



Educación Secundaria para Personas Adultas
(E. S. P. A.)

CIENCIAS DE LA NATURALEZA

MÓDULO III - NIVEL II
(3° E. S. P. A.)

C. E. A "MAR MENOR"

Curso 2010-2011

Unidad 1: Diversidad y unidad de estructura de materia.

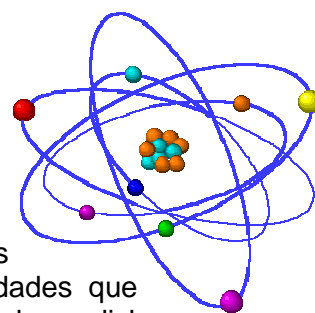
La Física y la Química son ciencias experimentales porque utilizan la experiencia para realizar sus estudios.

La Física es la ciencia que estudia cualquier cambio en la materia en el que no se altera la naturaleza de la misma. La Física analiza, por ejemplo, los cambios de estado, el movimiento de los cuerpos, las fuerzas...



La Química es la ciencia que estudia la composición, las combinaciones y transformaciones de las sustancias que afectan a su propia naturaleza. La Química se centra en las reacciones químicas, la formación de nuevas sustancias, los procesos que tienen lugar en un organismo vivo (bioquímica), la contaminación y la purificación del aire...

Todos los ciudadanos necesitan tener unos conocimientos mínimos sobre ciencia, para diferenciar los conocimientos científicos verdaderos de los seudocientíficos o falsos y de esta forma tomar decisiones informadas.



Comenzaremos a adquirir esos conocimientos científicos necesarios estudiando la materia puesto que es importante conocer las propiedades que poseen los materiales que nos rodean y el uso que la sociedad da a dichas propiedades.

1. LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES.

Ya sabemos que la Física y la Química son ciencias que estudian la composición de la materia y las transformaciones que ésta puede experimentar pero, ¿qué es la materia?

Materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y que tiene masa.

Estudiar la materia puede parecer una tarea inabarcable, especialmente si tenemos en cuenta que todo lo que nos rodea es materia, y que la materia está repartida por el Universo.

Podemos describir la materia midiendo el valor de sus propiedades: masa, volumen, densidad, color, olor... Clasificamos **las propiedades de la materia** de la siguiente forma:

- **PROPIEDADES GENERALES:** son aquellas cuyo valor no sirve para identificar una sustancia. Son la masa, el volumen y la temperatura.
- **PROPIEDADES ESPECÍFICAS:** son aquellas que tienen un valor propio y característico para cada sustancia. Por ejemplo: densidad, punto de fusión, dureza, solubilidad en agua, conductividad eléctrica, punto de ebullición...



El valor de las propiedades específicas depende del tipo de materia y no de la cantidad de muestra que tengamos (el punto de ebullición del agua es 100° C, independientemente de que tengamos 1litro u otro volumen). Un conjunto de propiedades específicas sirve para identificar una sustancia.

Act. 1. De acuerdo con la definición anterior, ¿cuáles de los siguientes casos consideras que son materia?

- | | |
|---------------------------------------|---------------------------|
| a. Una piedra. | j. Un pájaro. |
| b. El hígado. | k. Un recuerdo. |
| c. El peso del aire. | l. Vapor de agua. |
| d. La inteligencia. | m. El oxígeno. |
| e. El cuerpo humano. | n. Una célula. |
| f. Una pila eléctrica. | o. El aire. |
| g. La prisa. | p. El Sol. |
| h. Una célula. | q. El canto de un pájaro. |
| i. El calor que desprende una estufa. | r. Un folio. |
| | s. El amor. |

Act. 2. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razonar las respuestas.

- La materia es todo lo que nos rodea.
- La materia es todo lo que se puede tocar.
- Es materia aquello que puede verse.
- Materia es lo que puede cambiar.

2. MAGNITUDES Y MEDIDA.

Llamamos **magnitud** a cualquier característica de la materia o de los cambios que puede experimentar, que se puede medir, es decir, que se puede expresar con un número y una unidad. Por ejemplo: la masa (30kg.), la temperatura (15°C), el tiempo (18 min.)...



Medir una magnitud es compararla con una cantidad de su misma naturaleza, que llamaremos **unidad**, para ver cuántas veces la contiene.

Para que el resultado de una medida sea adecuado, la unidad empleada debe ser:

- **Constante:** siempre la misma, en todos los lugares.
- **Universal:** que pueda ser utilizada por cualquiera.
- **Fácil de reproducir:** que resulte sencillo obtener muestras de esa unidad.

Las *propiedades específicas*, que nos permiten distinguir unas sustancias de otras pueden ser de dos tipos:

- **CUALITATIVAS:** propiedades que no se pueden medir, esto es, no se pueden expresar con un número y una unidad. Por ejemplo: color, olor, sabor, estado físico, opacidad...
- **CUANTITATIVAS:** son aquellas propiedades que podemos expresar con un número y una unidad, esto es, las podemos medir.



Llamamos **magnitudes fundamentales** a las más básicas, que se miden directamente comparándolas con la unidad adecuada, y **magnitudes derivadas**, a las que se obtienen en función de las fundamentales.

Para que los científicos se pusiesen de acuerdo en qué magnitudes eran fundamentales y las unidades apropiadas para cada magnitud, en 1960, se estableció el **Sistema Internacional de unidades** (S. I.) que estableció siete magnitudes fundamentales:

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	grado Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad de corriente	amperio	A
Intensidad luminosa	candela	cd

Algunas magnitudes derivadas del S. I. son la **superficie** (unidad $\rightarrow m^2$); el **volumen** (unidad $\rightarrow m^3$); la **densidad** (unidad $\rightarrow kg/m^3$); la **velocidad** (unidad $\rightarrow m/s$); la **aceleración** (unidad $\rightarrow m/s^2$); la **fuerza** (unidad $\rightarrow N$); la **presión** (unidad $\rightarrow Pa$); la **energía** (unidad $\rightarrow J$)...

MASA, VOLUMEN Y DENSIDAD.

La **masa** es una propiedad general de la materia, es decir, cualquier cosa constituida por materia debe tener masa. Además es la propiedad de la materia que nos permite determinar la cantidad de materia que posee un cuerpo. La masa está relacionada proporcionalmente con el **peso**, es decir, a mayor masa mayor es el peso del cuerpo.

Además de masa, los cuerpos tienen una extensión en el espacio. El **volumen** de un cuerpo representa la cantidad de espacio que ocupa su materia y que no puede ser ocupado por otro cuerpo. El volumen es una magnitud derivada. La **capacidad** de un recipiente es su volumen interior. Se suele medir en litros (ℓ).

La magnitud física que relaciona la masa y el volumen de un cuerpo es la **densidad**, se define como el cociente entre la masa y el volumen que ocupa un cuerpo.

$$densidad = \frac{masa}{volumen}$$

La densidad es una **propiedad característica** de la materia porque nos permite identificar una *sustancia pura* y diferenciarla de otra.

Act. 3. Clasifica la siguiente lista en objeto, magnitud y cantidad: ventana, masa, coche, cien kilómetros por hora, número de ruedas de un coche, altura, silla, un cuarto de kilogramo, cero grados, precio.

Act. 4. Señala entre las siguientes propiedades las que son magnitudes físicas: la presión atmosférica, la altura, la duración de una clase, el interés de un tema actual, el volumen de un recipiente, la frecuencia de salida de un autobús, intensidad de una tormenta.

Act. 5. Si una mesa y una silla tienen la misma masa, ¿estarán hechas con el mismo material?

Act. 6. ¿Tiene la misma densidad 2 g de plomo que 3278 Kg? ¿Por qué?

3. DIVERSIDAD DE LA MATERIA.

El aspecto que presenta la materia a nuestro alrededor es muy diverso. Las diferentes formas en que se puede presentar la materia se llaman **estados físicos** y son sólido, líquido y gas.

CARACTERÍSTICAS FUNDAMENTALES DE LOS TRES ESTADOS.		
ESTADO FÍSICO	FORMA	VOLUMEN
SÓLIDO	Tienen forma constante. Mantienen su forma si no aplicamos fuerza sobre ellos.	Tienen volumen constante. Aunque puede aumentar ligeramente al calentarse (dilatación) y disminuir si los enfriamos (contracción).
LÍQUIDO	Forma variable. Se adaptan al recipiente que los contiene.	Tienen volumen constante. Aunque, como en los sólidos, se dilata con el calor y disminuye al enfriarlo.
GAS	Forma variable. Se adaptan al recipiente que los contiene.	No tienen volumen constante. Se expanden ocupando todo el espacio posible. Pueden ser contenidos en cualquier recipiente, ya que pueden comprimirse reduciendo su volumen.

Para explicar los distintos estados de la materia y sus propiedades, los científicos han ideado un modelo que representa cómo se comporta la materia por dentro. Este modelo se basa en dos ideas que constituyen la **TEORÍA CINÉTICA**:

- **La materia está formada por pequeñas partículas** que se hallan más o menos unidas dependiendo del estado de agregación en que se encuentre.
- **Las partículas que forman la materia se encuentran en continuo movimiento.** Cuanto más rápido se mueven, mayor es la temperatura de la sustancia.

Act. 7. ¿Qué cambios de estado se dan en estas situaciones?

- a. Cubrimos una pizza con queso y la introducimos en el horno.
- b. Al amanecer, las plantas están cubiertas de rocío.
- c. Hierve un caldo de sopa.
- d. La naftalina que usamos para conservar nuestras prendas de ropa desprende un fuerte olor.
- e. Metemos una tarrina de helado recién preparado en el congelador.

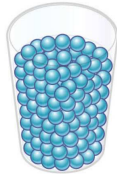
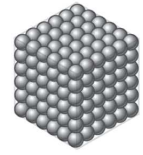
Act. 8. ¿Ocupa un kilogramo de aire siempre el mismo volumen? ¿Por qué?

Act. 9. Algunos ambientadores líquidos se comercializan en recipientes que se enchufan directamente a la red eléctrica. ¿Sabrías explicar qué cambio de estado se produce en el ambientador al enchufar el dispositivo?

Act 10. ¿Por qué tendemos la ropa estirada para secarla?

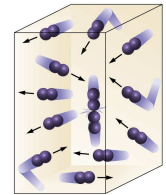
LOS ESTADOS DE LA MATERIA SEGÚN LA TEORÍA CINÉTICA.

- **SÓLIDO.** Los sólidos no se expanden ni se comprimen y, tienen forma y volumen constantes. Las partículas están fuertemente unidas, muy juntas, formando una estructura rígida. Al moverse no cambian de posición, sólo pueden vibrar, es decir, moverse ligeramente sin cambiar de posición relativa.



- **LÍQUIDO.** Los líquidos no se expanden y se comprimen con dificultad. Tienen volumen constante pero la forma es variable. Las partículas de los líquidos están menos unidas, más separadas y menos ordenadas que las de los sólidos. Su estructura no es rígida y las partículas pueden desplazarse unas sobre otras, lo que permite a los líquidos cambiar de forma y fluir.

- **GAS.** Los gases se expanden, se comprimen y tienen forma y volumen variables. Las partículas de los gases no están unidas, se encuentran aisladas y se pueden mover libremente. Por eso los gases no tienen forma propia y ocupan todo el espacio disponible.

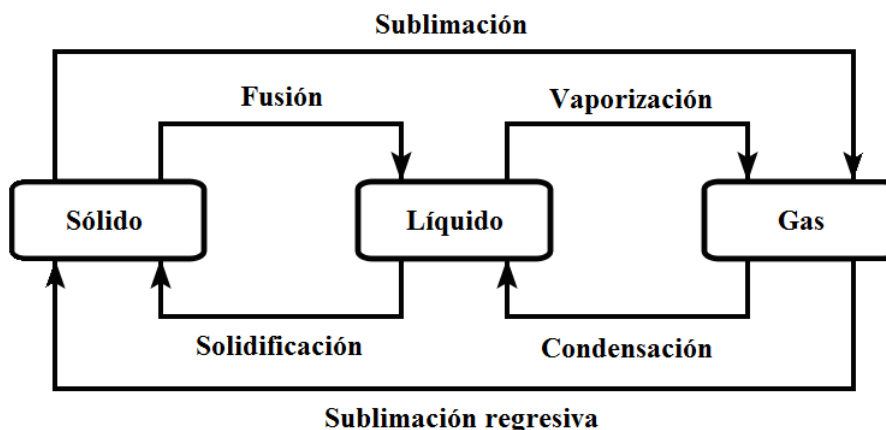


4. LOS CAMBIOS DE ESTADO.

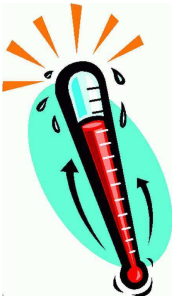
Cada sustancia se encuentra en la Naturaleza en un estado determinado. Por ejemplo, el carbón aparece en estado sólido, el dióxido de carbono (CO_2) se encuentra en estado gaseoso y el mercurio, líquido. El agua puede presentarse en la Naturaleza en los tres estados y otros materiales suelen presentarse en la Naturaleza en un estado concreto pero, bajo determinadas condiciones, cambian. Por ejemplo, el hierro se encuentra en estado sólido pero a temperaturas muy elevadas pasa a estado líquido; lo mismo les ocurre a las rocas, que tras las altísimas temperaturas a las que se ven sometidas en el interior de la Tierra pasan de un estado sólido a otro líquido (lava).

El estado físico en que se presenta una sustancia depende de las condiciones en las que se encuentre, principalmente, de la temperatura. Si la temperatura cambia, una sustancia puede pasar de un estado a otro, decimos que se ha producido un **cambio de estado**. Un **cambio de estado** es la evolución de la materia entre varios estados de agregación sin que ocurra un cambio en su composición.

En el esquema siguiente mostramos el nombre de los cambios de estado:



En los cambios de gas a sólido se pierde energía (condensación, solidificación y sublimación regresiva), mientras que para que se produzcan los cambios de sólido a gas es necesario comunicar energía (fusión, vaporización y sublimación).



