de su nombre latino argentum. En este caso se han tomado las primeras letras de las dos primeras sílabas. Sodio se representa Na, del latín natrium; azufre S de sulfurum.

El nombre de cada elemento alude a veces a alguna propiedad de la sustancia simple que es aquella que contiene un solo elemento.

El símbolo del mercurio es Hg. Proviene del latín hydrargirium que significa plata líquida, ya que este metal es brillante como todos los metales y es un líquido a temperatura ambiente. Hidro refiere al agua y argirium alude a la plata.

El hidrógeno se representa H, pero su nombre indica hidro agua y geno genera, vale decir, genera agua.

Hay elementos cuyo nombre constituye una forma de homenajear a un científico, como mendelevio en honor a Mendeléiev Md, o nobelio, No, por Alfred Nobel. En honor a varios sabios que investigaron la constitución del átomo y la energía nuclear: bhorio, Bh por Niels Bohr, einstenio Es y fermio Fm por Enrico Fermi.

También existen elementos cuyo nombre refiere a algún país o a un continente: francio, Fr, germanio, Ge, americio Am o europio Eu.

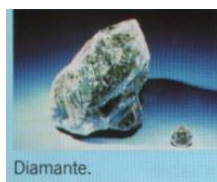
Los elementos muy recientemente descubiertos se simbolizan con tres letras, como el ununquadio Uuq, que alude al número de casillero que ese elemento ocupa en la tabla y es 114.

Abundancia de cada elemento en nuestro planeta

En la tabla anterior figuran los datos acerca de la abundancia de algunos elementos expresados en gramos por cada 100 gramos. Estos porcentajes solo se refieren a la composición de la corteza terrestre.

Alotropía

Algunas sustancias simples están formadas por el mismo elemento, pero tienen propiedades específicas diferentes: se las llama **alótropos** o **variedades alotrópicas**. El oxígeno del aire y el ozono, por ejemplo, son variedades alotrópicas del elemento oxígeno. En el caso de la sustancia oxígeno, la molécula tiene dos átomos (O_2), mientras que la sustancia ozono tiene tres átomos en su molécula (O_3). El grafito y el diamante son dos variedades alotrópicas del elemento carbono. En ellas, los átomos se disponen de distinta manera; por eso su aspecto y sus propiedades son totalmente diferentes.



Nombre del elemento químico (símbolo)	Abundancia en la corteza terrestre (%)
Oxígeno (O)	46.71
Silicio (Si)	27.69
Aluminio (Al)	8.07
Hierro (Fe)	5.05
Calcio (Ca)	3.65
Sodio (Na)	2.75
Potasio (K)	2.58
Magnesio (Mg)	2.08
Titanio (Ti)	0.62
Hidrógeno (H)	0.14
Fósforo (P)	0.13
Carbono (C)	0.094
Manganeso (Mn)	0.09
Azufre (S)	0.052
Bario (Ba)	0.05
Cloro (Cl)	0.045
Cromo (Cr)	0.035
Flúor (F)	0.029

Para profundizar puedes consultar los siguientes link:

- ¿Qué es un átomo y cómo lo sabemos?

https://www.youtube.com/watch?v=FdRD23O_vyl&feature=emb_rel_pause



- ¿Qué es una molécula en química?

https://www.youtube.com/watch?v=rfRv66wyKoY&feature=emb_logo





Actividades

1) Responde:

- ¿A qué se llama molécula?
- ¿Cómo son las moléculas en una sustancia pura?
- ¿Con qué se representan las moléculas?
- ¿Qué indican los números y las letras en una fórmula?
- ¿Qué diferencia hay entre sustancias simples y compuestas?
- ¿Qué es un elemento químico?
- ¿Cómo pueden estar formados los símbolos de un elemento?
- ¿Qué es la alotropía?
- Averigüen el origen del nombre del: fósforo (P), polonio (Po), radio (Ra) y bario (Ba).
- ¿Cuál es el elemento más abundante en la corteza terrestre? ¿Y en el cuerpo humano?

2) Completa:

Elemento químico es:

Hay hasta el momento..... elementos químicos, de ellos son naturales y los demás son

Cada elemento posee un y un

El símbolo puede constar de una sola letra, en este caso se escribe con mayúscula imprenta y es la primera letra del nombre. Por ejemplo:

..... es el símbolo del Carbono
 O es el símbolo del
 es el símbolo del Hidrógeno

Cuando el símbolo tiene dos letras, la primera se escribe con mayúscula y la segunda con minúscula (ambas imprenta). Por lo general corresponde a la segunda letra del nombre, pero no siempre es así, por ejemplo:

Ca es el símbolo del
 es el símbolo del Californio
 Cl es el símbolo del

Los nombres tienen diversos orígenes, por ejemplo:

- ⇒ Por sus propiedades. Por ejemplo:
- ⇒ En honor a científicos. Por ejemplo:
- ⇒ En honor a países. Por ejemplo:
- ⇒ Vinculados al sistema solar. Por ejemplo:

- 3) Busca en la Tabla periódica de los elementos* algún elemento que llame tu atención e investiga el origen de su nombre.
- 4) Completen este cuadro. Busquen la información necesaria en la Tabla Periódica de los Elementos.

Sustancia	Composición molecular (cantidad de átomos por molécula o unidad)	Fórmula molecular	Sustancia simple o compuesta
Ácido sulfúrico	2 de hidrógeno, 1 de azufre y 4 de oxígeno.		
Alcohol etílico		C ₂ H ₆ O	
Arena silícica	1 de silicio y 2 de oxígeno		
Argón		Ar	
Azufre romboédrico	8 de azufre		
Benceno		C ₆ H ₆	
Metano		CH ₄	
Óxido nítrico	2 de nitrógeno y 5 de oxígeno		
Ozono		O ₃	
Perclorato de potasio	1 de potasio, 1 de cloro y 4 de oxígeno		
Sacarosa (azúcar)	12 de carbono, 22 de hidrógeno y 11 de oxígeno		
Yodo		I ₂	

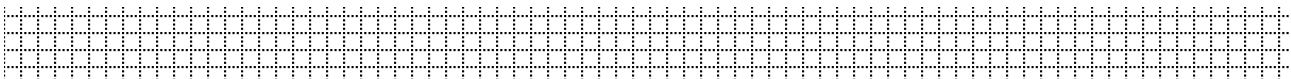
- 5) Elaboren una red conceptual** con las siguientes palabras claves, que muestre las relaciones que se establecen entre ellas:

**MOLÉCULA - ÁTOMO - SÍMBOLO QUÍMICO - SUSTANCIA SIMPLE - ELEMENTO -
SUSTANCIA COMPUESTA - FÓRMULA MOLECULAR.**

*¡Recuerda siempre tener a mano la Tabla Periódica!

**Recuerda que puedes consultar el video sobre cómo hacer una red conceptual:

<https://youtu.be/-yGc3rXzzZU>



Estructura química y masa

Masa atómica (MA)

Así como resulta inadecuado medir en kg la masa de un mosquito, la masa de un átomo al ser tan pequeña es inadecuado medirla en gramos.

Los científicos resolvieron el problema definiendo la **unidad de masa atómica**, u.m.a. que equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono.

$$\text{u.m.a.} = \frac{\text{masa del átomo de carbono}}{12}$$

Para expresar la masa de un átomo de cualquier elemento se compara la masa de dicho elemento con la u.m.a.

En la Tabla Periódica de los elementos figura la masa atómica de cada uno, expresada en u.m.a.

Masa molecular (MM)

Es un número que indica la cantidad de u.m.a. que contiene la molécula y se obtiene sumando la masa atómica de los elementos que forman la molécula multiplicando por su respectiva atomicidad.

Por ejemplo, para el agua (H₂O):

$$M = 2 \cdot A(\text{H}) + A(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Mol:

Debido a la extremada pequeñez de los átomos y las moléculas los científicos han salvado este inconveniente que se presenta en el orden experimental, buscando una cantidad de materia que contenga un número conocido de partículas y que sea fácil de medir o pesar.

Además, para poder trabajar en el laboratorio, en las fábricas o en la cocina de las casas hay que relacionar estos valores relativos y muy pequeños con unidades de masa tradicionales, como los gramos o kilogramos

Átomos y moléculas son muy pequeños, en pocos gramos de cualquier sustancia existe un número inimaginable de átomos y de moléculas. Estableceremos entonces una nueva escala y para ello definimos una nueva magnitud, el **mol**, que se define como la cantidad de una sustancia que contiene **6,02 x 10²³** partículas elementales (átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas). Este número de partículas se obtuvo luego de muchos experimentos y se conoce con el nombre de **constante de Avogadro**, en honor al científico italiano Amedeo di Quaregna, conde de Avogadro.

Se necesitarían más de 100.000 años para que pasen $6,02 \cdot 10^{23}$ gotas de agua por las Cataratas del Iguazú.

Con $6,02 \cdot 10^{23}$ hojas de papel podrían fabricarse más de un millón de talonarios cada uno de los cuales sería tan alto que llegaría desde la Tierra hasta el Sol.

Constante de Avogadro
 $6,02 \cdot 10^{23}$

Una computadora ultra rápida (capaz de realizar 100 millones de cuentas por segundo) tardaría casi 200 millones de años para contar hasta $6,02 \cdot 10^{23}$.

Junto con otros ingredientes, media docena de huevos puede convertirse en un rico bizcochuelo. Un mol de huevos podría llenar todos los océanos de la Tierra más de treinta millones de veces.

Mol: es una unidad de cantidad de materia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

¿Cuál es la masa de un mol?

La **masa de un mol de moléculas (MMM)** es la masa de una molécula, pero expresada en gramos. Un mol de cualquier sustancia posee el mismo número de moléculas:

$$N = 602.000.000.000.000.000.000 = 6,02 \times 10^{23} (*)$$

Así, por ejemplo, la masa molar molecular del agua es de 18 g; la del HCl ácido clorhídrico de 36,5 g.

Con estos datos podemos conocer la cantidad de partículas que hay en determinada masa de sustancias:

¿Cuántos moles hay en 360 g de agua?

$$18 \text{ g} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1 \text{ mol}$$

$$360 \text{ g} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad X = 360 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 18 \text{ g} = 20 \text{ moles de agua}$$



Problemas para resolver...

- 1) Calculen la masa molar molecular (MMM) de:
 - a) FeO óxido de hierro II
 - b) Fe₂O₃ óxido de hierro III;
 - c) H₂SO₄ ácido sulfúrico
 - d) Na₂SO₄ sulfato de sodio
 - e) C₆H₁₂O₆ glucosa.
 - f) CH₄ metano
 - g) Al₂O₃ óxido de aluminio.
- 2) ¿Cuál es la masa de:
 - a) 13 mol de cloro (Cl₂)
 - b) 2,8 mol de anhídrido silícico (SiO₂)
 - c) 0,5 mol de ácido sulfuroso (H₂SO₃)?
- 3) ¿Cuántos moles hay en:
 - a) 30 g de ozono (O₃)
 - b) 150 g de nitrato de aluminio Al(NO₃)₃
 - c) 14 g de óxido de calcio CaO?
- 4) ¿Cuántas moléculas hay en:
 - a) 0,3 mol de dióxido de carbono
 - b) 200 g de O₂
 - c) 7 mol agua
 - d) 14 g de ácido sulfúrico H₂SO₄
- 5) Si quieren hacer más ejercicios en casa para repasar visiten la siguiente página:



http://www.alcaste.com/departamentos/ciencias/actividades_multimedia/fqeso/actividades_geso/masa_quimica/masa_q1.htm

* **Nota:** para utilizar el número de Avogadro en cálculos debes utilizar Notación Científica.

Se utiliza para manejar números muy grandes o muy pequeños. En notación científica se escribe la parte entera con una sola cifra, seguida de la parte decimal y de una potencia de 10 positiva o negativa, según exprese lugares a la derecha (números grandes) o a la izquierda (números chicos) de la coma decimal. Por ejemplo, el radio de la Tierra es de 6.370.000 m; en notación científica sería: $6,37 \times 10^6$ m.