Durante un cambio de estado la temperatura no varía, aunque sigamos suministrando calor o enfriando la sustancia, porque la energía se invierte en modificar la estructura interna de la sustancia.

La temperatura a la que se produce el cambio de estado de sólido a líquido se llama **temperatura o punto de fusión**. La temperatura de fusión y de solidificación son coincidentes.

La vaporización puede producirse de dos maneras: por **evaporación** o por **ebullición**.

- La temperatura a la que una sustancia cambia de líquido a gas se llama **temperatura o punto de ebullición**. Afecta a toda la masa del líquido y se mantiene constante durante el cambio de estado. El punto de ebullición coincide con el punto de condensación.
- Cuando el líquido pasa a estado gaseoso a una cierta temperatura, que no afecta a toda la masa del líquido, se produce el proceso de **evaporación**, que ocurre a cualquier temperatura.



Cada sustancia tiene una temperatura de fusión y ebullición características, por lo que podemos utilizar los valores de estas temperaturas para distinguir unas sustancias de otras, se trata de propiedades específicas de la materia que nos permiten identificarla. Ejemplos:

Sustancia	Temperatura de fusión (° C)	Temperatura de ebullición (° C)
Agua	0	100
Alcohol	- 117	78
Hierro	1539	3000
Mercurio	- 38	357

La sublimación es un cambio de estado poco frecuente en la Naturaleza. Podemos apreciarlo en otro tipo de sustancias, por ejemplo, en los ambientadores sólidos.

LOS CAMBIOS DE ESTADO Y LA TEORÍA CINÉTICA.

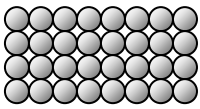
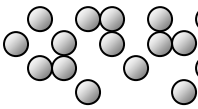
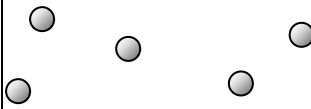
La teoría cinética también nos permite explicar los cambios de estado:

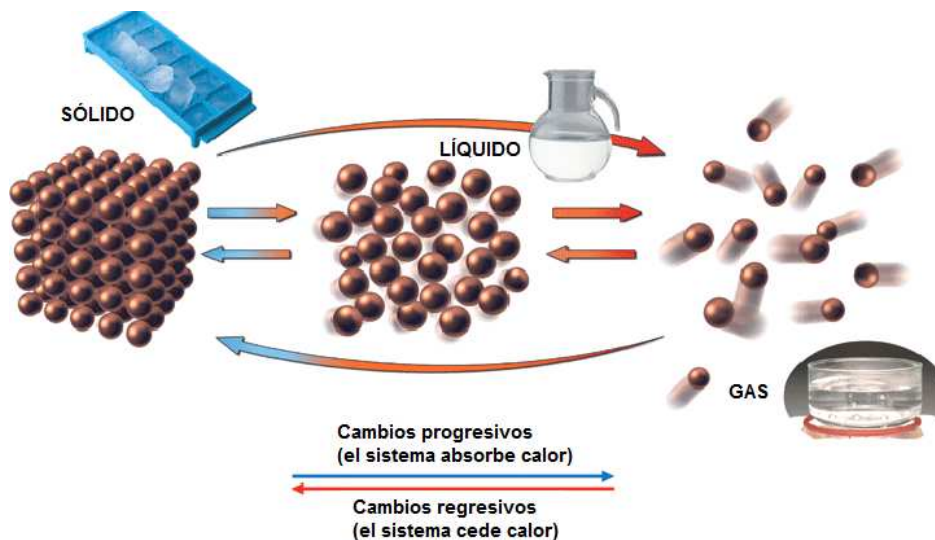
- Cuando un sólido se calienta, las partículas adquieren más energía y se mueven más rápidamente hasta que se separan, transformándose en un líquido. Toda la energía que se comunica a la sustancia se invierte en vencer las fuerzas que unen las partículas del sólido para llegar al estado líquido, en el que las fuerzas que mantienen unidas las partículas son menores que en el sólido.
- Si seguimos calentando, llega un momento en que las partículas del líquido están tan separadas que se escapan unas de otras y se transforma en gas, mezclándose con las partículas del aire. Toda la energía que se comunica a la sustancia se invierte en vencer las fuerzas que mantienen unidas las

partículas en el líquido, ya que en estado gaseoso esas fuerzas son mucho menos intensas.

- En la superficie de los líquidos, siempre hay alguna partícula que puede tener la energía suficiente para escapar, sea cual sea el valor de la temperatura, ésta es la razón de que los líquidos se puedan evaporar a cualquier temperatura.

En el cuadro que sigue se muestra la teoría cinética de la materia aplicada al agua.

Estado sólido: HIELO		Estado líquido. AGUA		Estado gaseoso: VAPOR
Las moléculas: <ul style="list-style-type: none"> ➤ están muy ordenadas de forma regular y muy juntas. ➤ tienen muy poco espacio para moverse. ➤ están sometidas a grandes fuerzas de atracción que no pueden romper. ➤ tienen poca vibración 	El hielo se convierte en agua. El hielo se funde La fusión es el paso de un sólido a líquido	Las moléculas: <ul style="list-style-type: none"> ➤ están ordenadas al azar y algo separadas unas de otras. ➤ se pueden mover libremente unas alrededor de otras. ➤ Están sometidas a pequeñas fuerzas de atracción que pueden romper ➤ tienen mayor vibración 	El agua se convierte en vapor. El agua se vaporiza La vaporización es el paso de un líquido a gas	Las moléculas: <ul style="list-style-type: none"> ➤ están ordenadas al azar y muy separadas unas de otras. ➤ se mueven libremente en todas direcciones. ➤ no experimentan fuerzas de atracción. ➤ tienen mucha vibración y gran velocidad.
Distribución molecular 		Distribución molecular 		Distribución molecular 
Si aumenta la temperatura del cuerpo, las moléculas adquieren mayor energía vibran más rápidamente y pueden romper las fuerzas de atracción que los mantienen unidas. Entonces _____		Al seguir aumentando la temperatura del líquido, las moléculas adquieren mayor vibración, rompen sus fuerzas de atracción y se separan más unas de otras. Entonces _____		Si la temperatura sigue aumentando, las moléculas se mueven más y más rápidamente.



Act. 11. ¿A qué se debe la presión que ejercen los gases contenidos en un recipiente cerrado? Indica y explica la respuesta correcta.

- A que están formados por un enorme número de partículas muy apretadas.
- A que las partículas chocan entre sí y rebotan.
- A que las partículas constituyentes se mueven a gran velocidad.
- A que las partículas chocan continuamente con las paredes del recipiente.

Act. 12. La olla rápida sirve para cocinar los alimentos en poco tiempo, gracias a la alta presión que se alcanza en su interior.

- ¿Cómo explicas, basándote en la teoría cinética, que se consiga esa elevada presión?
- ¿Por qué es necesario enfriar la olla antes de abrirla?

Act. 13. La presión de los neumáticos de un coche debe medirse en frío, pues cuando se calientan por el uso se obtiene un valor más alto del que realmente tienen. ¿A qué se debe este hecho?

Act. 14. ¿Puede ejercer presión un gas que no esté contenido en un recipiente cerrado? Justifica tu respuesta.

ACTIVIDADES

- Define materia. ¿Son los gases materia? ¿Por qué? Pon ejemplos de cosas que no se puedan definir como materia.
- ¿Qué es la masa de un cuerpo? ¿Se puede diferenciar un tipo de sustancia de otro midiendo su masa? ¿Y conociendo su dureza y su brillo? Responder razonadamente.
- Relaciona la columna de la izquierda con la de la derecha mediante flechas.

Propiedad General	Masa
	Color
	Densidad
	Volumen
	Dureza
Propiedad característica	Olor
	Longitud
	Superficie

4. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razonar las respuestas.

- a) La materia en cualquier estado tiene masa.
- b) La materia en cualquier estado tiene volumen fijo.
- c) La materia en cualquier estado tiene forma propia.
- d) La materia en cualquier estado ocupa un lugar en el espacio.

5. Completa la siguiente tabla:

Propiedades	Sólidos	Líquidos	Gases
Volumen			
Forma			
Disposición de partículas			

6. ¿Qué es un cambio de estado? ¿Cómo se puede saber cuando se está produciendo un cambio de estado? Enumera los cambios de estado que tienen lugar por calentamiento y los que tienen lugar por enfriamiento.

7. Describe qué cambio de estado se produce en las siguientes situaciones:

- Cuando por la mañana se forma niebla cerca de un río. _____
- Cuando se forma granizo. _____
- Cristales que se empañan. _____
- Escarcha en la ventana. _____
- Bolas de naftalina en la ropa contra las polillas. _____
- Cuando nos bañamos y nos secamos al sol. _____
- La pared exterior de un vaso que contiene cubitos de hielo se cubre de agua. _____
- El mercurio de un termómetro baja cuando lo introducimos en hielo. _____

8. ¿Cómo está formada la materia según la teoría cinética?

9. Completa la tabla poniendo SI o No.

	Sólido	Líquido	Gas
Sus partículas se mueven caóticamente.			
Tiene forma propia.			
Fluye.			
Sus partículas están muy ordenadas aunque vibran.			
Es un estado de la materia.			
Ocupa un lugar en el espacio.			

10. Completa la frase.

Mientras se está produciendo un _____ en una sustancia, la _____ no varía porque todo el calor (la _____) que se proporciona se invierte en debilitar las uniones entre sus _____.

11. ¿Cuál es el estado de estas sustancias a temperatura ambiente?

Sustancia		Estado
Aceite de oliva		
Unas tijeras y unas llaves		
El butano cuando sale de la bombona		
El petróleo		
Lo que hay dentro de un globo		

12. Indica si cada enunciado es verdadero (V) o falso (F).

- En el estado de gas, las moléculas ocupan todo el espacio del que disponen.
- Las moléculas de los líquidos se agitan más que la de los sólidos.
- Sólo existen tres estados físicos: sólido, líquido y gaseoso.
- La dilatación de un cuerpo no supone aumento de su volumen.
- Si a un gas se le baja la temperatura se condensa en líquido.
- Un sólido no puede pasar directamente a gas.

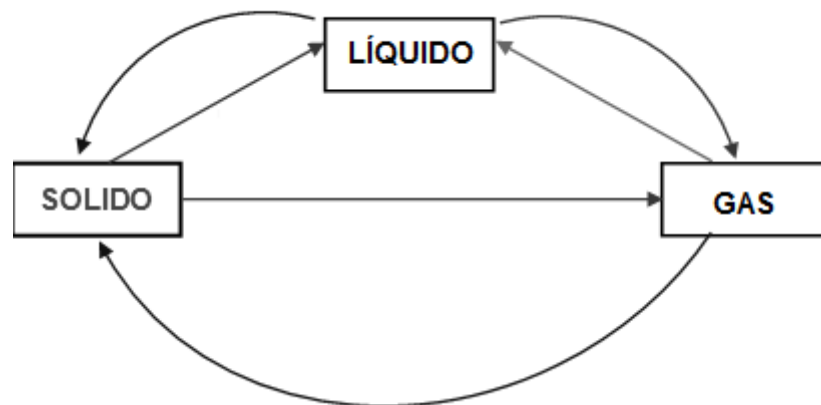
13. Escribe las palabras en la columna con la que creas que están relacionadas: gota, corteza, agua, humo, licor, plástico, miel, aire, aroma, oxígeno, arena, sangre, lágrimas, sal, viento.

Sólido	Líquido	Gas

14. Indica si las siguientes propiedades corresponden a sólidos, líquidos o gases:

- Adquiere la forma del recipiente que lo contiene. _____
- Se comprime fácilmente. _____
- Fluye. _____
- Tiene volumen fijo. _____
- Se expande con facilidad. _____
- Tiende a ocupar todo el recipiente. _____

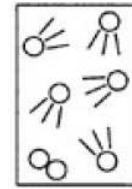
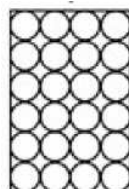
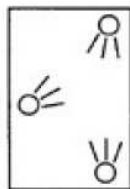
15. Sobre cada flecha del dibujo, indica el nombre que corresponde al cambio de estado que se efectúa.



16. Indica de qué estado de agregación se trata en cada caso:

- a. Es un fluido
- b. Tiene forma definida
- c. Sus partículas se deslizan unas sobre otras
- d. Las partículas mantienen siempre constante la distancia entre ellas
- e. Su volumen es variable
- f. Las partículas solo vibran en torno a su posición de equilibrio
- g. Son fácilmente compresibles
- h. Ocupan todo el volumen de que disponen

17. ¿A qué estados de la materia corresponde cada uno de los siguientes dibujos?
¿Por qué?



18. ¿Qué cambia del agua cuando la echamos de una botella a un cubo?

- a. Su forma.
- b. Su volumen.
- c. Su masa.

19. ¿Qué cambia de un gas cuando lo hacemos pasar de una bombona a un globo?

- a. Su forma.
- b. Su volumen.
- c. Su masa.

Unidad 2: Mezclas, disoluciones y sustancias puras.

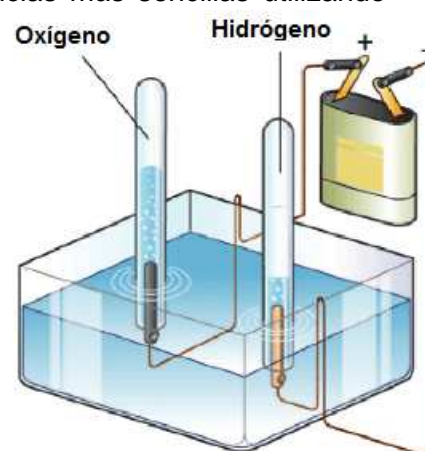
1. SUSTANCIAS PURAS.