Tabla periódica de los elementos

Los elementos y su ordenamiento



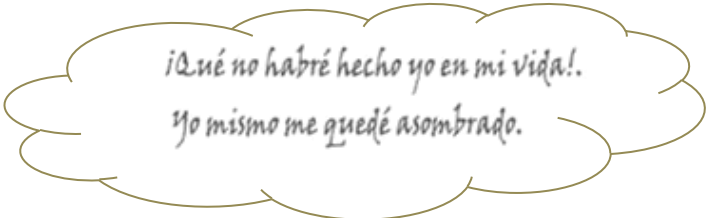
Manuscrito original de la Tabla Periódica de Mendeléiev

Hacia mediados del siglo XIX, es decir, unos 50 años antes de que se diera a conocer el primer modelo atómico, se conocían 63 elementos. Estudiando las propiedades de las sustancias formadas por esos elementos, los científicos observaron que había grupos que tenían propiedades similares entre sí. Esta observación los llevó a intentar agruparlos de alguna manera basándose en esas similitudes.

Muchos fueron los intentos por ordenar los elementos, hasta que hacia 1870 el químico ruso Mendeléiev y el alemán Meyer propusieron agruparlos en hileras horizontales en orden creciente de sus masas y colocando en columnas aquellos cuyas propiedades fuesen similares. Así, quedó formada la precursora de la actual tabla periódica de los elementos.

Como al intentar ordenarlos según estos dos criterios quedaban huecos, Mendeléiev supuso que habría elementos aún desconocidos y por ello dejó espacios vacíos para ubicarlos cuando fuesen descubiertos.

Mendeléiev estaba convencido de que si se conocían las propiedades de los elementos de un grupo (columnas verticales) se podrían predecir las propiedades de los elementos desconocidos, para los cuales había dejado espacios vacíos en su tabla. Así, calculó sus masas y las propiedades físicas y químicas de las respectivas sustancias simples (densidad, temperaturas de cambio de estado, color, reactividad frente al oxígeno y otras) basándose en las propiedades ya conocidas de sus compañeros de grupo. Con los años, esos elementos aún desconocidos fueron apareciendo uno a uno y sus propiedades resultaron casi idénticas a las previstas.



Dimitri Ivánovich

Mendeléiev

(1834 - 1907)

La Tabla Periódica actual

La versión actual de la tabla periódica de los elementos es una de las herramientas más útiles de los químicos, ya que puede contener muchos datos, tanto de cada uno de los elementos como de las sustancias simples correspondientes.

Está basada en la tabla de Mendeléiev y consta de 18 hileras verticales, llamadas **grupos**, y 8 filas horizontales, llamadas **períodos**.

La tabla actual ha sido construida en **orden creciente del número atómico (Z)**, es decir de la cantidad de protones, y todos los **elementos con propiedades análogas se ubican en la misma columna**, es decir en el mismo grupo. Este criterio fue elegido por el físico británico Moseley.

Período	Grupo IA	Versión actual de la tabla periódica de los elementos																VIIIA				
	1																	18				
1	H Hidrógeno																	He Helio				
2	Li Litio	Be Berilio															B Boro	C Carbono	N Nitrógeno	O Oxígeno	F Flúor	Ne Neón
3	Na Sodio	Mg Magnesio	Al Aluminio	Si Silicio	P Fósforo	S Azufre	Cl Cloro	Ar Argón														
4	K Potasio	Ca Calcio	Sc Escandio	Ti Titanio	V Vanadio	Cr Cromo	Mn Manganeso	Fe Hierro	Co Cobalto	Ni Níquel	Cu Cobre	Zn Zinc	Ga Gallio	Ge Germanio	As Arsénico	Se Selenio	Br Bromo	Kr Criptón				
5	Rb Rubidio	Sr Estroncio	Y Itrio	Zr Zirconio	Nb Niobio	Mo Molibdeno	Tc Tecnecio	Ru Rutenio	Rh Rodio	Pd Paladio	Ag Plata	Cd Cadmio	In Indio	Sn Estañio	Sb Antimonio	Te Teluro	I Yodo	Xe Xenón				
6	Cs Cesio	Ba Bario	La Lantano	Hf Hafnio	Ta Tantalio	W Volframo	Re Renio	Os Osmio	Ir Iridio	Pt Platino	Au Oro	Hg Mercurio	Tl Talio	Pb Plomo	Bi Bismuto	Po Polonio	At Astatino	Rn Radón				
7	Fr Francio	Ra Radio	Ac Actino	Rf Rutherfordio	Db Dubnio	Sg Seaborgio	Bh Berkelio	Hs Hassium	Mt Meitnerio	Uun Ununonio	Uuu Ununonio	Uub Unbismio	Uuq Unquencio	Uuh Unheptonio	Uuo Unoctonio							
		Lantánidos																				
		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71							
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
		Actínidos																				
		88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr							

Los grupos están numerados de dos maneras distintas: la tradicional, que utiliza números romanos del I al VIII y las letras A y B, de forma tal que hay dos grandes subgrupos (del I al VIII A y del I al VIII B); y la moderna, que numera los grupos del 1 al 18.

Los periodos 6 y 7 incluyen a los elementos denominados lantánidos y actínidos, que por lo general, por una cuestión de espacio, se colocan por separado.

Los periodos están numerados del 1 al 7.

Los tipos de elementos en la tabla periódica

De los elementos que se conocen hasta el momento, 92 se encuentran formando parte de sustancias naturales; el resto fueron creados en el laboratorio, es decir, son artificiales.

Las sustancias simples formadas por estos elementos tienen determinadas propiedades, que hacen que se las pueda clasificar en dos grandes grupos: **metales** y **no metales**. Sin embargo, algunas sustancias tienen propiedades que las hacen parecidas a los metales, y otras, a los no metales. Son los **semimetales**.

Los elementos que forman a los metales se llaman elementos metálicos y están ubicados en la parte izquierda de la tabla periódica. Los elementos que forman a los no metales se llaman elementos no metálicos y están ubicados a la derecha de la tabla periódica. Entre los elementos metálicos y los no metálicos se ubican los semimetálicos.

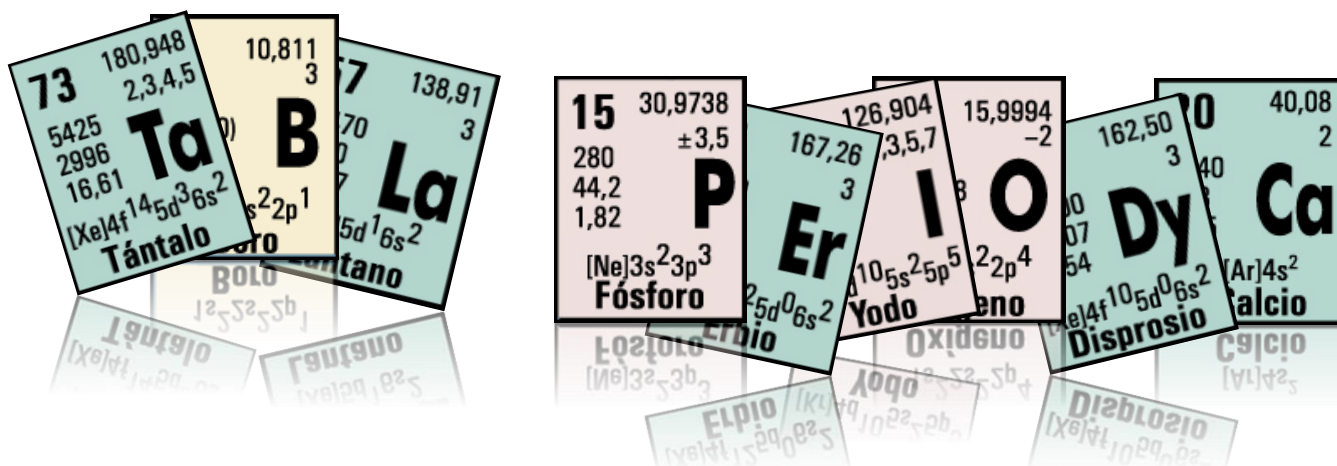
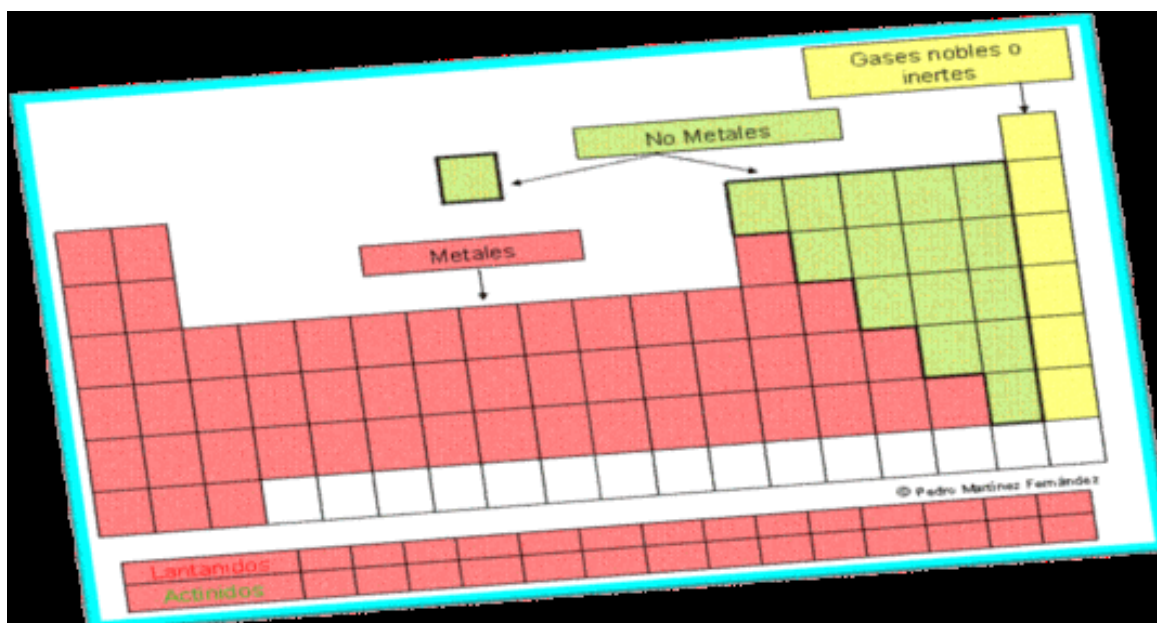


Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor; la mayoría son sólidos a temperatura ambiente y tienen un brillo característico; casi todos tienen color gris (excepto el oro y el cobre) y son dúctiles y maleables, es decir, con ellos se pueden hacer láminas e hilos.



Entre los no metales hay un grupo de sustancias muy particulares que se llaman gases inertes, gases nobles o gases raros. Los elementos que los forman son los que corresponden al grupo 18 de la tabla periódica. La palabra “inerte” significa ‘sin vida’, y con este nombre se quiso poner en evidencia que son los únicos elementos que no tienen tendencia a unirse con otros para formar distintas clases de compuestos. Pero este nombre no debe tomarse al pie de la letra, ya que en realidad ningún átomo, ni de este grupo ni de ningún otro, tiene vida.

Por lo general, estos bloques de sustancias suelen estar identificados en la tabla periódica con colores diferentes.



¿Te animas a buscar símbolos y escribir tu nombre?



Actividades

1) Responde y completa:

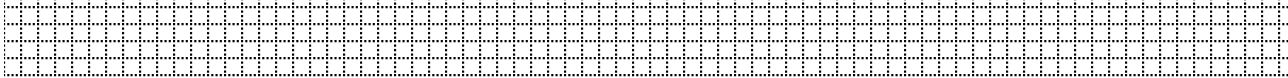
- ¿Cómo está constituida la tabla periódica actual?
- ¿En qué se basa el ordenamiento de los elementos?
- ¿Cuántos grupos y cuántos periodos hay?
- Completa un cuadro comparativo como el siguiente, con las características principales de los metales, los no metales y los gases inertes.

Tipo de elemento	Metales	No metales	Gases Nobles, Inertes o Raros.
Características			

e. ¿Qué son los semimetales?