Una observación de la materia que nos rodea nos permite darnos cuenta de que la mayoría de las veces es muy difícil encontrar ejemplos de sustancias puras.

Sustancia pura es aquella materia cuya composición no cambia cualesquiera que sean las condiciones físicas en las que se encuentre. Por ejemplo, el agua es una sustancia pura ya que su composición es siempre la misma, en estado sólido, líquido o gas.

Una sustancia pura no se puede descomponer en otras sustancias más sencillas utilizando solamente procedimientos físicos.

Una sustancia pura puede descomponerse en otras sustancias más simples utilizando procedimientos químicos. Por ejemplo, el agua puede descomponerse, mediante una corriente eléctrica (**electrolisis del agua**), en hidrógeno y oxígeno, dos nuevas sustancias cuya composición y propiedades son distintas a las del agua, pero no hay ningún procedimiento que nos permita descomponer el hidrógeno y el oxígeno en otras sustancias más simples.



Así, dentro de las sustancias puras distinguimos dos tipos:



- **COMPUESTOS.** Son sustancias puras que se pueden descomponer en otras más simples por medio de un proceso químico.
- **ELEMENTOS.** Son sustancias puras que no se pueden descomponer en otras más simples por ningún procedimiento.

Act. 1. ¿Son los elementos químicos las sustancias más simples que se pueden encontrar en la naturaleza? Responder razonadamente.

Act. 2. ¿Cómo se puede demostrar que el agua destilada es una sustancia pura? ¿Cómo demostrar que no es un elemento?

Act. 3. Localizar la afirmación correcta:

- a. Una sustancia pura es aquella que se puede descomponer en otras más sencillas.
- b. Si una sustancia compleja se puede descomponer en otras se llama sustancia pura.
- c. Toda sustancia que resulte de la descomposición de otras se llama elemento.
- d. Toda sustancia pura que se puede descomponer en otras se llama compuesto.

2. MEZCLAS.

Las distintas sustancias que existen se pueden mezclar. Al mezclarlas, no obtenemos una sustancia distinta y las distintas sustancias que forman la mezcla conservan sus propiedades y se pueden separar por procedimientos físicos (filtración, decantación, destilación...)

Mezcla es aquella materia que resulta de la combinación de varias sustancias puras que se pueden separar utilizando procedimientos físicos.

Podemos distinguir dos tipos de mezclas:

- **Mezcla heterogénea:** es una mezcla en la que es posible distinguir sus componentes por procedimientos ópticos. Por ejemplo una pizza, el granito (a simple vista se pueden distinguir sus componentes, cuarzo, feldespato y mica), una ensalada, una mezcla de sal y arena...



Mezcla heterogénea



Mezcla homogénea

- **Mezcla homogénea o disolución:** es una mezcla en la que no es posible distinguir sus componentes por procedimientos ópticos convencionales. Por ejemplo, alcohol y agua, agua con azúcar, lejía, refrescos con gas...

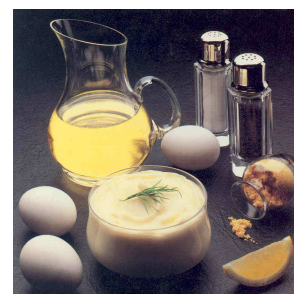
Pero no siempre es fácil distinguir una mezcla homogénea (disolución) de otra heterogénea. El agua del mar y el agua con azúcar son ejemplos típicos de disoluciones. ¿Dirías lo mismo de la salsa mayonesa, el Ketchup o la gelatina? A simple vista parecen mezclas homogéneas, pero no lo son; son mezclas heterogéneas denominadas coloides.

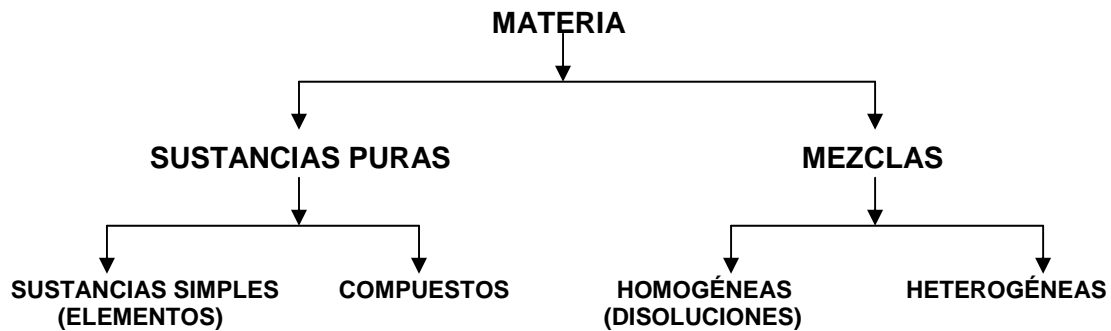
Un **coloide** es una mezcla heterogénea que dispersa la luz (**efecto Tyndall**). Por ejemplo: salsa de tomate, puré de verduras, gel de baño, gelatina, la niebla... Las disoluciones son mezclas homogéneas y no dispersan la luz.

Los coloides son mezclas heterogéneas en las que hay un componente en mayor proporción en el que se encuentra disperso otro u otros que están en menor proporción. Los distintos coloides se diferencian en el tamaño de las partículas que están dispersas.

Un caso particular de coloide, muy usual en la vida cotidiana, son las emulsiones. En una **emulsión** las partículas que están en menor proporción se mantienen dispersas gracias a una tercera sustancia llamada **emulsionante**. Un ejemplo es la mayonesa que se hace con huevo, aceite y sal y jugo de limón. Las partículas de agua de la mezcla se mantienen dispersas en el aceite gracias a la lecitina, una sustancia que está presente en la yema del huevo y que actúa como emulsionante (su molécula se une, por una parte, a la grasa y por otra, al agua); si no estuviese la lecitina, el agua y el aceite terminarían por separarse (como ocurre en el aliño de la ensalada).

En la industria alimentaria es muy frecuente el uso de sustancias emulsionantes para dar mejor apariencia al producto. Por ejemplo, seguro que has observado que en el tomate frito casero, cuando pasa un cierto tiempo, se separa el aceite, en cambio, en el tomate frito industrial esto no sucede nunca. El tomate frito industrial contiene un emulsionante que mejora su aspecto.





Act. 4. Clasifica las siguientes sustancias que podemos encontrar en casa: alcohol al 96%, azúcar, sal, ventana de aluminio, cable de cobre, salsa mayonesa, adorno de bronce, martillo de hierro, aire, agua del grifo, anillo de oro, suelo de granito y tijeras de acero.

Compuesto	Elemento	Mezcla homogénea	Mezcla heterogénea

Act. 5. Completa:

- Las sustancias puras solo tienen _____.
- Las sustancias puras pueden ser de dos tipos: _____ y _____.
- Los compuestos se pueden _____ en sustancias más _____ y al hacerlo dejan de ser _____.
- Algunos ejemplos de compuestos son: _____, _____ y _____.
- Los elementos no se pueden _____ en sustancias más _____.
- Escribe el nombre de algunos de los elementos que conozcas _____.

Act. 6. Une con flechas:

- | | |
|----------------------|--|
| LAS MEZCLAS | Tienen varios componentes. |
| LAS SUSTANCIAS PURAS | Pueden separarse en sustancias más sencillas. |
| LOS COMPUESTOS | Tienen un solo componente. |
| LOS ELEMENTOS | No pueden separarse en sustancias más sencillas. |
| | Pueden ser elementos y compuestos. |

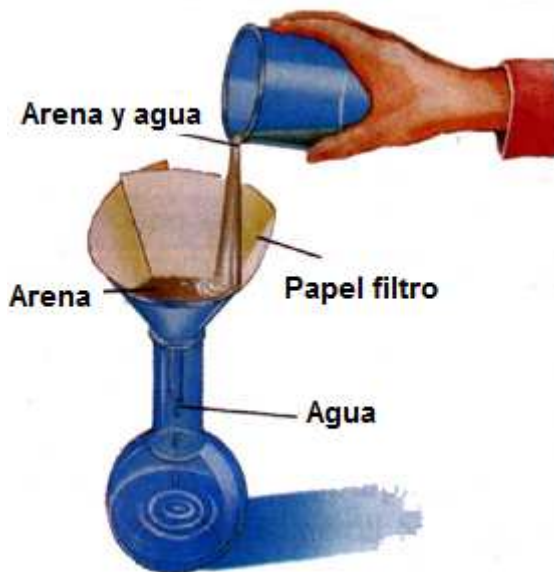
3. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS.

Las sustancias puras que forman una mezcla se pueden separar utilizando procedimientos físicos. El método empleado para ello depende fundamentalmente del tamaño de las partículas y de las propiedades de las sustancias que queremos separar.

No existen recetas, la imaginación y el ingenio juegan un papel importante en la decisión. Es muy frecuente que se tengan que combinar varios métodos, aunque de forma general se puede decir:

- La **decantación** es apropiada para separar dos líquidos inmiscibles (que no se pueden mezclar) con distinta densidad. Por ejemplo, agua y aceite.

El **embudo de decantación** tiene una válvula en la parte inferior. Cuando los dos líquidos están claramente separados, la válvula se abre y sale el líquido de mayor densidad. Es importante tirar la frontera entre los dos líquidos (**interfase**).



Filtración

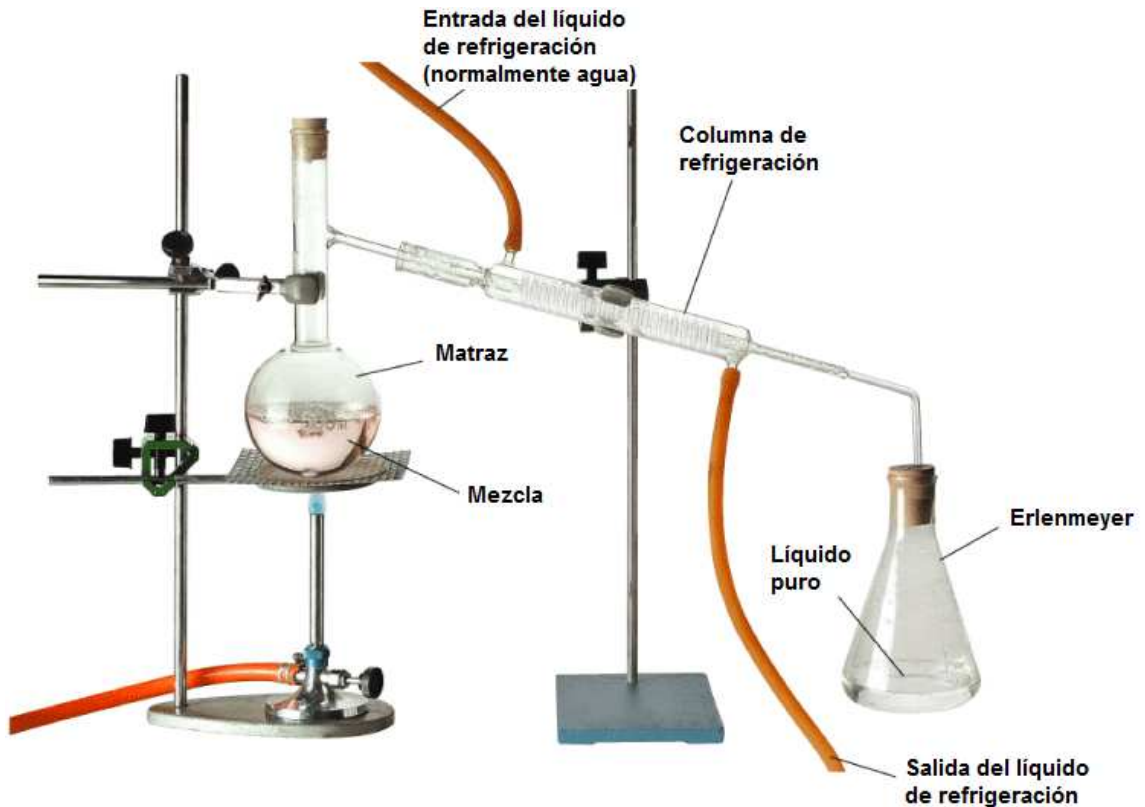


Embudo de decantación con aceite y agua

- La **filtración** se usa para separar un sólido insoluble del líquido con el que está en contacto. Por ejemplo, una mezcla de arena y agua.

- La **destilación** la usaremos para separar mezclas de líquidos con distinto punto de ebullición. La mezcla se introduce en un recipiente y se calienta. Cuando se alcanza la temperatura de ebullición del primer líquido, éste se convierte en vapor que se hace pasar por un tubo refrigerado en el que se enfría y condensa. Se recoge en estado líquido como sustancia pura.

Observemos que un líquido sometido a ebullición debe conservar invariable la temperatura a la que hierve, sin embargo, si es una mezcla, la temperatura de ebullición irá aumentando a medida que el líquido va perdiendo su componente más volátil (el líquido de menor punto de ebullición).



Destilación

- La **crystalización** es usada para separar sólidos disueltos en líquidos. En general, las sustancias sólidas se disuelven mejor en caliente que en frío. Si disolvemos la mayor cantidad posible de un sólido en agua caliente y dejamos que la disolución enfríe, al evaporarse el líquido, el sólido disuelto formará cristales.



La cristalización se utiliza en las salinas marinas para obtener la sal del agua de mar. La mayoría de las salinas están ubicadas a orillas del mar y en zonas con temperaturas medias – altas para favorecer la evaporación del agua.

Un concepto clave para elegir un método de separación u otro es investigar las propiedades de las sustancias disueltas y aprovechar las diferencias para efectuar la separación.

Otros métodos de separación de mezclas usados frecuentemente son:

- La **criba** es un procedimiento idóneo para separar mezclas de sólidos en los que uno de los componentes presentes en la mezcla tiene un tamaño de partícula muy distinto del otro. Por ejemplo, arena y grava.



Criba

- La **separación magnética o imantación** es un procedimiento indicado cuando uno de los componentes de la mezcla es un metal ferromagnético (hierro, níquel, cobalto) que se separa del resto empleando un imán. Por ejemplo, azufre mezclado con limaduras de hierro.
- La **cromatografía** es la técnica utilizada para separar los distintos componentes de una mezcla homogénea aprovechando su distinta afinidad por un disolvente.



Centrifugadora

- La **centrifugación** es un método por el que se pueden separar sólidos de líquidos de diferente densidad mediante una centrifugadora, la cual imprime a la mezcla un movimiento rotatorio con una fuerza mayor que la de la gravedad provocando la sedimentación de los sólidos o de las partículas de mayor densidad. Resulta muy útil para la separación de moléculas.

Act. 7. El azufre es un sólido de color amarillo insoluble en agua. Teniendo en cuenta este dato, ¿cómo puedes separar una mezcla sólida de azufre y sal?

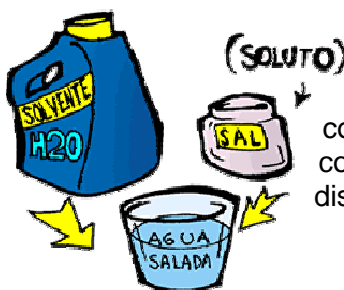
Act. 8. Una sustancia es calentada hasta que se produce un cambio de estado y se observa que la temperatura permanece un invariante durante el proceso, ¿sería una sustancia pura o una mezcla?

Act.9. Tenemos una mezcla de cristalitas de sal común y cristalitas de yodo. Sabiendo que la sal se disuelve en agua y no en alcohol y el yodo se disuelve en alcohol pero no en agua, ¿cómo separarías los cristales de sal y los de yodo?

Act. 10. Al calentar hasta la ebullición el agua, ésta desaparece del recipiente. ¿Significa esto que el agua se ha descompuesto en sus componentes?

4. MEZCLAS HOMOGÉNEAS. DISOLUCIONES.

Las sustancias en la naturaleza se encuentran puras en pocas ocasiones; normalmente se presentan mezcladas como mezclas homogéneas: disoluciones.



Una **disolución** es una mezcla homogénea (los componentes no se pueden distinguir empleando métodos ópticos convencionales) de dos o más sustancias. En una disolución: el **disolvente**, es el componente que está en mayor proporción; y el **soluto**, es el componente (o componentes) que está en menor proporción. La disolución es, pues, el conjunto formado por el soluto y el disolvente.

Las disoluciones pueden estar compuestas por dos o más sustancias, cada una de las cuales puede presentarse en un estado físico distinto.

En el cuadro siguiente se muestran ejemplos de disoluciones en diferentes estados físicos:

Disolvente	Soluto	Disolución	Ejemplo
GAS	GAS	GAS	Aire
LÍQUIDO	GAS	LÍQUIDO	Refrescos con gas
	LÍQUIDO	LÍQUIDO	Agua y alcohol
	SÓLIDO	LÍQUIDO	Agua y azúcar
SÓLIDO	SÓLIDO	SÓLIDO	Aleaciones (Bronce, es una aleación de cobre y estaño; acero, es una aleación de hierro y carbono)

En la mayoría de las ocasiones trabajaremos con disoluciones en las que el disolvente es un líquido y el soluto es un sólido o un líquido.

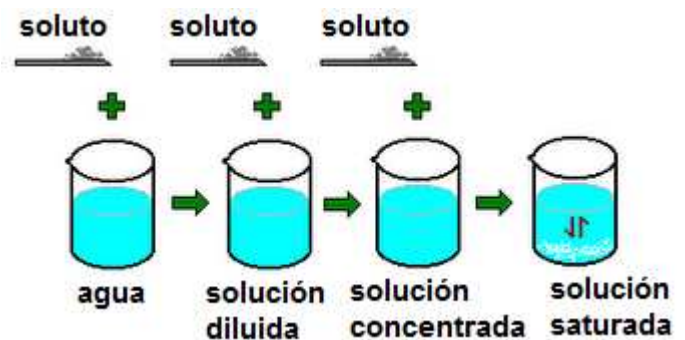
Ahora bien, ¿cuánto soluto se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente? Podemos contestar que una cantidad máxima. Si vamos añadiendo soluto (por ejemplo, azúcar al agua) observamos que al principio se disuelve sin dificultad pero, si seguimos añadiendo, llega un momento en el que el disolvente no es capaz de disolver más soluto y éste permanece en estado sólido, “posado” en el fondo del recipiente.



Se llama **solubilidad** de una sustancia a la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en un disolvente determinado.

Podemos clasificar las disoluciones en función de la cantidad de soluto que hay en relación al disolvente. Así tendremos:

- Una **disolución diluida** es aquella en la que hay poco soluto en relación al disolvente.
- Una **disolución concentrada** es aquella en la que hay mucho soluto en relación con el disolvente.
- Una **disolución saturada** es aquella que no admite más cantidad de soluto.



La solubilidad de una sustancia depende de la naturaleza del soluto y del disolvente, de la temperatura y de la presión. Habitualmente, la solubilidad de los sólidos en los líquidos aumenta con la temperatura. No obstante, hay otras sustancias cuya solubilidad apenas varía con la temperatura.



A diferencia de lo que sucede con los sólidos, la solubilidad de los gases en los líquidos disminuye a medida que aumenta la temperatura. Esto quiere decir que, si tenemos una disolución saturada de un gas en un líquido y la calentamos, como la solubilidad disminuye con la temperatura, se formarán burbujas gaseosas que escapan de la disolución (es lo que sucede, por ejemplo, cuando sacamos un refresco con gas, CO_2 , del frigorífico).

Act. 11. Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razonar las respuestas.

- Las disoluciones se clasifican en diluidas, concentradas y saturadas.
- Las disoluciones diluidas contienen mayor cantidad de soluto que las concentradas.
- Las disoluciones diluidas contienen una cantidad muy pequeña de soluto.
- Las disoluciones saturadas no pueden contener más cantidad de soluto.

Act. 12. Redacta un texto en el que aparezcan obligatoriamente estos términos: disolución, homogénea, disolvente, soluto, saturada, concentrada, diluida, sobresaturada.

Act. 13. Una disolución saturada contiene 2,08 g de sulfato de calcio en 1 litro de agua. ¿Cómo se clasifica una disolución que contiene 1,9 g de este compuesto por litro de agua? ¿Qué aspecto tiene la mezcla de 1 litro de agua y 5 g de sulfato de calcio?

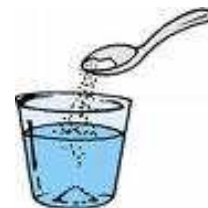
Act. 14. La solubilidad de una sustancia A en etanol a 18 °C es 32. ¿Qué significa este dato? ¿Qué ocurre si mezclamos 15 g de esta sustancia con 150 g de etanol a esa temperatura?

5. CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN.

Como las disoluciones se pueden preparar, tal y como acabamos de ver, mezclando cantidades variables de soluto y disolvente, se hace necesario establecer una forma para indicar estas cantidades.

La **concentración** de una disolución indica la cantidad de soluto que hay en una cantidad determinada de la disolución.

La importancia de la concentración de una disolución es vital. En el cuerpo humano, por ejemplo, la sangre siempre debe tener una determinada concentración de azúcar (glucosa); las bebidas también han de tener la concentración constante para conservar el mismo sabor; las aleaciones metálicas presentarán propiedades distintas según la concentración...



Cuando preparamos una disolución, nos interesa conocer en qué proporción se encuentran el soluto y el disolvente.

Veamos distintos modos de expresar la concentración de una disolución:

- **PORCENTAJE EN MASA.** El porcentaje en masa nos indica la masa de soluto que hay en 100 unidades de masa de disolución. También se llama **riqueza de soluto**. Se calcula a partir de la siguiente expresión:

$$\% \text{ en masa de soluto} = \frac{(\text{Masa de soluto}) \cdot 100}{\text{Masa de disolución}}$$

Se utiliza este modo de expresar la concentración cuando las cantidades de las sustancias que forman la disolución se miden en unidades de masa (g, kg...).

La masa del soluto y la del disolvente se deben expresar en las mismas unidades.

UN PORCENTAJE NO TIENE UNIDADES.

Ejemplo:

Se ha preparado una disolución añadiendo 10 g de azúcar y 5 g de sal a 100 g de agua. Calcular:

- El porcentaje en masa del azúcar.
- El porcentaje en masa de sal.

Para el azúcar:

$$\% \text{ en masa de azúcar} = \frac{10 \cdot 100}{(10 + 5 + 100)} = \frac{1000}{115} = 8,70\% \text{ de azúcar.}$$

La masa de la disolución es la suma de las masas de sus tres componentes: azúcar, sal y agua.

Para la sal:

$$\% \text{ en masa de sal} = \frac{5 \cdot 100}{(10 + 5 + 100)} = \frac{500}{115} = 4,35\% \text{ de sal.}$$

- **PORCENTAJE EN VOLUMEN.** El porcentaje en volumen nos indica el volumen de soluto que hay en 100 unidades de volumen de disolución. Se calcula a partir de la siguiente expresión:

$$\% \text{ en volumen de soluto} = \frac{(\text{Volumen de soluto}) \cdot 100}{\text{Volumen de disolución}}$$

Se utiliza este modo de expresar la concentración cuando las cantidades de las sustancias que forman la disolución se miden en unidades de volumen (ml, ℓ...).

El volumen del soluto y el del disolvente se deben expresar en las mismas unidades. UN PORCENTAJE NO TIENE UNIDADES.

Ejemplo:

Se ha preparado una disolución añadiendo 10 ml de alcohol a 100 ml de agua. Calcula el porcentaje en volumen de alcohol.

$$\% \text{ en volumen de alcohol} = \frac{10 \cdot 100}{(100 + 10)} = \frac{1000}{110} = 9,09\% \text{ de alcohol.}$$

El volumen de la disolución es la suma de los volúmenes de sus dos componentes: alcohol y agua.

PORCENTAJE DE ALCOHOL EN BEBIDAS ALCOHÓLICAS. La O. M. S. define como alcoholismo la ingestión diaria de alcohol superior a 50 g en la mujer y 70 g en el hombre.

Bebida	Porcentaje en volumen de alcohol	Gramos de alcohol en 100 ml de bebida
Cerveza	3,5 – 5	3 – 4
Sidra	4	3
Vino	10 – 15	8 – 12
Cava	12	9
Vino dulce	15 – 22	12 – 17
Vermut	16 – 24	13 – 19
Pacharán	28	22
Whisky	35 – 40	28 – 32
Anís	40	32
Ron, vodka	40	32

- **CONCENTRACIÓN EN MASA.** La concentración en masa nos indica la masa de soluto que hay en cada unidad de volumen de disolución. Se calcula a partir de la siguiente expresión:

$$\text{Concentración en masa de soluto} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Volumen de disolución}}$$

Se utiliza este modo de expresar la concentración cuando el soluto es un sólido, y su cantidad se mide en unidades de masa, y el disolvente es un líquido, y su cantidad se mide en unidades de volumen.

En el S. I. debe medirse en kg/m^3 aunque lo más frecuente es que se mida en g/dm^3 o g/l .

Los alcoholímetros miden la concentración de alcohol en el aire espirado a partir de esta relación:

$$\frac{2000 \text{ litros de aire espirado}}{1 \text{ litro de sangre}}$$

De esta forma, se obtiene la cantidad de alcohol en sangre, que se expresa en g/l .



No debemos confundir la concentración en masa de una disolución con la densidad de la disolución. Aunque se midan en las mismas unidades, representan conceptos distintos.

La **densidad de una disolución** o de una sustancia pura representa la relación entre la masa y el volumen de la disolución. Se calcula a partir de la siguiente expresión:

$$d = \frac{\text{Masa de la disolución}}{\text{Volumen de la disolución}}$$

La densidad es una propiedad que tienen todas las sustancias, tanto si son sustancias puras como si son mezclas. La expresión concentración en masa sólo se puede aplicar a las disoluciones, no tiene sentido hablar de la concentración en masa de una sustancia pura.

En general, las disoluciones más concentradas son más densas.

Ejemplo:

Se prepara una disolución disolviendo 5 g de azúcar en agua hasta tener un volumen total de 100 ml. La disolución resultante tiene una densidad de 1,05 g/ml. Calcular la concentración en masa de la disolución y el porcentaje en masa de azúcar.

Concentración en masa de azúcar:

$$\text{Concentración en masa de azúcar} = \frac{5}{100} = 0,05 \text{ g/ml} = \frac{0,05 \text{ g}}{0,001 \text{ l}} = 50 \text{ g/l}$$

Porcentaje en masa de azúcar :

$$\% \text{ en masa de azúcar} = \frac{5 \cdot 100}{\text{Masa de la disolución}} = \frac{500}{\text{Masa de la disolución}} \quad (1)$$

La masa de la disolución es un dato que desconocemos pero podemos calcularla a partir de la densidad de la disolución:

$$d_{\text{disolución}} = \frac{\text{Masa disolución}}{\text{Volumen disolución}} \Rightarrow 1,05 = \frac{\text{Masa disolución}}{100} \Rightarrow$$

↓
Sustituimos los datos

$$\Rightarrow \text{Masa disolución} = 1,05 \cdot 100 = 105 \text{ g}$$

↘
Despejamos la incógnita

Sustituyendo en (1), obtenemos:

$$\% \text{ en masa de azúcar} = \frac{500}{105} = 4,76\% \text{ de azúcar}$$

(es decir, en 100 g de disolución hay 4,74 g de azúcar)

6. SUSTANCIAS EN LA VIDA COTIDIANA.

Estamos rodeados de sustancias puras, de compuestos y de mezclas. Veamos algunas de las más comunes.

- **Sustancias puras.** El compuesto más común es el agua (H_2O), pero normalmente no encontramos agua pura, siempre está en disolución. Para tener agua pura debemos purificar el agua corriente, por ejemplo, destilándola.