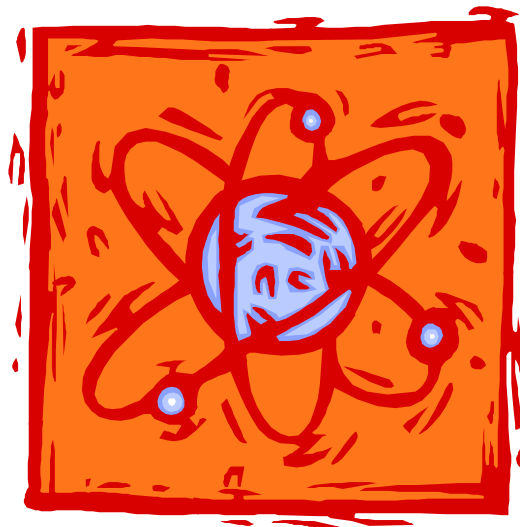
2) Clasifiquen como metálicos, semimetálicos, no metálicos o inertes los siguientes elementos:

Litio, carbono, flúor, neón, magnesio, silicio, potasio, hierro y germanio.



4

Estructura interna de la Materia



Modelos atómicos



Comencemos con un video...

Observa el video con atención:

<https://drive.google.com/file/d/1WDifuoa-7EPoiRgPjwHH15hvNKvCldLU/view?usp=sharing>

1. Anota los datos relevantes de las ideas sobre el átomo desde los griegos hasta Niels Borh.
2. Realiza una línea de tiempo sobre la evolución de los modelos atómicos.



Los primeros modelos

Todos sabemos que los átomos no se pueden ver, y por lo tanto no podemos saber con certeza cómo están conformados.

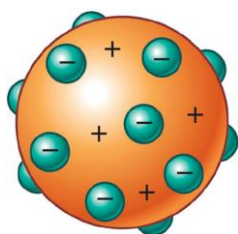
Por lo tanto, se describen **modelos** por medio de los cuales se pretenden explicar los distintos hechos experimentales. Cuando algún hecho experimental refuta el modelo, este se debe descartar y se debe emplear otro modelo que describa mejor el comportamiento experimental.



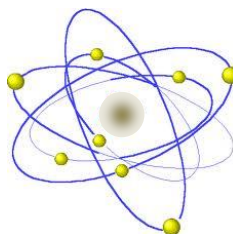
Así, surgieron distintos modelos para explicar la estructura atómica, cada uno tomando del anterior lo que respondía a la experiencia y descartando lo que la contradecía.

En 1904, el físico británico Joseph John Thomson propuso el primer modelo atómico. Él suponía que el átomo era una esfera maciza con carga positiva en la cual se hallaban los electrones con carga negativa incrustados como pasas en un budín. Por ello a su modelo se lo llamó: “Modelo del budín”.

Poco después, en 1911, el físico y químico neozelandés Ernest Rutherford propuso el “Modelo Planetario” según el cual el átomo estaba formado por un núcleo cargado positivamente a cuyo alrededor giraban los electrones cargados negativamente por lo que eran atraídos por el núcleo.



Modelo de Thompson



Modelo de Rutherford

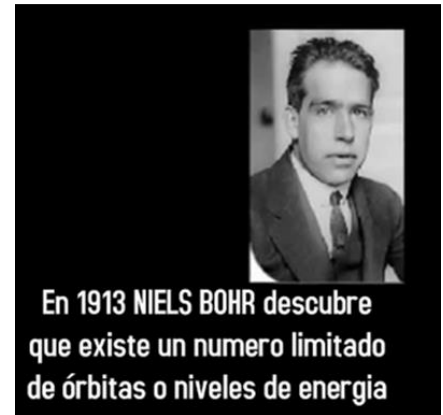
Fue muy importante su descubrimiento de que el átomo no era compacto ya que prácticamente toda la masa del átomo estaba concentrada en su pequeño núcleo mientras que el volumen de este venía dado por la zona ocupada por los electrones (e^-). Esto significa que, si bien la masa del átomo es prácticamente igual a la masa del núcleo, el volumen que ocupa es despreciable frente al volumen que ocupan los electrones.

Para que nos demos una idea de lo que esto significa, supongamos por un momento que el átomo tuviera el tamaño de una cancha de fútbol. En ese caso, el núcleo ocuparía el mismo volumen que un grano de arroz en el medio de ella, y la zona que ocuparían los electrones, el resto de la cancha. A pesar de ello, la masa estaría concentrada en ese núcleo ya que los electrones tienen una masa alrededor de 1800 veces menor que la de las partículas que lo forman.



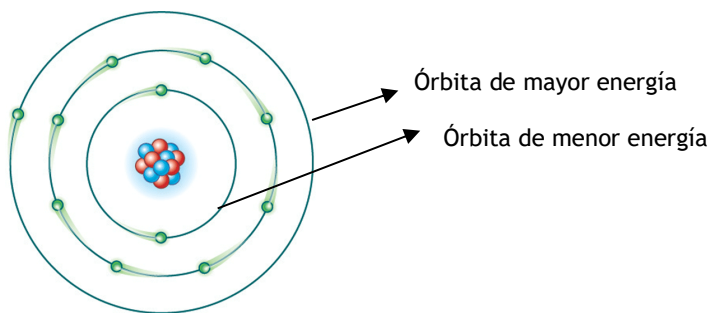
El modelo de Bohr

En 1913, Niels Bohr, físico danés, sosteniendo la idea de un núcleo positivo de Rutherford, propuso un modelo atómico algo semejante al sistema solar, según el cual los electrones atraídos por la carga positiva del núcleo, giran a su alrededor en órbitas esféricas bien definidas. Cada órbita corresponde a un valor o nivel de energía, según su distancia al núcleo; cuanto más alejada del núcleo, mayor es la energía de la órbita. Mientras los electrones no cambien de órbita se mueven sin absorber o emitir energía. Esta afirmación contradecía las teorías del electromagnetismo clásico, que predecían que los electrones girando alrededor del núcleo deberían perder energía progresivamente hasta chocar con él. Este fue el motivo del fracaso del modelo de Rutherford.



En el Modelo de Bohr, en cambio, los electrones sólo pueden absorber o emitir energía en determinadas cantidades. Así, si un electrón absorbe la cantidad de energía adecuada “salta” a una órbita de mayor energía. Con esa energía el átomo se encuentra inestable (un átomo es más estable cuanto menos energía tiene) y termina emitiéndola y volviendo a su órbita de origen.

Esto se puede observar en los espectros de luz emitidos por los átomos de los diferentes elementos. Un espectro es el conjunto de colores observado al descomponer la luz (por ejemplo, el arcoíris es el espectro de la luz solar).



El modelo de Bohr plantea que los electrones se encuentran en órbitas de diferente energía. Los “saltos” de una órbita a otra implican la absorción o emisión de energía.

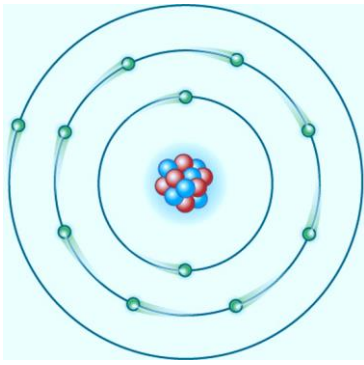
El modelo actual de átomo

El modelo atómico de Bohr también tenía limitaciones, por lo que debió ser modificado a medida que se descubrían nuevos fenómenos asociados a la luz.

El físico alemán Werner Heisenberg llegó a la conclusión que el electrón no gira en órbitas bien definidas, sino que se mueve al azar en zonas del espacio con determinada energía. Así, el nuevo modelo postula que no es posible saber en qué lugar se encuentra un electrón en un momento determinado (es decir, modifica la idea de *órbita* del modelo de Bohr): solo es posible saber en qué lugar es más probable que esté. A esa zona del espacio donde es más probable hallar un electrón se la llama **orbital**. A su vez, los orbitales se encuentran en otras zonas, que dependen del contenido energético del electrón, que se llaman **niveles de energía**.

Como no es posible ubicar los electrones en determinado lugar en un momento dado, suele hablarse de nube electrónica, lo que da idea de zona difusa, es decir, no definida. Profundizaremos más de este tema en 4° Año...

Entonces...¿Cómo son los átomos?

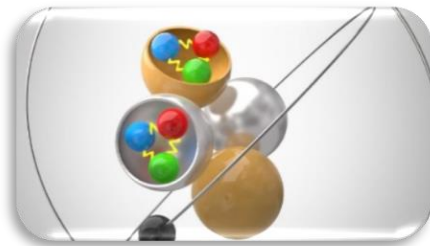


En esta representación simplificada, en el centro se halla el núcleo con los protones, y alrededor, los electrones moviéndose en determinadas órbitas. Es importante tener en cuenta que ningún dibujo de un átomo puede respetar la proporción real de tamaño entre su núcleo y su diámetro total.

Los átomos son pequeñísimas partículas que componen la materia; sin embargo, están compuestos también por subpartículas.

En el modelo de Bohr, cada átomo tiene un núcleo formado por subpartículas de carga eléctrica positiva, llamadas **protones** (p^+). Alrededor del núcleo giran, a diferentes distancias, subpartículas muchísimo más pequeñas y de carga eléctrica negativa, llamadas **electrones** (e^-). El átomo es eléctricamente neutro, porque el número de protones es igual al número de electrones y sus cargas eléctricas se compensan. Con posterioridad al modelo de Bohr se descubrió que en el núcleo hay también otras partículas que aportan masa al átomo y no tienen carga eléctrica: son los **neutrones** (n). Cuando los átomos se unen para formar moléculas, "comparten" algunos de sus electrones externos.

En la actualidad, se sabe que hay subpartículas más pequeñas que los electrones: los **quarks**.



Amplía tu información sobre los quarks en siguiente video:

<https://youtu.be/WMmxuo4FEC8>



Actividades

- 1) ¿A partir de qué puede explicarse la estructura atómica?
- 2) ¿Cuál fue el primer modelo atómico y en qué consistió?
- 3) ¿Qué descubrió Rutherford y cómo es el modelo atómico que propuso?
- 4) ¿Cómo se distribuye la masa en el átomo y cómo es en relación a su volumen?
- 5) ¿Cuál fue el motivo del fracaso de modelo de Rutherford?
- 6) ¿Qué diferencia hay entre el modelo de Bohr y los anteriores?
- 7) ¿A qué se llama orbital en el modelo atómico moderno?
- 8) Completa un cuadro como el que sigue y caracteriza las partículas que componen al átomo:

Partícula	Carga	Ubicación

El número atómico y número másico

Cuando se quiere representar a cantidad de electrones, protones y neutrones de un átomo se utiliza el siguiente esquema de representación:

Número másico (A) ← 12
 Número atómico (Z) ← 6 **C** → Símbolo del elemento

El **número atómico (Z)**, indica la cantidad de protones del átomo. Cómo el átomo es neutro, tiene igual al número de electrones.

El **número másico (A)** representa la masa del átomo.

La masa del átomo está asociada a la masa del núcleo del mismo, formado por protones y neutrones. Esto es debido a que la masa de un protón y un neutrón es similar, mientras que la de los electrones es 1.836 veces menor, por lo que se la considera prácticamente despreciable.

El número atómico está asociado a los protones y los neutrones y es el resultado de la suma de neutrones y protones:

$$\text{Número Másico} = \text{protones} + \text{neutrones}$$

$$A = p^+ + n$$

En el caso del carbono que tiene Z = 6, indica que tiene 6 protones y 6 electrones; y como su A = 12, la cantidad de partículas indica que tiene 6 neutrones.

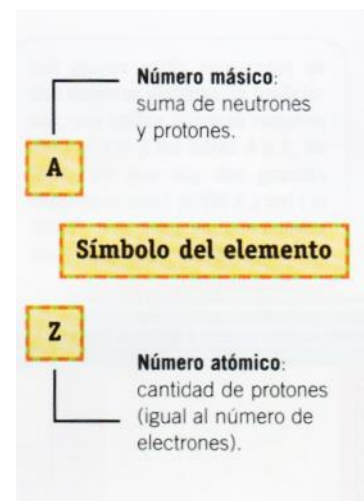
$$n = A - p^+$$

Los isótopos

Todos los átomos del mismo elemento tienen la misma cantidad de protones (y, por lo tanto, de electrones); sin embargo, no todos tienen la misma cantidad de neutrones. Se llama **isótopos** a los átomos del mismo elemento que tienen distinta cantidad de neutrones en su núcleo. Dicho de otra manera, son átomos que tienen igual número atómico (cantidad de protones) pero distinto número másico (suma de neutrones más protones). Como tienen la misma cantidad de protones, se los considera de mismo elemento, aunque no sean exactamente iguales.