- **Mezclas homogéneas (disoluciones).**

- Agua de mar. Agua que tiene muchas sales disueltas, sobre todo cloruro de sodio y magnesio.
- Agua corriente. Lleva disueltas pequeñas cantidades de otras sustancias, como sales minerales, oxígeno y cloro. La composición exacta depende de su procedencia.



- Agua mineral. Proceden de manantiales que tienen mayor proporción de sustancias no habituales, así tenemos aguas ferruginosas, sulfhídricas, termales...

- Tintura de yodo (desinfectante). El yodo líquido que se utiliza para desinfectar las heridas es una disolución de yodo sólido en alcohol y agua. Dependiendo de la cantidad de alcohol que lleve disuelta, escuece más o menos.



- Lejía. Disolución de la sal hipoclorito de sodio ($NaClO$) en agua.
- Refrescos con gas. La mayor parte de los refrescos son mezclas en las que el componente principal es el agua. Los refrescos con gas son disoluciones del gas dióxido de carbono (CO_2) en agua.
- Suero fisiológico. Cuando hay que inyectar líquido a una persona, las características de su sangre no pueden variar demasiado. Por esta razón, en lugar de agua destilada, se le inyecta suero fisiológico, que es agua con cloruro de sodio al 0,9%. El suero fisiológico se utiliza también para lavar los ojos o para humedecer la nariz cuando estamos resfriados; se trata de utilizar líquidos con características parecidas a nuestros líquidos corporales.



- **Mezclas heterogéneas.**

- Leche. Emulsión de partículas grasas en agua. La leche comercial se homogeneiza con un estabilizante para reducir el tamaño de las partículas grasas y conseguir que se mezclen bien con el agua.



- Gelatina. Forma un coloide al mezclar el sólido en agua.

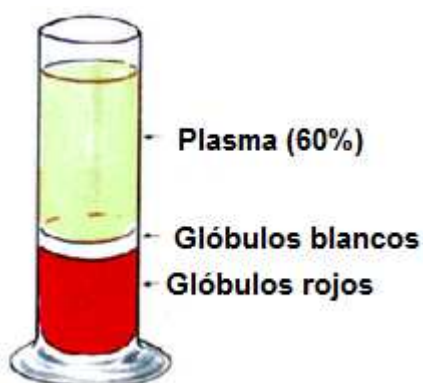
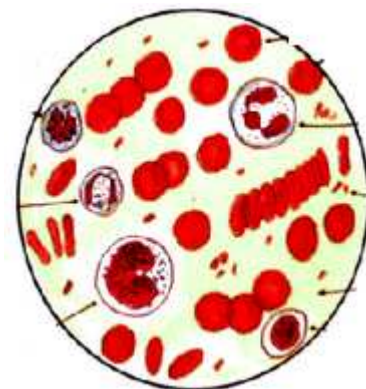


- Productos de higiene personal. Los geles de baño y los champús son sustancias coloidales, es decir, sustancias que llevan dispersas pequeñas partículas que no se ven a simple vista, pero cumplen la propiedad fundamental de los coloides: dispersan la luz.

- **La sangre.** La sangre es un caso particular. Está compuesta por una mezcla heterogénea (células) y una mezcla homogénea (plasma). Tiene en dispersión muchas células, como los glóbulos rojos y los blancos.

En el plasma están disueltas sales, gases (O_2 y CO_2) y otras sustancias orgánicas como azúcares.

La composición de la sangre se un individuo sano se mantiene casi constante; cuando cambia, es síntoma de que se ha producido una enfermedad.



ACTIVIDADES

1. Completa el siguiente cuadro:

	Sustancia pura	Mezcla heterogénea	Disolución
Azúcar			
Agua de mar			
Vino			
Granito			
Agua de colonia			
Leche			
Aire			
Agua destilada			
Mayonesa			
Oro			
Niebla			
Refresco de cola			

2. ¿Qué diferencia existe entre un elemento y un compuesto? ¿Se trata en ambos casos de sustancias puras?
3. ¿Qué diferencias existen entre mezclas homogéneas y heterogéneas?
4. Clasificar los ejemplos siguientes en mezclas heterogéneas, disoluciones o sustancias puras:
- Agua del grifo, agua destilada, diamante, natillas, arcilla, aire, dióxido de carbono, espuma de afeitador, bronce, carbón y mercurio.
5. ¿A qué componente de una disolución se llama disolvente? ¿Puede haber dos disolventes? ¿A qué componente de una disolución se llama soluto? ¿Puede haber dos solutos en una disolución?
6. ¿Qué propiedad permite separar el aceite y el agua por decantación?
7. ¿Cómo podríamos separar y aislar los componentes de las siguientes mezclas?
- Alcohol y agua. _____
 - Hierro y azufre. _____
 - Sal y arena. _____
 - Arena y agua. _____
 - Agua y azúcar. _____
 - Aceite, agua y sal. _____
-

8. Relaciona con flechas:



Granito

Tiene aspecto homogéneo y es una sustancia pura



Agua de mar

Tiene aspecto homogéneo, pero en realidad es una mezcla.



Sal

Tiene aspecto heterogéneo. Claramente vemos que es una mezcla.

9. ¿Cómo separarías las siguientes mezclas? Une con flechas:



Con un embudo de decantación

Arena y piedras



Destilando

Sal del agua del mar



Con un imán

Alcohol y agua



Calentando hasta lograr que se evapore

Aceite y agua



Con un colador o tamiz

Azufre y limaduras de hierro

10. ¿Qué mide la concentración de una disolución? ¿Y la solubilidad de una sustancia? ¿Cuándo decimos que una disolución está concentrada? ¿Y saturada?

11. Sabemos que la densidad del agua es de 1 g/cm^3 y la de la gasolina $0,68 \text{ g/cm}^3$. Si mezclamos agua con gasolina se separan en dos capas. ¿Qué líquido quedará arriba?

12. Los siguientes enunciados son incorrectos. Encuentra los errores y corrígelos:

- El porcentaje en masa se calcula dividiendo la masa de soluto y la masa de disolvente entre sí.
- En una disolución el disolvente siempre es un líquido, mientras que el soluto puede ser una sustancia en cualquier estado de agregación.
- Una disolución es una mezcla de dos o más sustancias que mantienen siempre la misma proporción, con independencia de la forma de preparación.

13. En la columna izquierda hay diversos tipos de mezclas homogéneas (disoluciones) y heterogéneas y en la columna derecha se citan algunas técnicas de separación. Relaciona, mediante flechas, la técnica que utilizarías para cada mezcla.

Vino	Decantación
Sal disuelta en agua	Filtración
Aceite y agua	Centrifugación
Arena y agua	Destilación
Café con posos	Cristalización

14. Pedro ha comprado agua embotellada, y curioseando en la etiqueta del envase, lee lo siguiente:

Bicarbonatos: 127 mg/ℓ; Calcio: 36 mg/ℓ; Magnesio: 8 mg/l; Sodio: 11 mg/l.

- ¿De qué forma se expresa la concentración salina del agua embotellada?
- ¿Qué cantidad total de calcio y magnesio toma Pedro cada vez que bebe un vaso de agua de 250 ml?

15. La concentración media de vitamina C en un zumo de naranja natural es del 0,052 %, mientras que en un kiwi es del 0,1 %:

- ¿Cuál de los dos contiene mayor cantidad de vitamina C?
- Sabiendo que la cantidad recomendada (C. D. R.) de vitamina C para una persona mayor de 15 años es de 60 mg/día, ¿qué cantidad de zumo de naranja deberá tomar un adulto para satisfacer sus necesidades de vitamina C? ¿Y si prefiere consumir kiwi?

16. Disolvemos 50 gramos de azúcar en agua. Calcular la concentración en g/ℓ y el porcentaje en masa.

17. En una bebida alcohólica leemos: 13,5 % vol.

- ¿Qué significa ese número?
- Si la botella contiene 700 ml de la bebida ¿Qué volumen de alcohol contiene?

18. Calcular el % en masa de sal de una disolución de 10 g de sal en 800g de agua.

19. La etiqueta de cierta marca de leche señala que contiene un 1,6 % en peso de materia grasa. Si todo el litro de leche pesa 1060 g, ¿cuál es la concentración de materia grasa en g/ℓ ?

20. Se prepara una disolución añadiendo 5g de sal a 20 g de agua. Una vez disuelta, el volumen de la disolución es igual a 21,7 ml. Calcular la concentración de la disolución en % en masa de sal, y su concentración en masa (en g/l).
21. Juan y Marta deben preparar un biberón para su bebé. Para ello, añaden 6 cacitos de 4,5 g de leche en polvo cada uno a un biberón que contiene 180 g de agua y agitan hasta que el contenido queda mezclado:
- ¿Podría decirse que han preparado una disolución?
 - Calcula la concentración en porcentaje en masa.
 - El bebé sólo toma 150 g de biberón. ¿Qué cantidad de leche en polvo habrá ingerido?
22. Como sabes, las aleaciones metálicas son disoluciones en las que los componentes están en estado sólido. Para medir la concentración de oro en una aleación (el resto suele ser plata) se usa una unidad llamada quilate. Una concentración de 1 quilate es de $\frac{1}{24}$ del total, es decir, de cada 24 g de aleación, 1 g es de oro puro. ¿Qué % en masa corresponde a una aleación de 1 quilate?
23. La Couldina, que es un medicamento para los estados gripales, tiene una concentración de ácido acetilsalicílico del 32 % en masa. ¿Qué cantidad de ácido hay en un sobre de 450g?
24. Para preparar el caldo de una paella se añaden 20 g de cloruro sódico al agua hasta completar 2 litros de caldo.
- Halla la concentración del caldo en g/l.
 - ¿Qué cantidad de sal se ingiere en una cucharada de 5 ml de caldo?
 - La masa de la paellera, vacía, es de 1 200 g Y en ella han quedado 200 ml de caldo sobrante. Si ha hervido hasta evaporarse todo el disolvente, ¿cuál será la masa final de la paellera?
25. La glucosa, uno de los componentes del azúcar, es una sustancia sólida soluble en agua. La disolución de glucosa en agua (suero glucosado) se usa para alimentar a los enfermos cuando no pueden comer. En la etiqueta de una botella de suero de 500 cm^3 aparece: "Disolución de glucosa en agua, concentración 55 g/l".
- ¿Cuál es el disolvente y cuál el soluto en la disolución?
 - Ponemos en un plato 50 cm^3 . Si dejamos que se evapore el agua, ¿Qué cantidad de glucosa quedará en el plato?
 - Un enfermo necesita tomar 40 g de glucosa cada hora ¿Qué volumen de suero de la botella anterior se le debe inyectar en una hora?
26. El porcentaje en volumen de alcohol etílico en un vino de la tierra suele ser de 12,5%. Durante una comida un individuo ingiere media botella de 75 cm^3 de vino. ¿Qué volumen de alcohol etílico ha incorporado a su cuerpo?
27. En medio kilo de caldo se echan 2 g de sal. ¿Cuál es la concentración en % en masa? Si se quiere el caldo menos salado, ¿qué habrá que hacer: diluir o concentrar la disolución?

28. El nitrógeno en el aire está en una concentración del 80 % en volumen. ¿Qué cantidad de nitrógeno hay en un aula cuyo volumen de aire es de 120 m^3 ?
29. La concentración del vino de mesa suele expresarse en % en volumen. Averigua su concentración si hay 15 cm^3 de alcohol etílico en un vaso de vino, cuyo volumen es de 125 cm^3 .
30. El vinagre es una disolución diluida de ácido acético en agua. Calcular qué cantidad de ácido acético hay en 500g de un vinagre con una concentración del 4% en masa.
31. El calcio es un elemento fundamental para nuestros huesos. En un cartón de leche leemos que contiene 120 mg de calcio por cada 100 ml de leche. Calcula la concentración de calcio en g/l. Al beber un vaso de leche de 250 cm^3 , ¿cuánto calcio ingerimos?
32. El yodo es una sustancia sólida que se disuelve en alcohol. Un farmacéutico toma una porción de alcohol y disuelve en ella 4 g de yodo; después añade más alcohol hasta tener 500 g de disolución. ¿Cuál es el porcentaje en masa de yodo en la disolución obtenida?
33. Lee con atención la siguiente información, extraída del prospecto de un jarabe:
«100 mL del preparado contienen 50 mg del principio activo. La posología recomendada es de 0,25 mg por kilogramo de peso corporal y día».
- a. ¿Qué cantidad del principio activo debe tomar un niño de 15 kg de peso al día?
b. ¿Cuántos mililitros del jarabe debe ingerir, si va a hacer una toma por la mañana y otra por la noche?
34. La dosis máxima de sulfato de cobre que puede echarse al agua potable para destruir las algas microscópicas es de 1 mg por cada litro de agua. Al analizar el agua de una piscina se ha encontrado que en 100 cm^3 había 0,2 mg de sulfato de cobre. ¿Está la concentración del sulfato de cobre dentro del límite aconsejable o lo excede?
35. A 100 cm^3 de una disolución de glucosa, de una concentración de 12 g/l, se le añaden 200 cm^3 de agua. ¿Cuál es la concentración, en g/l, de la disolución resultante?
36. La composición del oxígeno del aire es de 20,9% en volumen. Si en una inspiración aspiramos 350 cm^3 de aire.
- a. ¿Qué volumen de oxígeno introducimos en la inspiración?
b. ¿Cuántos litros de oxígeno respiramos al cabo de una hora?
(Realizamos 15 inspiraciones por minuto)
37. Sabiendo que la densidad del agua con sal es de 1,3 kg/l, expresar, en % en masa, la concentración de una disolución de sal en agua de 10g/l.
38. Un abono comercial para plantas contiene 160 g de óxido de potasio (K_2O) por cada 2 litros de disolución. Sabiendo que la densidad del producto es de $1,05 \text{ g/cm}^3$, calcula la concentración en porcentaje por unidad de volumen y en porcentaje en masa.