La mayoría de los elementos tiene más de un isótopo, aunque por lo general uno de ellos es mucho más abundante que los otros. Por ejemplo, existen tres isótopos del elemento hidrógeno, que son:

- el **protio**, que tiene un protón, un electrón y ningún neutrón (es el más abundante);
- el **deuterio**, que tiene un protón, un electrón y un neutrón;
- el **tritio**, que tiene un protón, un electrón y dos neutrones.



Átomos y radiactividad

Durante los últimos años del siglo XIX y los primeros del XX, se sucedieron una serie de descubrimientos que posibilitaron que la química avanzara a pasos agigantados. Algunos de esos hechos fueron el descubrimiento de los rayos X (1895) y el de la radiactividad (1896). La radiactividad es el fenómeno por el cual algunos átomos se parten espontáneamente liberando grandes cantidades de energía y partículas subatómicas, como neutrones y protones. Si un átomo emite protones, se convierte en un átomo de otro elemento.

Los niveles de energía y la distribución electrónica

Conforme al modelo actual, los electrones se ubican en determinados niveles según su contenido energético. Mientras se muevan en esas zonas determinadas, se dice que el átomo se halla en su **estado fundamental**.

La escritura de la forma en que se distribuyen los electrones en los niveles de energía se denomina **configuración electrónica (C. E.)**. Hay distintas maneras de escribir la configuración electrónica de los átomos.

Por ejemplo, la *configuración electrónica por niveles o distribución según Bohr*, del átomo de carbono se puede escribir así: 2;4. Esto significa que el átomo de carbono tiene dos niveles de energía: el primero (más cercano al núcleo) con 2 electrones y el segundo con 4 electrones.

Hay siete niveles de energía como máximo, y para cada uno, un número máximo posible de electrones. El número máximo de electrones por nivel está dado por la siguiente fórmula:

$$2 \cdot n^2$$

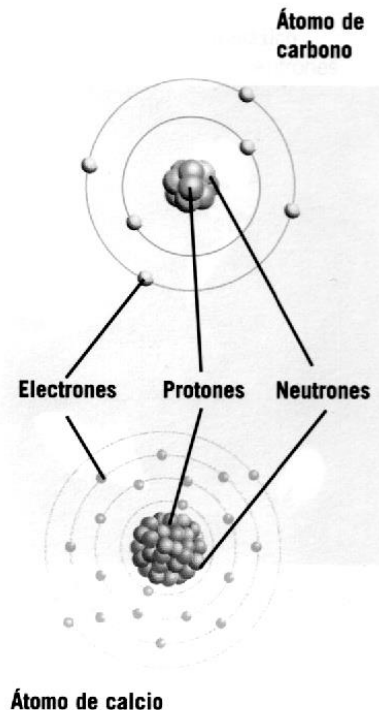
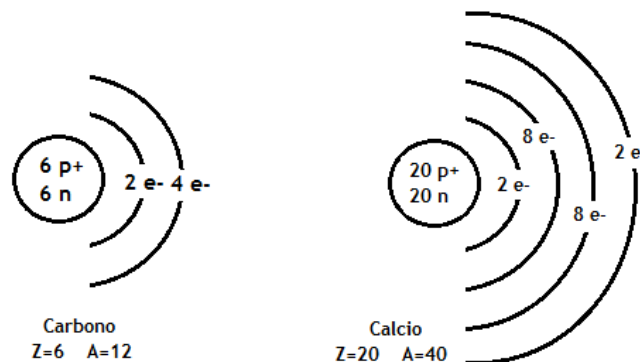
donde n es el número de nivel

Así, en el primer nivel (nivel 1) entran 2 electrones ($2 \cdot 1^2$); en el segundo, 8 ($2 \cdot 2^2$); en el tercero, 18 ($2 \cdot 3^2$), y así sucesivamente.

A partir del tercer nivel, es posible que algunos electrones se ubiquen en los niveles siguientes, aunque los anteriores no estén completos, esto es porque no deben haber más de 8 electrones en el último nivel, ni 18 electrones en el penúltimo.

Por ejemplo, la C. E. del átomo de calcio es: 2;8;8;2. Esto significa que tiene 2 electrones en el primer nivel, 8 en el segundo, 8 en el tercero y 2 en el cuarto; es decir, tiene electrones en el cuarto nivel a pesar de que el tercero no está lleno (su capacidad máxima es de 18).

Para representar la configuración electrónica de los átomos en niveles, es decir la representación según Bohr, lo haremos mediante un dibujo. Por ejemplo, para el carbono y el calcio:



Estas representaciones se utilizan para comprender mejor la distribución de electrones en los niveles de energía, pero son simplificaciones basadas en el modelo nuclear del átomo. Las líneas concéntricas representan los niveles de energía y no las trayectorias de los electrones.

Si necesitas ampliar la información, puedes observar el siguiente video:

<https://youtu.be/altglik9jXQ>





Actividades

1) Responde:

- ¿Qué es y qué indica el Z?
- ¿Qué indica el número másico y cómo se simboliza?
- ¿Qué es un isótopo?
- ¿Qué relación hay entre los isótopos y la radiactividad?

2) El átomo de potasio tiene 19 protones. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuántos electrones tiene?

3) Calculen el número de electrones, protones y neutrones de los siguientes átomos:

7 Li 3	28 Si 14	31 P 15	65 Zn 30	24 Mg 12	197 Au 79
--------------	----------------	---------------	----------------	----------------	-----------------

4) Calculen el número de protones, electrones y neutrones de un isótopo del flúor de número másico 20 (el número atómico es 9).

5) Cuando se dice que el oxígeno es un gas a temperatura ambiente, ¿se está haciendo referencia al elemento químico o a la sustancia simple?

6) Cuando se dice que el hidrógeno tiene 1 protón, ¿se está mencionando una propiedad de la sustancia simple hidrógeno o del elemento químico?

7) Un isótopo del calcio tiene $A = 40$ y otro isótopo tiene $A = 41$. ¿Cuántos electrones, neutrones y protones tiene cada uno, si sabemos que su $Z = 20$?

8) Calculen el número de neutrones, protones y electrones de los siguientes isótopos: oxígeno 16 y oxígeno 18 (los números son sus respectivos números másicos).

9) ¿Cuántos protones y neutrones tienen los isótopos C 14 y Cl 35?

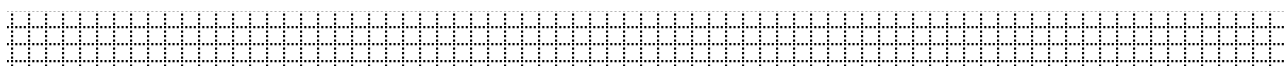
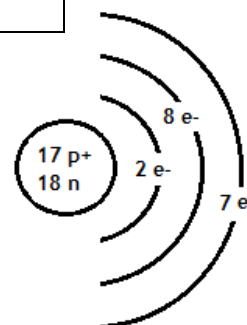
10) Completen el siguiente cuadro, sin usar la tabla periódica:

Elemento	A	Z	e ⁻	p ⁺	n
azufre	32			16	
nitrógeno		7			7
potasio	39		19		

11) Representa por Bohr los elementos del ejercicio anterior.

12) Teniendo en cuenta la siguiente representación según Bohr, indica:

- N° Atómico
- N° Másico
- Símbolo y nombre del elemento.



Laboratorio N° 3

Tema: "Ensayos a la llama"**OBJETIVOS:**

- Reconocer la presencia de un elemento por el color de la llama que se obtiene al acercar una sal de este elemento a la llama de un mechero.

**MATERIALES Y REACTIVOS**

- ✓ Un Ansa (se puede fabricar con una birome en desuso y un alambre de platino)
- ✓ Un mechero.
- ✓ Un vidrio de reloj.
- ✓ Un vaso de precipitado.
- ✓ Una espátula.
- ✓ Un gotero.
- ✓ Ácido clorhídrico al 20 %.
- ✓ Sales para el ensayo: cloruro de sodio, cloruro de potasio, cloruro de litio, nitrato de sodio, cloruro de bario, cloruro de calcio.

PROCEDIMIENTO

- Coloquen el vaso de precipitado 50ml de ácido clorhídrico e introduzcan allí el ansa. (Este procedimiento se hace para limpiar el alambre y se repite cada vez que se hace un nuevo ensayo).
- Enciendan el mechero y acerquen la punta del alambre al fuego hasta que no se observe ningún cambio de color en la llama.
- Tomen con la espátula una pequeña cantidad de cloruro de sodio y colóquenla en el vidrio de reloj y agreguen con un gotero tres o cuatro gotas de ácido clorhídrico.
- Tomen un poquito de la muestra con la punta del alambre y colóquenla en la parte no luminosa de la llama del mechero. Registren el color de la llama que observan.
- Repitan el procedimiento con las otras sales.

ANÁLISIS Y CONCLUSIONES

- a) Completen el siguiente cuadro con las observaciones registradas:

Sal	Fórmula	Color de la llama
Cloruro de sodio	NaCl	
Cloruro de potasio	KCl	
Cloruro de litio	LiCl	
Nitrato de sodio	NaNO ₃	
Cloruro de bario	BaCl ₂	
Cloruro de calcio	CaCl ₂	

- b) Según los resultados obtenidos, y teniendo en cuenta las fórmulas de las sales, ¿Cuáles serían los elementos químicos responsables del cambio de color en la llama?
- c) Imaginen qué ocurriría si mezclaran distintas sales. ¿Cómo sería el color de la llama obtenida?
- d) ¿Por qué se usa un alambre de platino y no de hierro o cobre?

Analizamos una historia en viñetas... Marie Curie

QUÍMICA EN LA VIDA

¿BUSCAS UN ROLE MODEL FEMENINO?
MARIE CURIE
ES UNA GRAN OPCIÓN

DESARROLLÓ LA TEORÍA DE LA RADIOACTIVIDAD.
INCLUSO INVENTÉ LA PALABRA

DESCUBRIÓ DOS ELEMENTOS QUÍMICOS (JUNTO CON SU ESPOSO)

84	88
Po	Ra

FUE LA PRIMERA MUJER EN DAR CLASES EN LA SORBONA (FRANCIA)
AUNQUE MUCHOS HOMBRES SE OPUSIERON

AH SÍ, Y GANÓ DOS PREMIOS NOBEL (FÍSICA Y QUÍMICA)
DEAL WITH IT

MURIÓ UN 4 DE JULIO DE 1934, VÍCTIMA DE SU PROPIO DESCUBRIMIENTO
EN ESA ÉPOCA NO SE CONOCIAN LOS PELIGROS DE LA RADIOACTIVIDAD.

Y SU LEGADO CAMBIÓ POR COMPLETO LA PERCEPCIÓN DE LAS MUJERES EN LA CIENCIA.

FUENTE: "History - Marie Curie" - BBC

PICTOLINE.COM

1. Extrae información de la infografía y realiza un texto biográfico de Marie Curie.
2. Busca otras mujeres que hayan aportado conocimientos a la ciencia.
3. Marie Curie murió víctima de la radiactividad, busca información y realiza un cuadro comparativo con al menos 4 efectos beneficiosos y 4 perjudiciales de la radiación.

La distribución de los electrones y la tabla periódica

Recién a mediados del siglo XX, al conocerse mejor la estructura de los átomos, se pudo comprobar que Mendeléiev, sin saberlo, había ubicado los elementos en orden creciente de sus números atómicos (número de protones), y que **los que pertenecían al mismo grupo tenían la misma cantidad de electrones en el último nivel**. Esto llevó a los científicos a pensar que las propiedades de las sustancias simples formadas por los elementos del mismo grupo eran semejantes porque tenían la misma cantidad de electrones en el último nivel. A partir de esto, se considera que los electrones del último nivel de energía determinan las propiedades de las sustancias que forman.

La manera en que está hecha la tabla periódica actual permite establecer dos reglas generales, que son las siguientes:

- Para los elementos de los subgrupos A y los I y II B (excepto el helio), el número de grupo (de la numeración tradicional) coincide con el número de electrones del último nivel.
- En todos los casos, la cantidad de niveles que tienen los átomos coincide con el número de periodo en el que se encuentran.

¿Por qué se llama periódica?

El término periódico significa que algo se repite en forma regular. La tabla periódica de los elementos se denomina de esa manera porque las propiedades de los elementos se repiten a determinados intervalos, dando lugar a las columnas verticales o grupos.

Uso y manejo de la tabla periódica

- ¿Cómo se ubican los elementos en la tabla periódica?

Existen varias formas para ubicarlos rápidamente.

A partir de su número de grupo y periodo. Por ejemplo, será fácil encontrar el elemento plomo (Pb), si se cuenta con la información de que se halla ubicado en el período 6, grupo IVA (o 14). Se busca el periodo 6 y se lo recorre horizontalmente hasta que se cruce con el grupo indicado. En ese lugar se encuentra el elemento buscado.

A partir de su número atómico. Se sabe que los elementos están ordenados en el orden creciente de sus números atómicos.

A partir de su número de protones. Se sabe que es igual al número atómico o Z.

A partir de su número de electrones. Se conoce que coincide con el número de protones y por lo tanto, con su número atómico.

A partir de su distribución electrónica. Observando el último nivel podemos determinar el periodo y con la cantidad de electrones en este, el grupo.

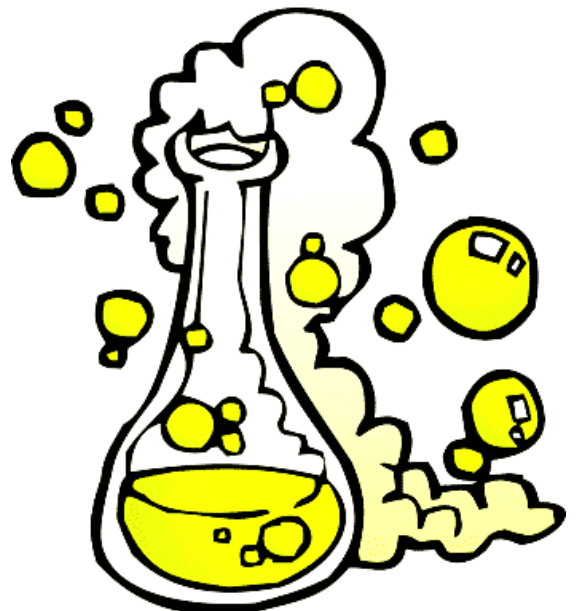


Actividades

- 1) ¿Cuántos electrones tendrá un átomo del elemento ubicado en el período 3 y en el grupo II A? ¿Cuál será su número atómico?
- 2) ¿Cuál será la ubicación en la tabla periódica del elemento de número atómico (Z) 11, si sabemos que corresponde al subgrupo A?
- 3) ¿Qué partículas hay en el núcleo de un átomo del isótopo oxígeno 18 (Z = 8)? ¿Cómo se distribuyen sus electrones en los diferentes niveles de energía?

5

Las transformaciones de la Materia



QUÍMICA EN LA VIDA

La química del Teatro del Bicentenario

Las propiedades especiales de ciertos materiales los vuelven adecuados para propósitos específicos. Por ejemplo, desde hace varios siglos el cobre se utiliza como cubierta y protección del exterior de los edificios. Basta con visitar el centro de nuestra provincia y ver la cubierta de la sala principal del Teatro del Bicentenario (figura).

La gente se preguntaba cuando lo pintarían, pero para su sorpresa, los encargados de la obra explicaron que ese era el color elegido, que está de moda el óxido y que el material se llama acero corten, la última tendencia de la arquitectura mundial.

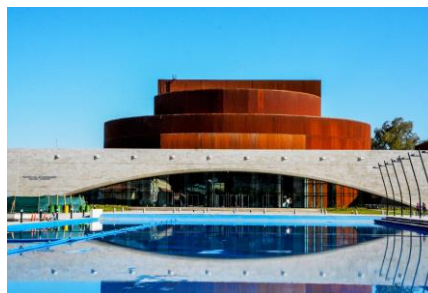
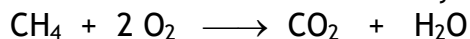
El acero corten es un material que era desconocido para los sanjuaninos, es la primera vez que se usaba en un edificio público y la mayoría pensaba que eran "chapas oxidadas".

El acero corten, es un acero patinable, que se compone, además de hierro y carbono, de cobre, cromo, níquel y fósforo. Su composición química que hace que su oxidación tenga características particulares que protegen la pieza realizada con este material frente a la corrosión atmosférica sin perder prácticamente sus características mecánicas. Los aceros patinables se caracterizan por su muy buena resistencia a la corrosión, gracias a incluir cobre y cromo en su aleación.

Esta aleación al estar expuesta a ciclos de humedad y sequedad, desarrolla una capa de óxido homogénea y de alta adherencia en la superficie del acero expuesto a las condiciones del clima. Es la formación de esta fina capa de oxidación superficial no progresiva y protectora (pátina), la que le otorga resistencia a la corrosión, superior a la de los aceros comunes. Esta capa superficial funciona como barrera de protección contra el avance de la corrosión sin demandar revestimientos o protecciones adicionales, dependiendo del ambiente al que está expuesto.

Ahora bien, las propiedades de los materiales se asocian fuertemente con sus cambios, tanto los físicos, en los cuales la identidad de las sustancias no cambia, como los químicos, en los que se modifica la identidad de una o más sustancias y se forman una o más sustancias nuevas. El cambio de color del acero en el revestimiento del teatro a color tierra rojiza, se debe, justamente, a un cambio químico. Este tipo de cambio se llama **reacción química**.

Las reacciones químicas pueden manifestarse de diferentes maneras, entre ellas, por un cambio de color, el desprendimiento de un gas, la producción de una explosión, la aparición de un compuesto sólido, un cambio de temperatura, etc. Por ejemplo, al encender una hornalla para cocinar nuestros alimentos, el metano (principal componente del gas natural) reacciona con el oxígeno del aire y se desprenden calor y luz. Como productos de esta reacción se obtienen dióxido de carbono y agua.



Teatro del Bicentenario
San Juan - Argentina



Actividades

1. ¿Cómo podemos reconocer que ha ocurrido una reacción química? ¿Cuál de esas formas es la que aparece en el caso del teatro?
2. Clasifica en simples y compuestas las sustancias involucradas en la reacción entre el metano y el oxígeno.
3. Ingresa a los siguientes links para ampliar la información proporcionada arriba sobre nuestro teatro y el material del revestimiento de la sala:



<https://neoquim.com/acero-corten/>

Nota Diario Tiempo de San Juan

<https://www.tiempodesanjuan.com/teatro-del-bicentenario/una-curiosidad-que-da-que-hablar-el-revestimiento-oxido-del-megaedificio-152114.html>



4. Comenta esta lectura en casa y verifica las dudas sobre la pátina del Teatro.

Reacciones y ecuaciones químicas

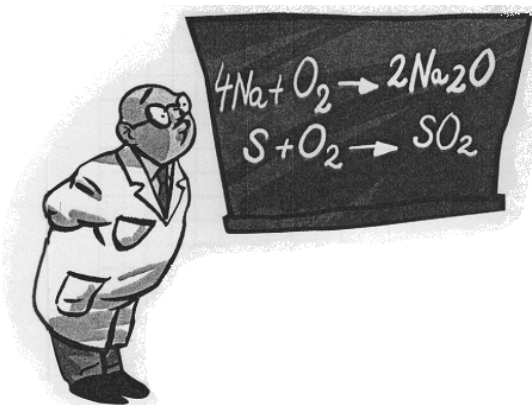
Una **reacción química** es una transformación química. Por lo tanto, los ejemplos dados anteriormente de la oxidación del cobre y la combustión del gas natural son reacciones químicas.

Se puede decir entonces que **una reacción química es el proceso por el cual una o más sustancias se convierten en otras de características diferentes.**

Para que ocurra una reacción química, las uniones entre los átomos que forman las moléculas de los reactivos deben romperse. Luego, esos mismos átomos *se reordenan* y se unen formando nuevas moléculas, es decir, distintas sustancias.



Para entender una reacción se puede hacer esta comparación: Los alumnos de un curso se encuentran tomados de la mano en grupos de cuatro chicos. A una señal de la maestra se sueltan (rompen sus uniones), forman grupos distintos de los anteriores (se reordenan) y se vuelven a tomar de la mano (forman nuevas uniones).

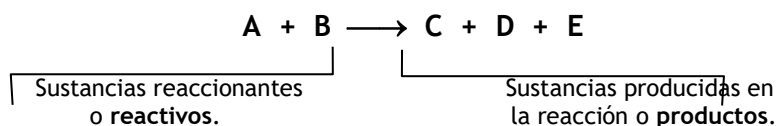


Si se quiere representar sobre una hoja de papel una reacción química, existe una forma simbólica de hacerlo que se conoce como **ecuación química**.

La ecuación química consiste en dos partes miembros separados por una **flecha**: a la izquierda de ella se escriben las fórmulas químicas de los **reactivos**, es decir, de las sustancias que se van a modificar, o sustancias iniciales, y a la derecha de la flecha se escriben las fórmulas químicas de los **productos**, o bien, de las sustancias que se forman, o sustancias finales.

Tanto entre las fórmulas de las sustancias de la izquierda como entre las de la derecha se coloca el signo de adición + (más).

Un primer ejemplo en el que no se utilicen fórmulas químicas verdaderas puede resultar más sencillo para entender estos nuevos conceptos: se llamará simplemente **A** y **B** a las sustancias que se van a transformar, y **C**, **D** y **E** a las sustancias que se forman. La ecuación química que representa esta reacción será entonces:



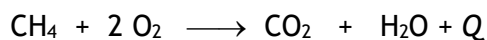
Se puede decir ahora, y es muy importante recordarlo, **que una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química.**

El estado físico de los reactivos y de los productos. Se indica mediante abreviaturas que se ubican inmediatamente a continuación de cada fórmula química: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (aq) solución acuosa.

En la combustión del metano, al encender la hornalla, como vimos, el metano y el oxígeno son los reactivos, que reaccionan para transformarse en los productos: dióxido de carbono y agua.

Otros símbolos en la ecuación química.

A veces aparecen otros símbolos sobre la flecha o junto a reactivos y/o productos, que indican determinadas condiciones necesarias para que se produzca la reacción. Por ejemplo, el símbolo *hν* significa que la reacción se produce en presencia de luz y el símbolo Δ , la letra **Q** o el símbolo \emptyset significan que los reactivos requieren calor para que ocurra la reacción.



La letra **Q** indica que esta reacción produce calor.

Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

Lavoisier comprobó que durante una transformación química, la masa total del sistema se conserva. ¿Qué quiere decir esto?

Si antes de llevar a cabo una transformación química se mide con una balanza la masa total de las sustancias que se van a transformar y luego, una vez producido el cambio, se repite la operación con la totalidad de las sustancias que quedan luego de la transformación, ambas masas deberán ser iguales. En otras palabras, las transformaciones químicas se producen sin aumento ni disminución de la masa.

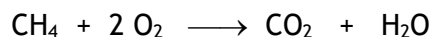
Esta ley tiene validez si la transformación se lleva a cabo en un recipiente cerrado, pues si se forman gases y estos escapan a la atmósfera, la masa final del sistema es menor, como hubiera ocurrido si no hubieramos tenido el globo sujeto al erlenmeyer en el práctico de laboratorio.

Se puede, entonces, enunciar la ley de Lavoisier del siguiente modo: **durante una transformación química, la masa de todo sistema material cerrado permanece constante.**

Por ejemplo, el hierro se combina con el azufre para formar un compuesto llamado sulfuro de hierro. Si se ponen en contacto 28 g de hierro y 16 g de azufre, estos se combinan totalmente y forman 44 g de sulfuro de hierro.

Lo que vimos antes sobre ecuaciones químicas... ¿Es toda la información que nos puede aportar? Claro que no, si vuelves a mirar la ecuación de combustión del metano (página 51) verás unos números delante de algunas de las fórmulas químicas. Estos reciben el nombre de **coeficientes estequiométricos**.

Los números que se colocan deben ser tales que se cumpla la ley de conservación de la masa o de los elementos químicos, es decir, que haya tantos átomos de cada elemento en cada miembro de la ecuación. Volviendo a la ecuación anterior:



Esta ecuación química se lee:

“1 molécula de metano reacciona con 2 moléculas de oxígeno para formar 1 molécula de dióxido de carbono y 1 de agua”

Se dice que la ecuación en este caso está **balanceada o equilibrada**.



¡Conociendo al padre de la Química!

1. Observa el video y realiza una ficha biográfica del padre de la Química Lavoisier. Ten en cuenta: nombre, fecha de nacimiento y muerte, situación o distintivo que lo hace sobresalir, estudios o actividades, aportes a la química. ¡No olvides un dibujo o caricatura del científico!