39. Para preparar unas aceitunas para su consumo, hay que quitarles el sabor amargo antes de aliñarlas. Para ello, se echan las aceitunas en una disolución de sosa cáustica en polvo (NaOH) en agua. Normalmente se añade un kilogramo de sosa cáustica por cada 3 litros de agua, formándose 3,2 litros de disolución. Se pide:
- La concentración de la disolución en g/l.
 - La concentración en masa de soluto.
 - ¿Cómo podríamos saber si la disolución que hemos preparado está saturada?
 - Si cogemos un cucharón de 100 ml de disolución, ¿cuál será la concentración de la sosa cáustica en el líquido del cucharón?
 - La masa de sosa cáustica que habrá en el cucharón.
40. Para limpiar un mueble antiguo se ha preparado una disolución concentrada de sosa (hidróxido de sodio) en agua, añadiendo 2 kg de sosa en 6 litros de agua. El volumen final de disolución ha resultado ser de 6,4 litros.
- ¿Cuál es la densidad de la disolución?
 - Calcula su concentración en porcentaje y en g/l.
41. La sal más abundante en el agua de mar es el cloruro de sodio (NaCl), que se encuentra en una proporción de 28,5 kg de sal por metro cúbico de agua de mar. Teniendo en cuenta que la densidad del agua de mar es de 1030 kg/m^3 , calcula la concentración en masa del cloruro de sodio.
42. Una persona bebe dos cervezas de 25 cl cuya concentración de alcohol es de 4,8% en volumen.
- ¿Cuántos ml de alcohol etílico ingirió?
 - Suponiendo que todo el alcohol etílico pasa a la sangre y sabiendo que la densidad del alcohol etílico es 790 g/l , ¿qué cantidad del alcohol habrá en su sangre tras tomarse las dos cervezas?
 - Si suponemos que en nuestro organismo hay 5 litros de sangre y que la tasa de alcohol máxima permitida para conducir es $0,5 \text{ g/l}$, ¿podrían ponerle una multa si conduce?
43. En una botella de ácido sulfúrico se pueden leer los siguientes datos:
- Densidad: $1,84 \text{ g/cm}^3$
 - Concentración: 96%

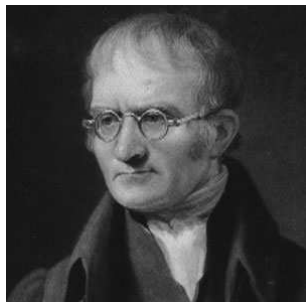
Contesta a las siguientes cuestiones:

- Si el recipiente contiene 800 cm^3 , ¿cuál es la masa de esa disolución?
- ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico puro hay en los 800 cm^3 ?
- ¿Cuál es la concentración en g/l?

Unidad 3: Estructura de la materia. El átomo.

1. EL ÁTOMO.

Hasta ahora hemos estudiado cómo se presenta la materia y cómo se clasifica pero hay todavía muchas preguntas sin responder: ¿cuál es la naturaleza de la materia?, ¿cómo es por dentro?, ¿Existe una unidad de materia?, ¿a qué se debe la gran variedad de sustancias?



John Dalton

Desde la Antigüedad, los científicos y filósofos han intentado responder a estas preguntas. Fue, el químico y físico inglés, John Dalton, uno de los científicos que realizó grandes aportaciones en este campo gracias a las experiencias científicas realizadas en su laboratorio que le permitieron demostrar que la materia estaba formada por átomos.



La **Teoría atómica de Dalton** se resume en los siguientes enunciados:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas **átomos**, que son indivisibles e indestructibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y en propiedades, y distintos de los átomos de cualquier otro elemento.
- Los compuestos se forman por combinaciones de átomos de diversos elementos.



Modelo atómico de Dalton

A comienzos del siglo XIX se daba la siguiente situación en la ciencia:

- Dalton había determinado que la materia estaba formada por átomos.
- Distintas experiencias demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas.

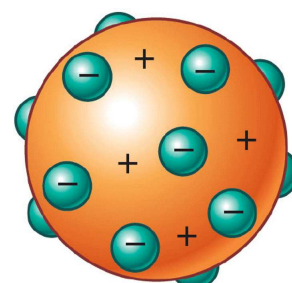
La teoría de Dalton, que consideraba los átomos como partículas indivisibles, fue superada por experiencias que relacionaron las propiedades eléctricas de la materia con la existencia en el interior de los átomos de otras partículas más pequeñas responsables del comportamiento eléctrico: los electrones.

El científico británico J. J. Thomson encontró que en los átomos de los elementos químicos existe una partícula con carga eléctrica negativa a la que denominó **electrón**.



J. J. Thomson

Como la materia sólo muestra propiedades eléctricas en determinadas condiciones (por ejemplo, al ser frotada), debemos pensar que es neutra. En consecuencia, si los átomos tienen partículas con carga negativa, también deben poseer partículas con carga positiva, de tal manera que cada átomo tenga tantas partículas positivas como negativas.

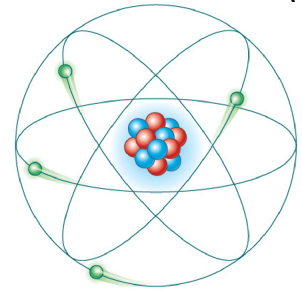


Modelo atómico de Thomson



Ernest Rutherford

Posteriores experiencias permitieron al científico Ernest Rutherford descubrir el **protón**. El protón es una partícula que tiene la misma carga que el electrón, pero positiva, mientras que su masa es 1840 veces mayor que la del electrón.



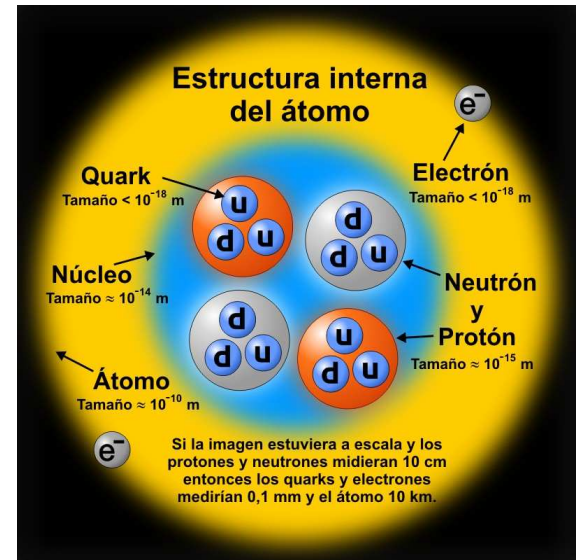
Modelo atómico de Rutherford

Finalmente, el científico James Chadwick descubrió que en los átomos había una tercera partícula que no tenía carga eléctrica, pero cuya masa era similar a la del protón, la llamó **neutrón**.



Sir James Chadwick

Hoy en día sabemos, además, que en el átomo hay otras partículas más pequeñas llamadas **quarks**, que forman los protones y los neutrones.



Act. 1. ¿Tienen cabida las partículas subatómicas en la Teoría Atómica de Dalton?

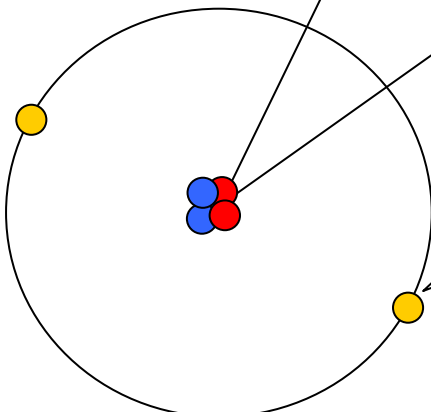
2. EL ÁTOMO. CONCEPTOS FUNDAMENTALES.

NÚCLEO DEL ÁTOMO

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo.
- En el núcleo radica la masa del átomo.
- Partículas: protones y neutrones (**nucleones**). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**. ($A = n^{\circ} \text{ protones} + n^{\circ} \text{ neutrones}$)
- **EL NÚMERO DE PROTONES DEL NÚCLEO ES LO QUE DISTINGUE A UN ELEMENTO DE OTRO.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo.

CORTEZA DEL ÁTOMO

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **EL NÚMERO DE ELECTRONES COINCIDE CON EL DE PROTONES**, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.

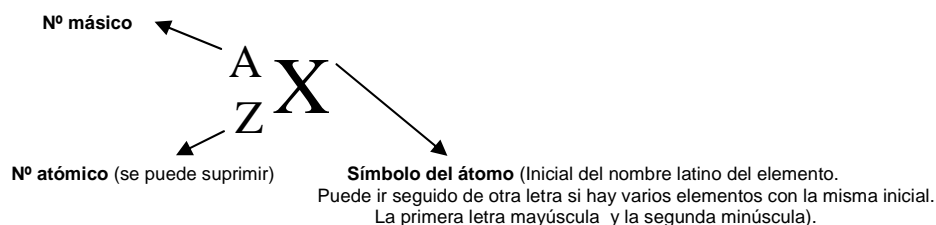


- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tienen distinto número de protones en el núcleo.
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales ya que, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo, pueden tener distinto número de neutrones.
- El número de neutrones, n , de un átomo se calcula así: $n = A - Z$.
- Los átomos de un mismo elemento que difieren en el número de neutrones se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Se llaman **isótopos radiactivos**.

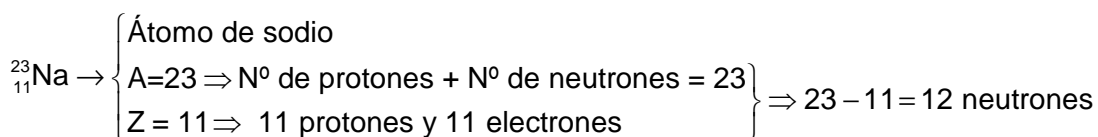
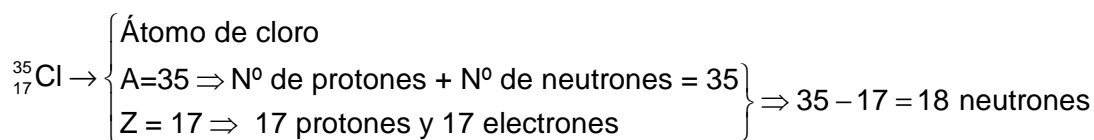


NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS.

Todos los átomos pertenecen a algún elemento químico. Para representarlos se utiliza un símbolo y dos números:

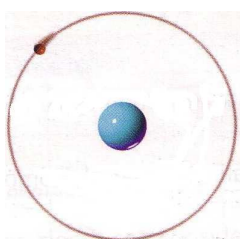


Ejemplos:

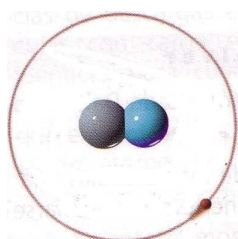


Casi todos los elementos químicos tienen isótopos. Habitualmente todos los isótopos de un elemento reciben el mismo nombre que el elemento correspondiente seguido del número másico separado por un guión (carbono - 12, carbono - 14, uranio - 238...); como excepción, el hidrógeno tiene tres isótopos que poseen nombre propio:

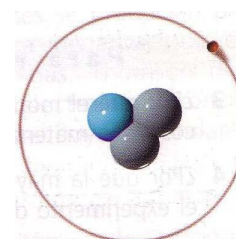
Hidrógeno: ${}^1_1\text{H}$



Deuterio: ${}^2_1\text{H}$



Tritio: ${}^3_1\text{H}$



Act. 2. Completa la siguiente tabla:

Átomo	Símbolo	Representación	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
Azufre							
	Se						
Boro							
Helio							
		${}_{14}^{28}\text{Si}$					

Act. 3. Determina el número de partículas de cada tipo que hay en los siguientes átomos: ${}_{80}^{200}\text{Hg}$ y ${}_{55}^{133}\text{Cs}$

Act. 4. El núcleo del átomo representado por ${}_{27}^{58}\text{X}$ está formado por:

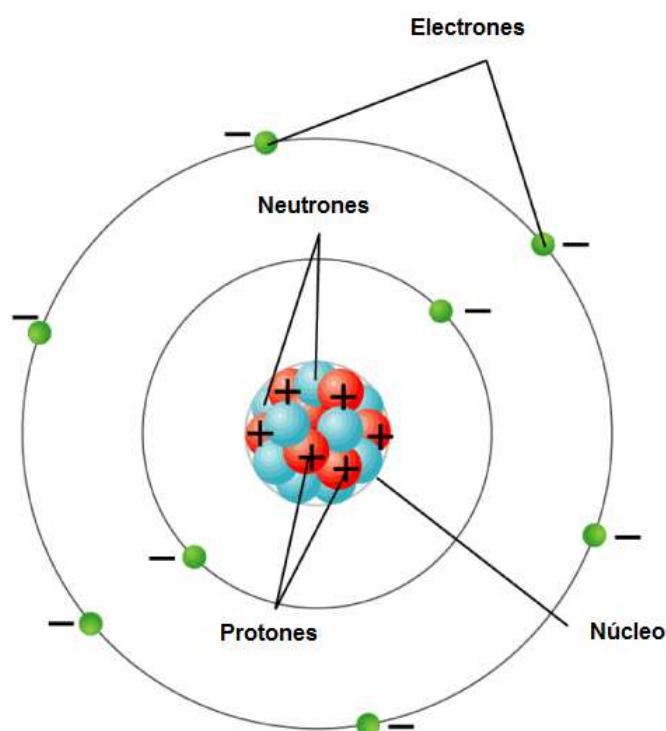
- 58 protones y 27 neutrones.
- 27 protones y 58 electrones.
- 27 electrones y 31 protones.
- 27 protones y 31 neutrones.

Act. 5. El núcleo del átomo representado por ${}_{27}^{58}\text{X}$ está formado por:

Act. 6. ¿Pueden dos elementos distintos estar formados por átomos iguales?