<https://youtu.be/QiiyvzZBKT8>

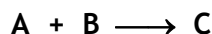
Fuente: https://www.ejemplode.com/40-biografias/1284-ejemplo_de_ficha_biografica.html#ixzz7NEXgqX83

Clasificación de las reacciones químicas

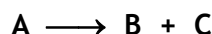
Las reacciones químicas se clasifican de diversas formas, según el criterio que se utilice.

- De acuerdo con la **relación entre el número de reactivos que intervienen y de los productos obtenidos en una reacción**, las reacciones pueden ser de combinación, de descomposición o de sustitución:

Una reacción es de **combinación** cuando, a partir de dos o más sustancias, se obtiene una. Este tipo de reacción se generaliza de la siguiente forma:



Por el contrario, una reacción es de **descomposición** si, a partir de una sustancia, se obtienen dos o más:

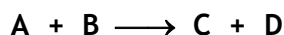


Las reacciones de **sustitución** son aquellas reacciones en las cuales intervienen dos o más reactivos para producir dos o más productos:

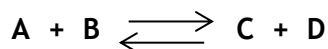


- Otra forma de clasificar las reacciones químicas consiste en tener en cuenta **el sentido en que se produce la reacción**. Según este criterio, las reacciones pueden ser reversibles o irreversibles.

Las reacciones **irreversibles** son aquellas que se producen solamente en un sentido. Al finalizar la reacción, solo se encuentran los productos:



Las reacciones **reversibles**, en cambio, se producen en ambos sentidos, lo que significa que los reactivos entran en reacción formando los productos, y estos, a su vez, vuelven a reaccionar para generar nuevamente las sustancias reaccionantes. Esta clase de reacciones se representa, de modo general, mediante la ecuación:



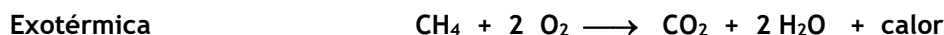
El equilibrio químico

Las reacciones reversibles pueden llegar a un estado en el cual la cantidad de sustancias C y D que se producen es la misma que la cantidad de sustancias C y D que reaccionan para volver a obtener A y B. En ese momento, aunque la reacción continúa produciéndose, las cantidades no se modifican. A ese estado de la reacción reversible se lo conoce como **estado de equilibrio químico**.

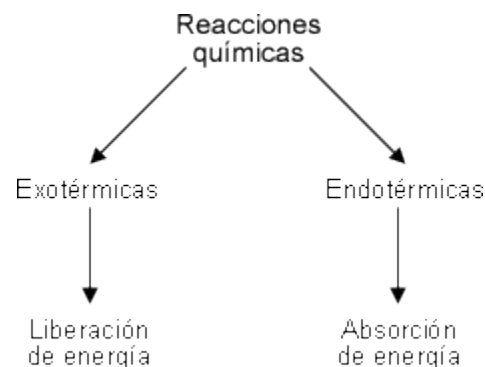
- De acuerdo al **intercambio de energía o de calor**, las reacciones químicas pueden ser exotérmicas o endotérmicas.

En toda reacción química tienen lugar variaciones de energía. Estas variaciones energéticas se realizan, por lo general, en forma de calor. Mientras algunas reacciones químicas liberan calor, otras reacciones necesitan absorber calor para llevarse a cabo. Las reacciones del primer tipo se denominan **reacciones exotérmicas**, y las del segundo tipo, **reacciones endotérmicas**.

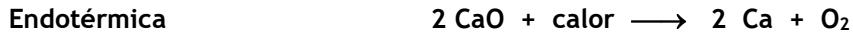
Una reacción exotérmica muy importante, por estar presente en numerosos procesos, es la combustión. En la combustión, una sustancia (el combustible) se combina con oxígeno (el comburente), y se libera calor. En algunos casos, además de calor, en la combustión se pueden producir luz y llama, como cuando se quema un fósforo. Así en la combustión del gas metano se libera calor:



En nuestro organismo, la respiración celular es un proceso de combustión, en el que algunos nutrientes se descomponen, en presencia del oxígeno, para producir la energía necesaria para todos los procesos vitales.



En cambio, las reacciones de cocción de los alimentos o de obtención de los metales por descomposición de sus óxidos, requieren el suministro de calor. Por ejemplo, al descomponer el óxido de calcio se le debe suministrar calor:



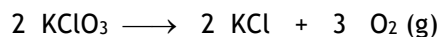
El 75% de las reacciones químicas que se conocen son exotérmicas.

En muchos casos, como por ejemplo, la oxidación de los metales, las reacciones se producen en forma muy lenta y por eso, a pesar de ser exotérmicas, no se percibe el desprendimiento de calor.



Actividades

1. ¿Qué es una reacción química?
2. ¿Cómo podemos reconocer que ha ocurrido una reacción?
3. ¿Qué es una ecuación química y cuáles son sus partes?
4. ¿Por qué debe equilibrarse una ecuación? ¿Cómo se le llama a los números que indican la cantidad de moléculas?
5. Realiza un cuadro sinóptico de la clasificación de las reacciones químicas teniendo en cuenta los tres criterios.
6. De las siguientes reacciones indica cuál es de síntesis y cuál de descomposición:
 - a) $2 \text{HgO} \longrightarrow \text{O}_2 + 2 \text{Hg}$
 - b) $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - c) $2 \text{Cl}_2 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Cl}_2\text{O}_5$
7. En las prácticas de laboratorio el oxígeno se obtiene a partir de la siguiente reacción:



- a) ¿Cuál o cuáles son los reactivos?
- b) ¿Cuál o cuáles son los productos?
- c) ¿Qué indica el número que está delante del cloruro de potasio (KCl)?
- d) ¿Qué significa la (g) que está al lado del oxígeno?
- e) ¿Qué indica el subíndice del oxígeno?
- f) ¿De qué tipo de reacción química se trata?
- g) Si para que se produzca la reacción es necesario calentar, ¿es exo o endotérmica?
- h) ¿Cómo se clasifica la reacción de acuerdo al sentido en que se produce?

Tema: Pasta de dientes para elefantes

Objetivos

- Llevar a cabo una reacción química.
- Reconocer partes y clasificar una reacción química.



Actividades previas

Busca y copia la ecuación de la descomposición del agua oxigenada e indica reactivos y productos.

Material necesario

- ✓ Una botella de plástico pequeña (de 500ml).
- ✓ Una bandeja.
- ✓ Vaso de precipitado.
- ✓ Levadura seca (1 sobre)
- ✓ Peróxido de hidrógeno al 6 % (agua oxigenada)
- ✓ Colorante alimentario (opcional)
- ✓ Detergente (jabón para lavar platos)
- ✓ Agua.
- ✓ Guantes de plástico.

* Puede reemplazarse la levadura seca por una solución de yoduro de potasio.

Experiencia:

1. Poner la botella en una bandeja encima de la mesa de trabajo.
2. Verter media taza de peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) en la botella.
3. Añadir un poco de detergente (jabón) y colorante alimentario.
4. Por otra parte, en un vaso de precipitado mezclar 2 cucharadas de agua tibia y 1 cucharada pequeña de levadura seca (con un minuto mezclando será suficiente).
5. Verter la mezcla en la botella.
6. Observar.

Conclusiones

1. ¿Cómo reconocen que se trata de una reacción química?
2. ¿A qué se debe la espuma?
3. ¿Cómo clasificarían la reacción observada?



¿Qué ocurre?

El peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno. La levadura actúa como catalizador y acelera la reacción. El jabón contribuye multiplicando las burbujas. La botella y la «pasta de dientes» se calientan porque durante la reacción se genera calor.

La velocidad de las reacciones químicas

La rapidez con que se produce una reacción química determina la **velocidad de la reacción**. Existen reacciones químicas muy rápidas, como la reacción de un comprimido efervescente en agua o la explosión de un gas, y reacciones muy lentas, como la combustión de los alimentos en el organismo o la oxidación de un trozo de hierro a la intemperie.

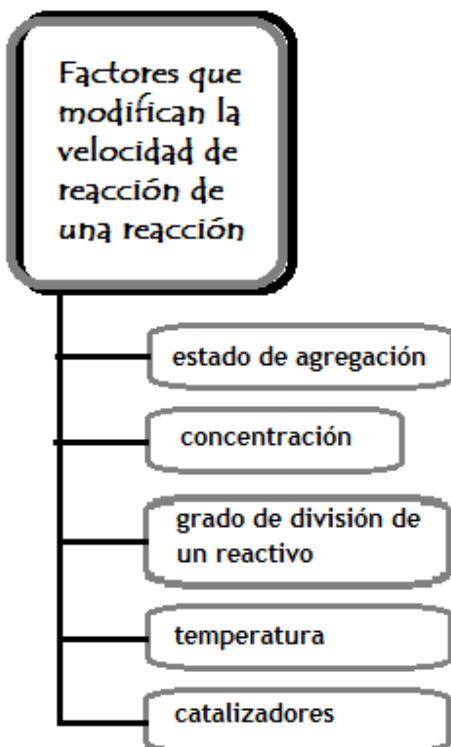
El estudio de la velocidad de las reacciones químicas corresponde a la **cinética química**. Una de las teorías, por medio de las cuales esta rama de la química ha intentado explicar la velocidad de las reacciones, es la denominada teoría de los choques. Esta teoría expresa que, en una reacción química, las moléculas de los reactivos, al estar en continuo movimiento, chocan entre sí. La velocidad de una reacción dependerá, por lo tanto, de la cantidad de choques entre las moléculas de los reactivos para producir el o los productos de la reacción. Mientras algunos de estos choques producen la unión de átomos, y forman nuevas moléculas, otros choques desencadenan la ruptura de moléculas para formar compuestos distintos. Las reacciones resultantes de los choques entre las moléculas serán de combinación, descomposición o sustitución, según originen la unión de los átomos, su ruptura, o ambas acciones, respectivamente.

Se considera que una reacción comienza cuando se forma la primera molécula de producto, y que cesa cuando se combinan las últimas moléculas de reactivo o cuando uno de los reactivos se termina. En este último caso, al reactivo que determina la continuidad de la reacción se lo denomina **reactivo limitante**.



La velocidad de reacción de los compuestos inorgánicos es elevada, como puede apreciarse en la reacción entre el agua y una sal efervescente, de las que se utilizan para aliviar la pesadez estomacal o para limpiar las prótesis dentales.

Factores que influyen en la velocidad de una reacción química



La probabilidad de los choques entre los átomos para formar distintas moléculas, y, por lo tanto, la velocidad de las reacciones químicas, varía de acuerdo con ciertos factores. Algunos de estos factores son el estado de agregación y de concentración de los reactivos, su grado de división o su superficie de contacto, y la temperatura.

- **El estado de agregación de los reactivos.** Una sustancia en estado gaseoso reacciona más rápido que otra en estado líquido. A su vez, una sustancia en estado líquido reacciona más velozmente que una que se encuentra en estado sólido.
 - **La concentración.** Cuando uno de los reactivos de una reacción forma parte de una solución, la cantidad de soluto disuelta en la solución también afecta la velocidad de la reacción. Al aumentar la concentración de los reactivos, hay mayor cantidad de moléculas de soluto en igual cantidad de solvente, lo cual provoca una mayor velocidad de la reacción.
 - **La superficie de contacto entre dos sustancias químicas o su grado de división.** Cuanto más dividido está un reactivo, más rápidamente reaccionará con otro. Por ejemplo, una pastilla efervescente en contacto con el agua reacciona más lentamente que la sal efervescente en polvo.
 - **La temperatura.** El aumento de temperatura incrementa la velocidad de movimiento, es decir, la energía cinética de las moléculas. Este aumento de energía se traduce en una mayor cantidad de choques entre ellas.
- Además de estos factores, la velocidad de una reacción puede acelerarse por el uso de ciertas sustancias, ajenas a la reacción propiamente dicha, denominadas **catalizadores**.

Tema: La temperatura y la velocidad de reacción

Objetivo:

- Comprobar cómo influye la temperatura en la velocidad de una reacción química de descomposición.



Materiales:

- | | |
|---------------------------|---|
| ➤ 2 vasos de precipitados | ➤ 1 cronómetro. |
| ➤ 1 trípode. | ➤ 1 probeta. |
| ➤ 1 tela de amianto. | ➤ 1 pinza metálica. |
| ➤ 1 mechero de Bunsen. | ➤ Agua. |
| ➤ Fósforos. | ➤ 2 comprimidos efervescentes iguales (de los que se adquieren en la farmacia). |
| ➤ 1 termómetro. | |

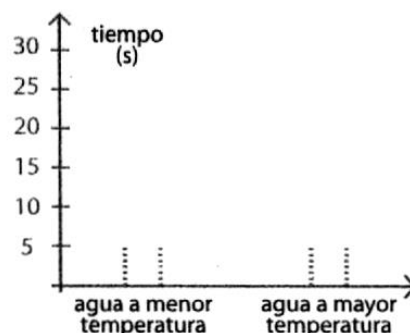
Procedimiento:

1. Midan con la probeta 100 ml de agua y viértanla en uno de los vasos de precipitados.
2. Tomen con la pinza metálica, uno de los comprimidos efervescentes y arrojénlo en el vaso.
3. Controlen, con el cronómetro, el tiempo que tarda el comprimido en reaccionar totalmente, es decir, hasta que se diluya en el agua.
4. Coloquen, en el otro vaso de precipitados, 100 ml de agua medidos con la probeta.
5. Ubiquen la tela metálica sobre el trípode y, sobre ella, el vaso de precipitados con agua.
6. Enciendan el mechero y calienten el agua hasta los 90° controlando la temperatura con el termómetro.
7. Apaguen el mechero y tomen con la pinza metálica el otro comprimido.
8. Arrojen el comprimido en el agua para que se produzca la reacción, y controlen con el cronómetro el tiempo que tarda en reaccionar totalmente.



Conclusiones:

- a) ¿Cuál de los comprimidos tardó menos tiempo en reaccionar?
- b) ¿En cuál de los vasos de precipitados la temperatura fue mayor?
- c) ¿Cómo afecta la temperatura a la velocidad de una reacción química?
- d) Completen el siguiente gráfico de barras:





Actividades

1) Definir:

- a. Reacciones químicas.
- b. Ley de Conservación de la masa de Lavoisier.
- c. Ecuación química
- d. Reactivos y productos.
- e. Reacciones reversibles e irreversibles.
- f. Reacciones exo y endotérmicas.
- g. Reacciones de combinación o síntesis.
- h. Reacciones de descomposición.
- i. Reacciones de sustitución o desplazamiento.
- j. Velocidad de reacción.
- k. Catalizadores.

2) Realiza una red conceptual con las palabras de la lista anterior.

3) Completa las siguientes oraciones:

Las reacciones que liberan energía calórica al producirse se denominan

La temperatura,, y son factores que influyen en la velocidad de una reacción química.

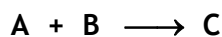
Una reacción química se representa por medio de

Las sustancias que intervienen en una reacción química se denominan y

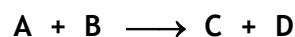
Según el sentido en que se producen, las reacciones químicas pueden clasificarse en y

4) Une con flechas el tipo de reacción química con la ecuación que la representa:

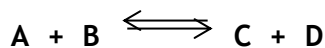
Reacción en equilibrio



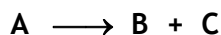
Reacción de sustitución



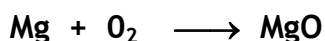
Reacción de descomposición



Reacción de combinación



5) Si se calienta magnesio para que se combine con el oxígeno del aire, se produce la siguiente reacción:



a) ¿Qué tipo de reacción es? Tachen lo que no corresponda:

- exotérmica/endotérmica;
- de combinación/de descomposición/de sustitución;
- reversible/irreversible.

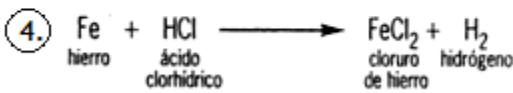
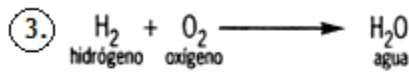
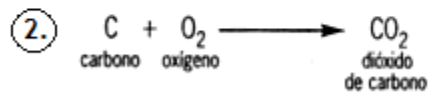
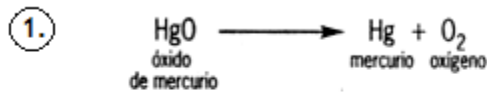
b) Expliquen la elección en cada caso.

c) Analicen si la ecuación está balanceada. Si no lo está, realicen el balanceo.

6) Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F):

- Las sustancias que se originan en una reacción química se denominan productos.
- Antes y después de un fenómeno físico o químico, la masa del sistema varía, siempre que el sistema se encuentre cerrado.
- La combustión es una reacción endotérmica.
- Cuanto más dividido está un reactivo, más rápidamente reacciona con otro.
- Una sustancia en estado gaseoso reacciona más lentamente que una sustancia en estado líquido.

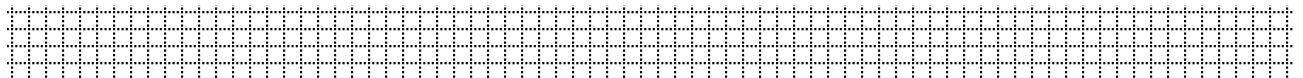
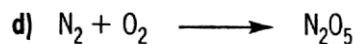
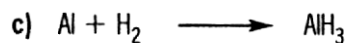
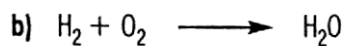
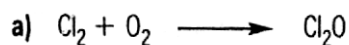
7) Dadas las siguientes reacciones químicas:



Para cada una:

- Observen las cantidades de moléculas necesarias de cada sustancia para que la reacción se produzca. Escriban esas cantidades como coeficientes en la ecuación, para que quede balanceada.
- Justifiquen si se trata de una reacción de combinación, de descomposición, o de sustitución.
- Señalen cuáles son los reactivos y cuáles, los productos.

8) Realicen el balanceo químico de las siguientes ecuaciones:



QUÍMICA EN LA VIDA

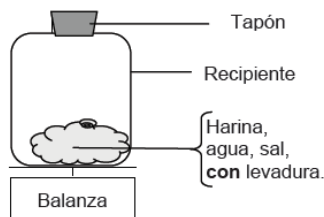
Reacciones químicas en el pan*...

Un cocinero hace el pan mezclando harina, agua, sal y levadura. Una vez mezclado todo, coloca la mezcla en un recipiente durante varias horas para que se produzca el proceso de la fermentación. Durante la fermentación, se produce un cambio químico en la mezcla: la levadura (un hongo unicelular) transforma el almidón y los azúcares ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de la harina en dióxido de carbono (CO_2) y alcohol (C_2H_5OH).

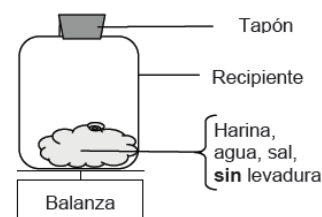


- La fermentación hace que la mezcla se hinche. ¿Por qué se hincha? Marca la opción correcta.
 - Porque se produce alcohol, que se transforma en gas.
 - Porque los hongos unicelulares se reproducen dentro de ella.
 - Porque se produce un gas, dióxido de carbono.
 - Porque la fermentación transforma el agua líquida en vapor.

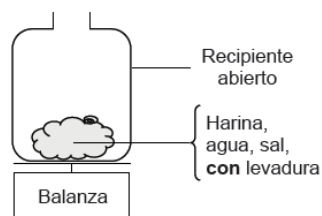
- Algunas horas después de haber hecho la mezcla, el cocinero la pesa y observa que su masa ha disminuido. La masa de la mezcla es la misma al comienzo de cada uno de los experimentos que se muestran a continuación. ¿Cuáles debería comparar el cocinero para determinar si la levadura es la responsable de la pérdida de masa?
 - Los experimentos 1 y 2.
 - Los experimentos 1 y 3.
 - Los experimentos 2 y 4.
 - Los experimentos 3 y 4.



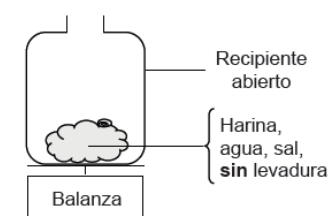
Experimento 1



Experimento 2



Experimento 3



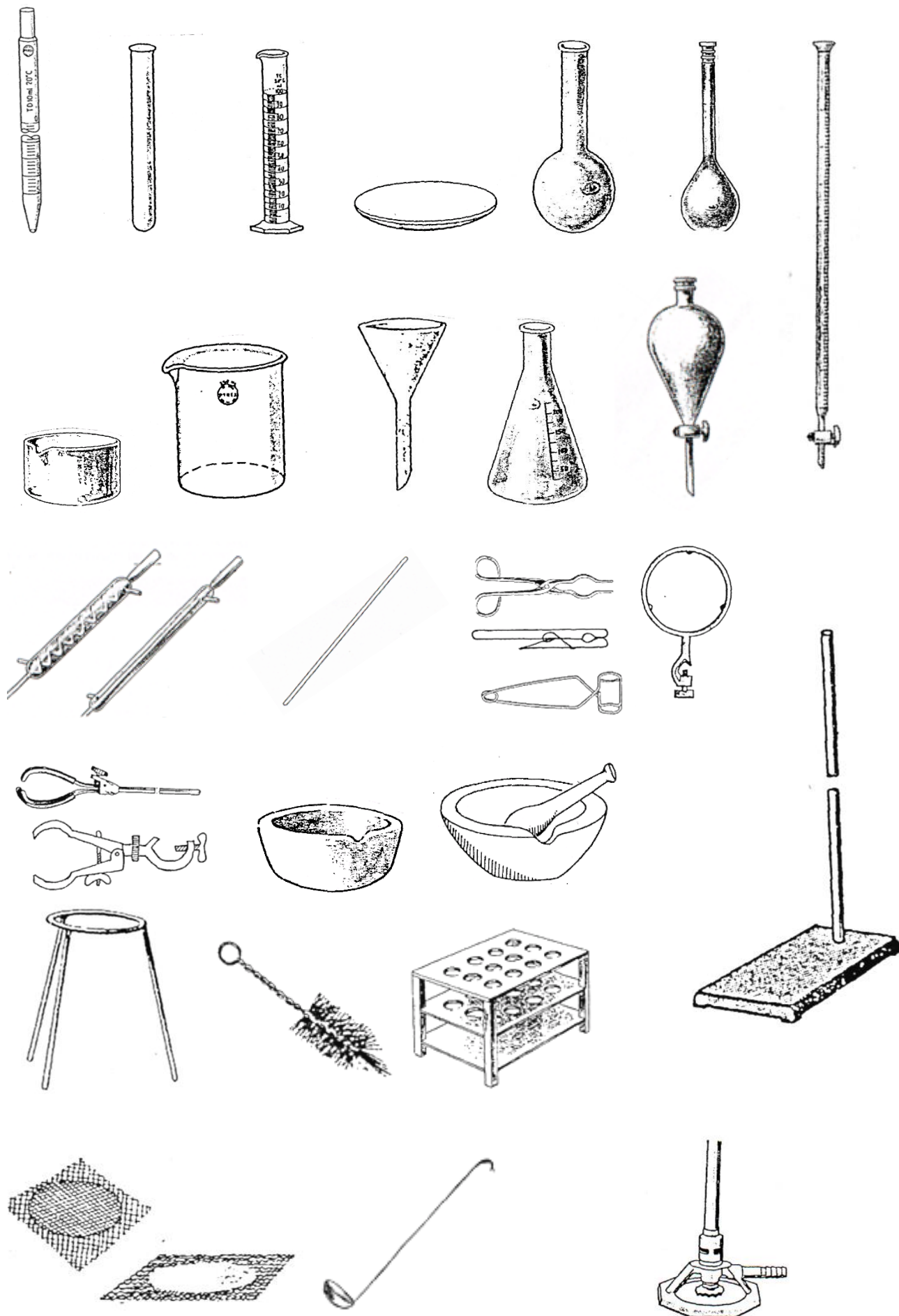
Experimento 4

- ¿De dónde provienen los átomos de carbono que forman parte del dióxido de carbono y del alcohol? Marca con un círculo la respuesta. Sí o No, para cada una de las posibles explicaciones siguientes.