3. FORMACIÓN DE IONES.

Es bastante frecuente que, cuando los átomos de los distintos elementos químicos se combinan para formar un compuesto, lo hagan ganando o perdiendo electrones. Cuando esto sucede, los átomos dejan de ser neutros y pasan a tener carga, decimos que se convierten en **iones**.



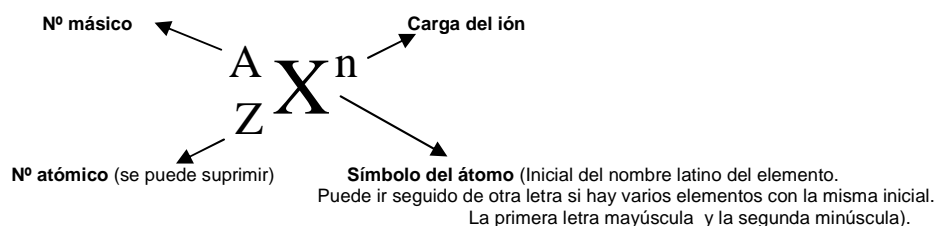
Si se comunica energía a un electrón éste puede “saltar” del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo. Cuando un átomo pierde electrones, adquiere carga positiva, y se convierte en un ión positivo o **catión**.

Cuando un átomo gana electrones, adquiere carga negativa, y se convierte en un ión negativo o **anión**.

El proceso de obtener iones con carga positiva no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los protones y neutrones del núcleo están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir un protón en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía.

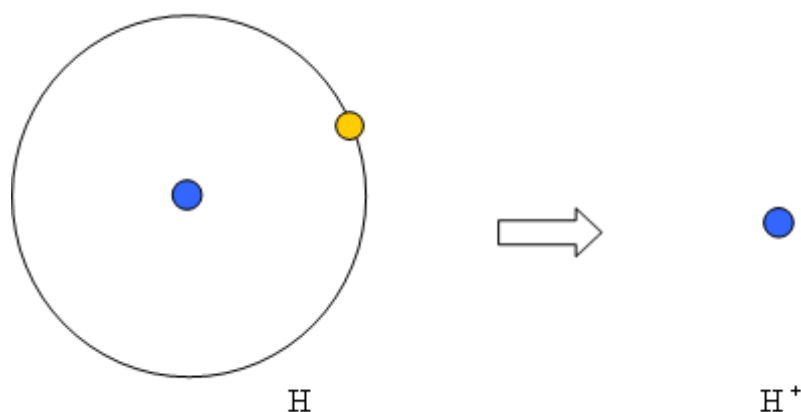
NOMENCLATURA DE LOS IONES.

La nomenclatura de los iones es similar a la de los átomos pero al ser átomos con carga eléctrica, positiva o negativa, indicaremos, además, su carga.

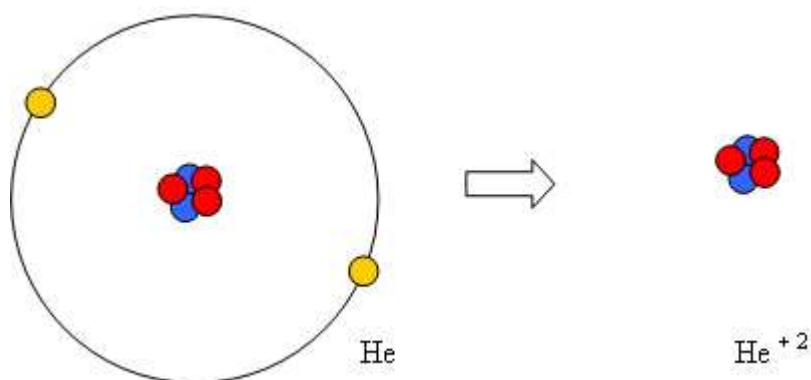


Ejemplos:

Cuando al átomo de hidrógeno se le arranca su único electrón, se convierte en un protón, con carga positiva, H^+



Cuando el átomo de helio pierde sus dos únicos electrones, se convierte en un protón, con carga positiva + 2, He^{+2}



Cuando el átomo de cloro forma compuestos, suele ganar un electrón, y se convierte en un anión, con carga negativa, Cl^-



Act. 7. Completa la siguiente tabla:

Representación	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
S^{2-}					
Ca^{2+}					
N^{3-}					

Act. 8. Completa la siguiente tabla:

ión	Nº de electrones ganados.	Nº de electrones perdidos.	Tipo de ión
Br			
Al^{3+}			
O^{2-}			
F^-			

Act. 9. Escribe el símbolo del ión que se forma y determina si son aniones o cationes cuando:

- El hidrógeno pierde un electrón.
- El hidrógeno gana un electrón.
- El cloro gana un electrón.
- El calcio pierde dos electrones.

4. ESTRUCTURA DE LA CORTEZA DEL ÁTOMO. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Los electrones del átomo se distribuyen en **órbitas** o **capas** alrededor del núcleo. Las distintas órbitas se identifican por un número entero, **n**, llamado **número cuántico principal**.

$n = 1 \rightarrow$ Primera capa (la más cercana al núcleo)

$n = 2 \rightarrow$ Segunda capa

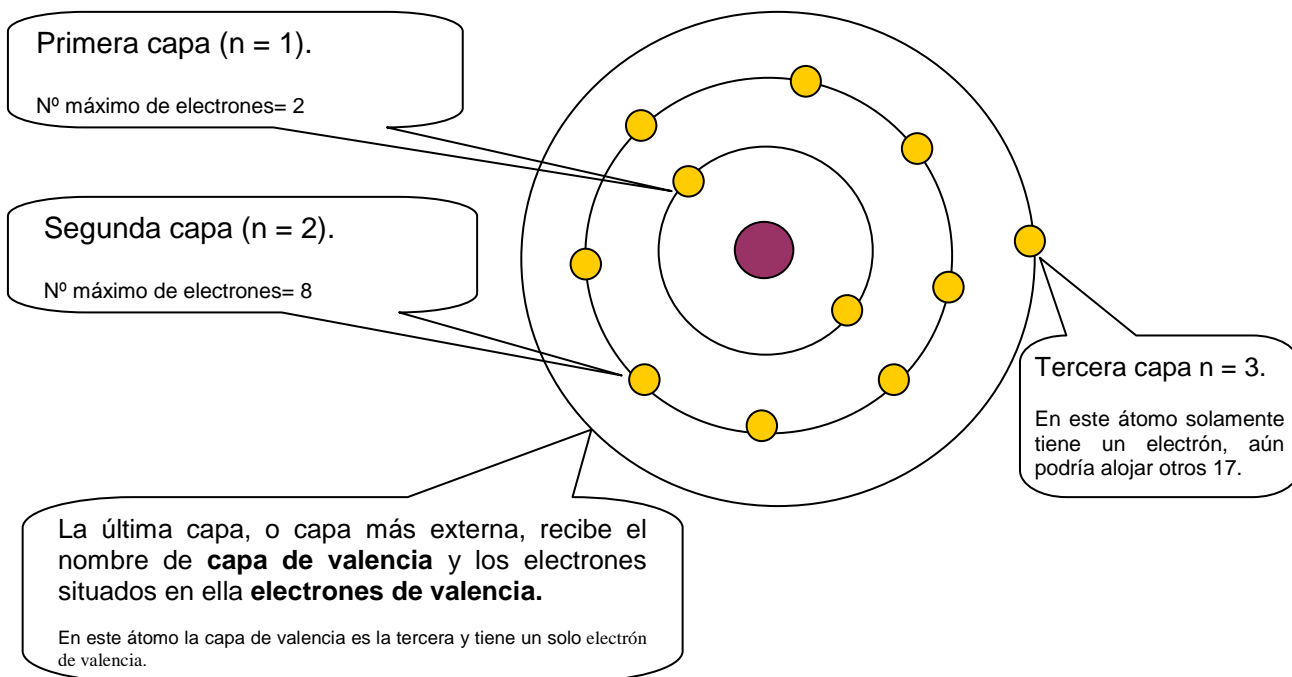
$n = 3 \rightarrow$ Tercera capa

...

Para distribuir los electrones en capas se deben tener en cuenta una serie de reglas obtenidas de la experimentación:

- Las capas se van llenando por orden: primero se llena la $n = 1$; a continuación la $n = 2$; después la $n = 3$...
- El número máximo de electrones que puede alojar cada capa es:

n	Nº máximo de electrones
1	2
2	8
3	18
4	32



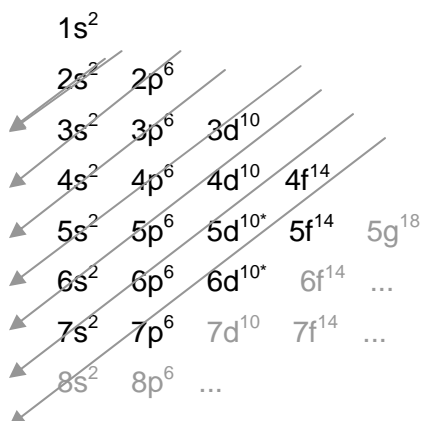
- Llamamos **niveles** u **orbitales atómicos** a las zonas del espacio donde existe una alta probabilidad (superior al 90%) de encontrar al electrón. Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos niveles que en ellas existen. Estos niveles se representan con las letras s, p, d, f. No se puede empezar a llenar un nivel superior si aún no está lleno el inferior.

CAPA	NIVELES
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

Cada nivel puede alojar un número máximo de electrones:

NIVELES	Nº MÁXIMO DE ELECTRONES
s	2
p	6
d	10
f	14

Los niveles se van llenando por orden y hasta que un nivel no está totalmente lleno no se pasa a llenar el siguiente. El orden de llenado de los niveles se obtiene a partir del **diagrama de Möeller**:



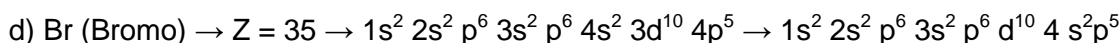
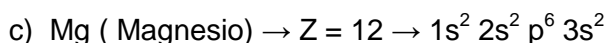
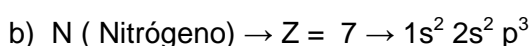
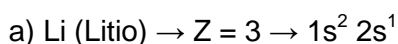
OBTENCIÓN DE LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO.

1º Consideremos el número de electrones que debemos distribuir.

2º Vamos colocando los electrones por orden en los niveles de cada capa (diagrama de Möeller). Cuando un nivel se complete se pasa al siguiente.

3º Después de colocar todos los electrones, hay que ordenar por capas la configuración obtenida.

Ejemplos:



Act. 10. ¿Cuántos electrones poseen los átomos de Argón (Ar), de número atómico 18, en su capa o nivel de energía más externo?

Act. 11. ¿Qué tienen en común las configuraciones electrónicas de los átomos de Li, Na, K y Rb?

- Que poseen un solo electrón en su capa o nivel más externo.
- Que poseen el mismo número de capas o niveles ocupados por electrones.
- Que tienen completo el subnivel s más externo.
- Sus configuraciones electrónicas son muy diferentes y no tienen nada en común.

Act. 12. En un átomo de Selenio, $Z = 34$ y $A = 79$, determina su estructura atómica y su configuración electrónica.

ACTIVIDADES

- Si un átomo neutro tiene 14 protones y 14 neutrones: ¿Cuántos electrones tendrá?
¿Cuál será su número atómico? ¿Y su número másico?
- Indicar el número de partículas atómicas de los siguientes átomos: ${}_{15}^{31}\text{P}$, ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, ${}_{56}^{130}\text{Ba}$.
- Un átomo neutro con 10 protones pierde 2 electrones: ¿En qué se transforma? ¿Segue siendo el mismo elemento químico? ¿Mantiene el mismo número atómico?
- Un átomo neutro con 16 protones gana 2 electrones: ¿En qué se transforma? ¿Segue siendo el mismo elemento químico?

5. Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos: ${}^{14}_7\text{N}^{3-}$, ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$, ${}^{64}_{29}\text{Cu}^{2+}$, ${}^{197}_{79}\text{Au}^{1+}$.
6. Sabiendo que un átomo neutro contiene 36 protones y 47 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como los electrones que presenta.
7. El átomo de azufre tiene 16 protones y su número másico es 32. Calcular cuántos neutrones y electrones contiene.
8. ¿Puede un átomo tener el número másico menor que el número atómico? Justifica tu respuesta.
9. Completa la siguiente tabla:

	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
Pb			82		208
Na	11	12			
Al		15			28

10. Completa la siguiente tabla:

	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
${}^{235}_{92}\text{U}$					
${}^{13}_6\text{C}$					
${}^4_2\text{He}$					

11. Completa la siguiente tabla:

	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
${}^{66}_{30}\text{Zn}$					
${}^{10}_4\text{Be}$					
O		8		8	

12. Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A	Carga
	${}^7_3\text{Li}^+$						
	F		10	10		19	
	As				33	76	-3

13. Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A	Carga
	${}^{16}_8\text{O}^{2-}$						
	Al		14	10		27	
	Cl		19			36	-1

14. Completa la siguiente tabla:

	Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A	Carga
${}_{12}^{25}\text{Mg}^{2+}$							
	Fe		30	24		56	+ 2
	Se		46	36		80	

15. Completa la siguiente tabla:

Átomo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
<i>Cl</i> (Z = 17; A = 36)			
${}_{78}^{195}\text{Pt}$			
${}_{28}^{85}\text{Ni}^{3+}$			
${}_{16}^{46}\text{S}^{2-}$			

16. Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

Elemento	Z	Configuración electrónica
Calcio	20	
Hierro	26	
Azufre	16	
Aluminio	13	
Argón	18	
Yodo	53	
Mercurio	80	

Unidad 4: Los elementos químicos.