¿Es correcta esta explicación sobre la procedencia de los átomos de carbono?	¿Sí o No?
Algunos átomos de carbono provienen de los azúcares.	Sí / No
Algunos átomos de carbono formaban parte de las moléculas de sal.	Sí / No
Algunos átomos de carbono provienen del agua.	Sí / No
Los átomos de carbono se formaron a partir de otros elementos en una reacción química.	Sí / No

- Cuando la mezcla de pan hinchada (fermentada) se cuece en el horno, las burbujas de gas y vapor que hay en la mezcla se dilatan. ¿Por qué se dilatan los gases y los vapores al calentarse?
 - Sus moléculas se hacen más grandes.
 - Sus moléculas se mueven más deprisa.
 - Aumenta su número de moléculas.
 - Sus moléculas entran en colisión con menos frecuencia.

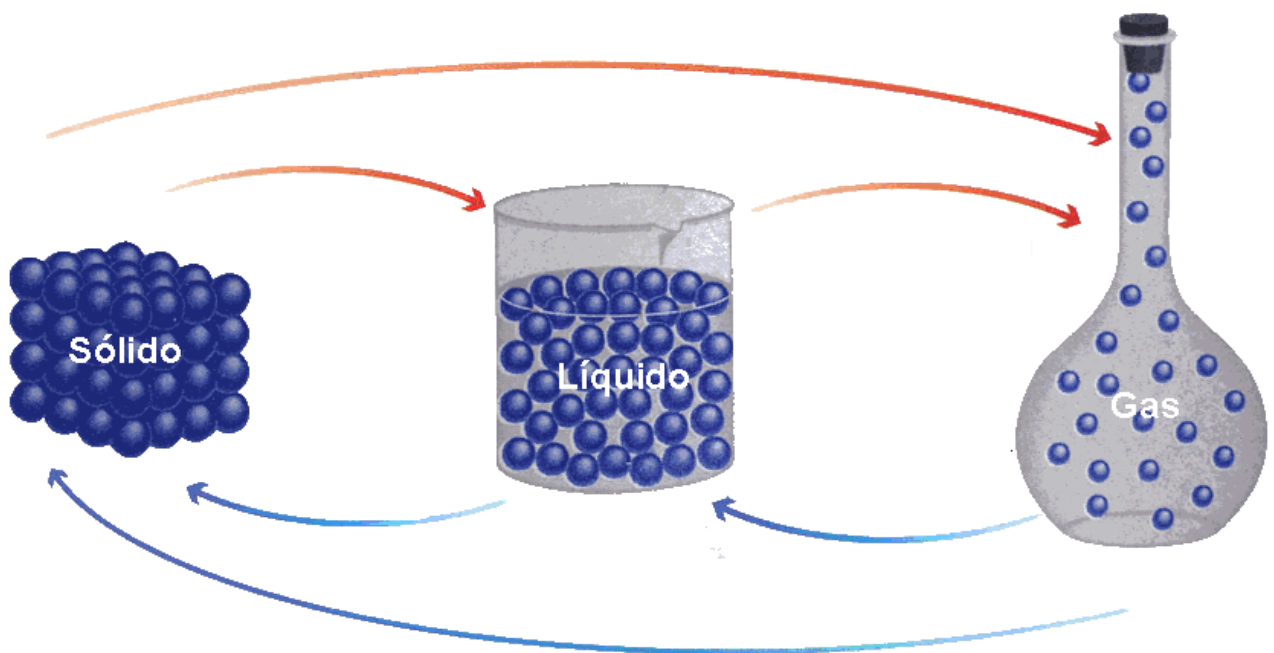
Recortables - MATERIALES DE LABORATORIO



Recortables - PICTOGRAMAS



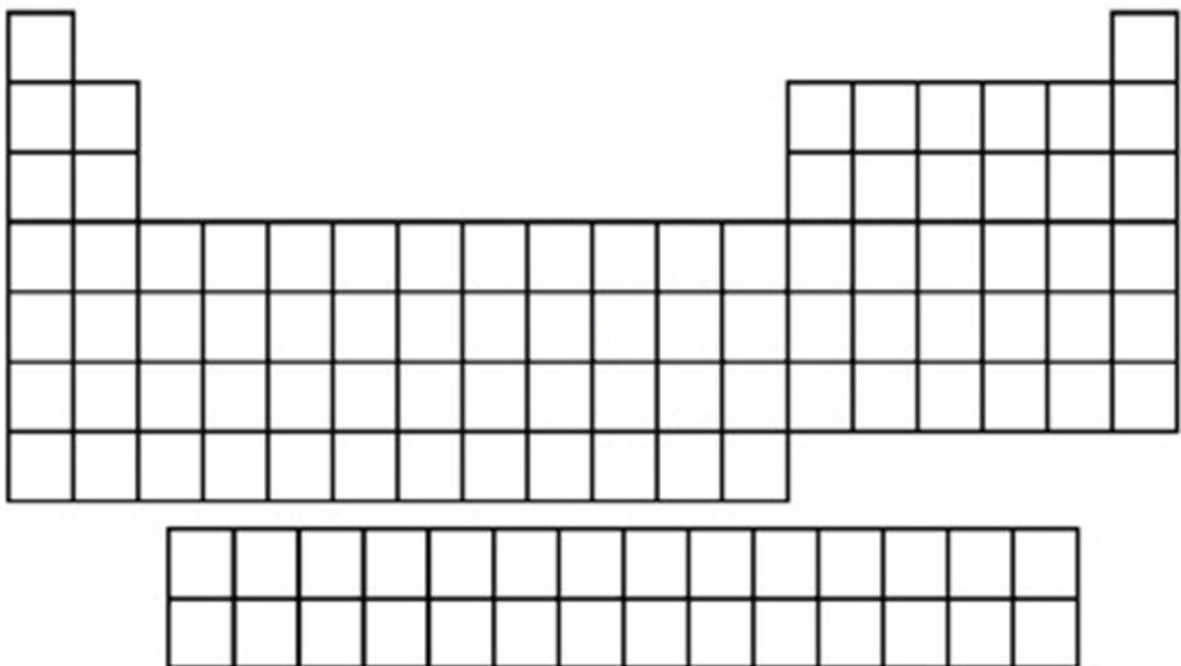
Recortables - CAMBIOS DE ESTADO



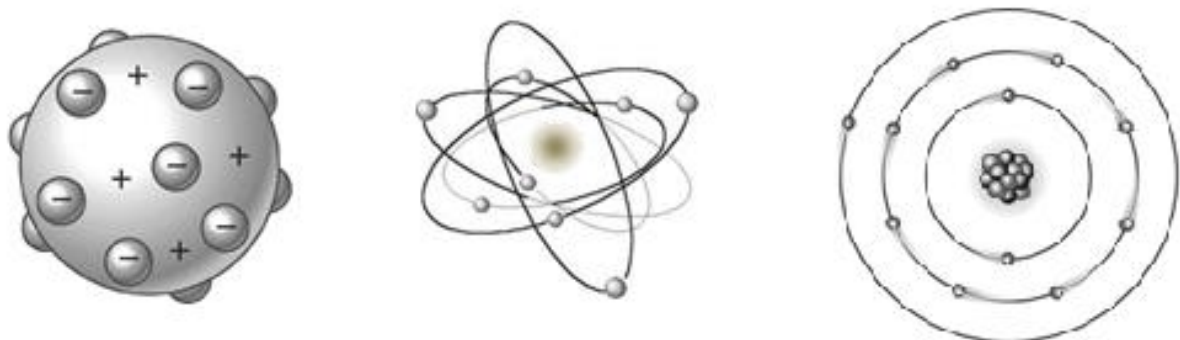
Recortables – RED CONCEPTUAL

SISTEMAS MATERIALES	SISTEMAS HOMOGÉNEOS	SISTEMAS HETEROGÉNEOS	SOLUCIONES
SUSTANCIAS PURAS	SOLUTO	SOLVENTE	CONCENTRACIÓN
SATURADA	SOBRESATURADA	NO SATURADA	CONCENTRADA
DILUIDA	ESTADOS DE AGREGACIÓN		
















Recortables – TABLA PERIÓDICA MUDA



Recortables – Modelos atómicos



Bibliografía:

-  Ceretti, Helena y Zalts, Anita. “*Experimentos en contexto. Química. Manual de laboratorio*”. Pearson Educación. Bs As. Argentina. 2000.
-  Tignanelli, Horacio. “*Átomo 9 - Ciencias Naturales*”. Ediciones SM. Bs As. Argentina 2005.
-  Santilli, Haydée y otros. “*Equipo K Ciencias Naturales 8*”. Editorial Kapelusz. Bs As. Argentina. 2004.
-  Mautino, José María. “*Química Polimodal*”. Editorial Stella.
-  Mautino, José María. “*Físico Química 3 - Aula Taller*”. Editorial Stella. 1991.
-  Vidarte, Laura. “*Química para descubrir un mundo diferente EGB 3º ciclo*”. Editorial Plus Ultra. 1999.
-  Perlmutter, Silvana y otros. “*Ciencias Naturales y Tecnología 9º EGB*”. Editorial Aique.
-  Abril, Julio y otros. “*El Nuevo Puente - Ciencias Naturales 7*”. Editorial Santillana. Argentina. 2000.
-  “*Ciencias Naturales 7*”. Editorial Puerto de Palos.
-  Burgos, Analía y Otros. “*Física y Química. Estructura atómica. Reacciones químicas y nucleares. Intercambios de energía*” Editorial SM. Bs As. Argentina. 2012.
-  Bohorquez, Yamile y otros. “*Físico Química 2 ESB - Confluencias*”. Editorial Estrada. 2009.
-  Bazo, Raúl y otros. “*Físicoquímica en la vida cotidiana - Nuevos desafíos*”. Editorial Kapelusz. 2012.
-  Alegría, Mónica y Otros. “*Química - Serie Perspectivas*”. Editorial Santillana. 2008.
-  Guías pedagógicas elaboradas por las docentes durante los años 2020 y 2021.
-  Videos y enlaces web varios.

Índice:

	Página
Introducción	2
1. La química y la materia	3
- La química: una ciencia natural.	4
- Ciencias experimentales.	4
- El laboratorio, sus elementos y normas	5
- Materia	8
- Propiedades de la materia.	8
- Estados de agregación y modelo de partículas.	10
- Cambios de estado.	13
- Química en la vida: El clima y los cambios de estado	17
2. Sistemas materiales.....	19
- Los Sistemas Materiales.	20
- Sistemas homogéneos y heterogéneos.	20
- Métodos separativos	21
- Métodos de fraccionamiento.	22
- Laboratorio N° 1: Métodos separativos y de fraccionamiento	25
- Química en la vida: El agua potable	26
- Química en la vida: Análisis de etiquetas de agua mineral.	28
- Concepto de solución.	29
- Concentración de las soluciones.	32
- Formas de expresar la concentración	33
- Actividad de integración: RED CONCEPTUAL	35
- La solubilidad.	36
- Laboratorio Virtual: Soluciones y Conductividad	39
- Soluciones ácidas, básicas y neutras.	40
- Química en la vida: Lluvia ácida	42
- Laboratorio N° 2: Indicadores naturales de la acidez	43
3. Moléculas, elementos y tabla periódica	45
- Molécula y átomos.	46
- Elementos químicos.	47
- Estructura química y masa	51
- Los elementos y su ordenamiento.	53
- La tabla periódica actual.	54
- Los tipos de elementos en la tabla periódica.	54
- Química en la vida: ¿De qué elementos estás hecho?	57
4. Estructura interna de la Materia.....	59
- Los primeros modelos.	60
- Modelo de Bohr.	61
- El número atómico y número másico.	63
- Los isótopos y radioactividad	63
- Los niveles de energía y la distribución electrónica.	64
- Laboratorio N° 3: Ensayos a la llama	66
- Química en la vida: Marie Curie	67
- La distribución de los electrones y la tabla periódica.	68
- Uso y manejo de la tabla periódica.	68
5. Las transformaciones de la materia	71
- Química en la vida: La química del teatro del Bicentenario.	72
- Reacciones y ecuaciones químicas.	73
- Ley de Lavoisier o de conservación de la masa.	74
- Clasificación de las reacciones químicas.	75
- Laboratorio N° 4: Pasta de dientes para elefantes.	77
- La velocidad de las reacciones químicas.	78
- Laboratorio N° 5: La temperatura y la velocidad de reacción.	79
- Química en la vida: Reacciones químicas en el pan	82
Recortables	83
Bibliografía	89