Vamos a estudiar las sustancias a las que dan lugar los átomos. Pueden ser de dos tipos:

- **ELEMENTOS.** Sustancias formadas por un solo tipo de átomos.
- **COMPUESTOS.** Sustancias que resultan de la agrupación de átomos de distintos elementos.

1. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS: METALES, NO METALES, GASES NOBLES.

La clasificación más sencilla de los elementos químicos conocidos consiste en catalogarlos como: metales, no metales y gases nobles. Veamos qué propiedades poseen cada uno de estos elementos.

Metales	No metales	Gases nobles
<ul style="list-style-type: none"> - Representan el 75% de todos los elementos. - Tienen un brillo característico (brillo metálico). - Conducen bien el calor y la electricidad. - Son dúctiles (se pueden estirar en hilos) y maleables (forman láminas). - Excepto el mercurio, que es líquido, son sólidos a temperatura ambiente y funden a altas temperaturas. - Tienen a perder electrones y a formar iones positivos. 	<ul style="list-style-type: none"> - Presentan unas propiedades muy variadas, resulta difícil generalizar. - Son malos conductores del calor y la electricidad. - A temperatura ambiente pueden ser sólidos (azufre), líquidos (bromo) o gases (flúor). - La mayoría de los sólidos son blandos. - La temperatura de fusión para la mayoría de los sólidos es baja, igual que la de ebullición para los líquidos. - Suelen captar electrones formando iones negativos. 	<ul style="list-style-type: none"> - Se encuentran en la naturaleza como átomos aislados. - Son gases a temperatura ambiente. - Desde el punto de vista químico, son muy estables, no forman compuestos. No ganan ni pierden electrones (no forman iones). - Sus aplicaciones están relacionadas con su estabilidad química.

Act. 1. Clasificar como metales, no metales o gases nobles los siguientes elementos: litio (Li), carbono (C), flúor (F), neón (Ne), magnesio (Mg), silicio (Si), potasio (K), hierro (Fe) y germanio (Ge). ¿Cuáles de los elementos anteriores serán sólidos a temperatura ambiente y conductores de la electricidad?

Act. 2. Señala qué afirmación o afirmaciones son correctas.

- a. Los gases nobles forman moléculas sencillas pero sólo con otros gases nobles.
- b. No todos los no metales son blandos, algunos son duros.
- c. Los no metales no se rompen con facilidad, tienen alta resistencia.
- d. Los metales son buenos conductores de la electricidad pero no del calor.

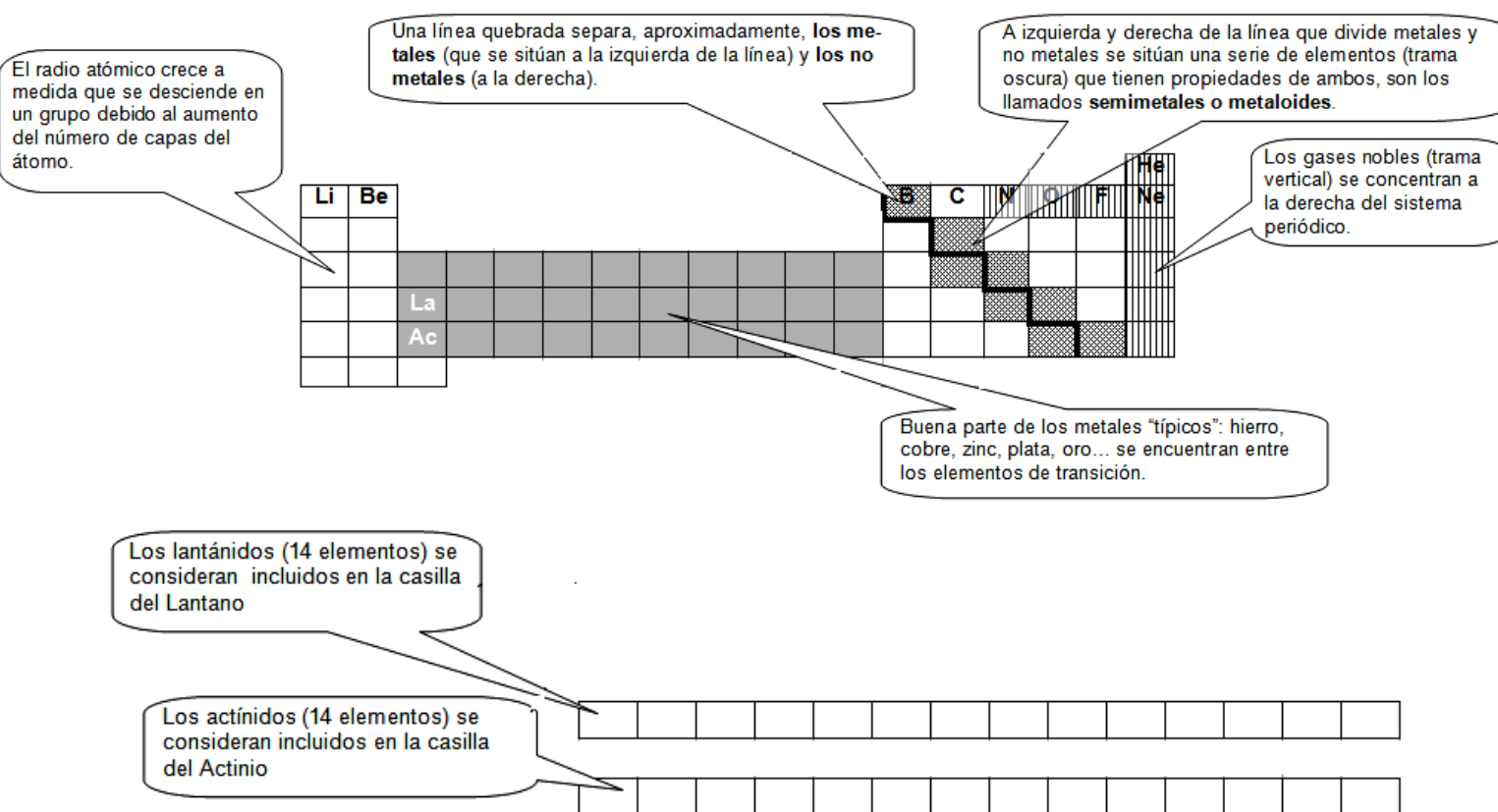
2. EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS.

La **tabla periódica** o **sistema periódico de los elementos** fue presentada por Mendeleiev en 1869 como una manera de clasificar los elementos conocidos. Permite establecer relaciones entre sus propiedades facilitando su estudio.

Los elementos se clasifican, en la tabla periódica, en filas (**periodos**) y columnas (**grupos o familias**). Todos los elementos de un grupo tienen propiedades químicas semejantes.

El hidrógeno, el elemento más ligero, tiene propiedades singulares, por eso a menudo no se coloca en ninguno de los grupos.

Mendeleiev ordenó los elementos de menor a mayor masa atómica, aunque en dos ocasiones (Ar y K; Te e I) se hubo de invertir el orden para que los elementos se situaran en el grupo que les correspondería por sus propiedades químicas.



PROPIEDADES PERIÓDICAS

- Todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en su última capa (capa de valencia), de ahí que tengan unas propiedades químicas similares (las propiedades químicas de los elementos están íntimamente ligadas a la estructura electrónica de su última capa).
- Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable que se corresponde con 8 electrones en su última capa (excepto el helio que tiene 2).

- TODOS LOS ELEMENTOS TIENDEN A ADQUIRIR LA ESTRUCTURA DE GAS NOBLE (por eso tratan de captar o perder electrones).
- EL NÚMERO DEL PERIODO NOS DA EL NÚMERO TOTAL DE CAPAS U ÓRBITAS QUE TIENEN LOS ÁTOMOS DE LOS ELEMENTOS.
- Los elementos a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, tienen mucha tendencia a captar electrones transformándose en iones con carga negativa. Se dice que son muy electronegativos. En general, los metales son poco electronegativos y tienden a perder electrones para dar iones positivos.
- A los elementos que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente les resulta mucha más sencillo perder uno o dos electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, mostrarán mucha tendencia a formar iones con carga positiva. Se dice que son muy poco electronegativos.
- A los metales hay que suministrarles muy poca energía para arrancarles un electrón, ya que tienen tendencia a ceder electrones, mientras que a los no metales hay que suministrarles mucha energía para conseguirlo, ya que la tendencia de estos elementos es captar electrones.

Act. 3. ¿Por qué los elementos que pertenecen a un mismo grupo tienen propiedades químicas similares?

Act. 4. Ordena en orden creciente de tamaño de sus átomos los elementos siguientes: azufre, magnesio, potasio, calcio, cloro y silicio.

Act. 5. Si se razona un poco, es evidente por qué el radio atómico aumenta al ir hacia abajo en un grupo, ¿podrías explicarlo?

Act. 6. Escribe el nombre o el símbolo (el que falte).

- | | |
|--------------------|----------------------|
| a. Cloro / _____ | l. _____ / S |
| b. _____ / Pt | m. Magnesio/ _____ |
| c. Hierro / _____ | n. _____ / K |
| d. _____ / N | ñ. Manganeso / _____ |
| e. Cobre/ _____ | o. _____ / Cr |
| f. _____ / Pb | p. Calcio / _____ |
| g. Plata / _____ | q. _____ / Na |
| h. _____ / Hg | r. Carbono/ _____ |
| i. Oro / _____ | s. _____ / Cu |
| j. _____ / Zn | t. _____ / P |
| k. Cobalto / _____ | u. Arsénico/ _____ |

Act. 7. Empareja las características con los elementos correspondientes:

- | | |
|--|-----------|
| 1. Elemento de propiedades químicas parecidas a las del Calcio | Ag |
| 2. Elemento metálico del 5º periodo | Mg |
| 3. Elemento con seis electrones en la capa de valencia | Hg |
| 4. Elemento con 53 protones en el núcleo | O |
| 5. Elemento metálico líquido | As |
| 6. Elemento con la misma capa de valencia que el Nitrógeno | I |

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Grupo \ Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	IX	X	IB	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	Gases nobles	
1*							H 1,008 Hidrógeno												He 4,003 Helio
2	Li 6,94 Litio	Be 9,01 Berilio												B 10,81 Boro	C 12,01 Carbono	N 14,01 Nitrógeno	O 16,00 Oxígeno	F 18,99 Flúor	Ne 20,18 Neón
3	Na 22,99 Sodio	Mg 24,31 Magnesio												Al 26,98 Aluminio	Si 28,09 Silicio	P 30,97 Fósforo	S 32,07 Azufre	Cl 35,45 Cloro	Ar 39,95 Argón
4	K 39,10 Potasio	Ca 40,08 Calcio	Sc 44,96 Escandio	Ti 47,90 Titanio	V 50,94 Vanadio	Cr 52,00 Cromo	Mn 54,94 Manganeso	Fe 55,85 Hierro	Co 58,93 Cobalto	Ni 58,70 Níquel	Cu 63,55 Cobre	Zn 65,38 Zinc		Ga 69,72 Galio	Ge 72,59 Germanio	As 74,92 Arsénico	Se 78,96 Selenio	Br 79,90 Bromo	Kr 83,80 Criptón
5	Rb 85,47 Rubidio	Sr 87,62 Estroncio	Y 88,91 Itrio	Zr 91,22 Zirconio	Nb 92,91 Niobio	Mo 95,94 Molibdeno	Tc (97) Tecnecio	Ru 101,07 Rutenio	Rh 102,91 Rodio	Pd 106,42 Paladio	Ag 107,87 Plata	Cd 112,40 Cadmio		In 114,82 Indio	Sn 118,69 Estañio	Sb 121,75 Antimonio	Te 127,60 Telurio	I 126,90 Yodo	Xe 131,30 Xenón
6	Cs 132,91 Cesio	Ba 137,33 Bario	La 138,91 Lantano	Hf 178,49 Hafnio	Ta 180,95 Tántalo	W 183,85 Wolframio	Re 186,21 Renio	Os 190,24 Osmio	Ir 192,22 Iridio	Pt 195,09 Platino	Au 196,97 Oro	Hg 200,59 Mercurio		Tl 204,37 Talio	Pb 207,19 Plomo	Bi 208,98 Bismuto	Po (209) Polonio	At (210) Astato	Rn (222) Radón
7	Fr (223) Francio	Ra (226) Radio	Ac (227) Actinio	Rf (261) Rutherfordio	Db (262) Dubnio	Sg (263) Seaborgio	Bh (262) Bohrio	Hs (265) Hassio	Mt (266) Meitnerio										

Número atómico →
Masa atómica* →
Nombre →

Simbolo
Negro - sólido
Azul - líquido
Rojo - gas
Violeta - artificial

- Metales
- Semimetales
- No metales
- Inertes

* Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.

Metales ← → No metales

Lantánidos 6	Ce 140,12 Cerio	Pr 140,91 Praseodimio	Nd 144,24 Neodimio	Pm (145) Promecio	Sm 150,35 Samario	Eu 157,25 Gadolinio	Gd 158,93 Terbio	Dy 162,50 Disprosio	Ho 164,93 Holmio	Er 167,26 Erbio	Tm 168,93 Tulio	Yb 173,04 Iterbio	Lu 174,97 Lutecio
Actínidos 7	Th 232,04 Torio	Pa (231) Protactinio	U 238,03 Uranio	Np (237) Neptunio	Pu (244) Plutonio	Am (243) Americio	Bk (247) Berquelio	Cf (251) Californio	Es (254) Einstenio	Fm (257) Fermio	Md (258) Mendelevio	No (255) Nobelio	Lr (260) Laurencio

ACTIVIDADES

1. ¿Qué criterio se tiene en cuenta para ordenar los elementos de la tabla periódica?
2. ¿En qué grandes grupos se clasifican los elementos químicos? Cita dos o tres propiedades significativas de cada grupo.
3. Coloca los siguientes elementos en el lugar correspondiente de la siguiente tabla (utiliza los símbolos correspondientes a cada elemento): cloro- sodio – bario - hierro- aluminio- nitrógeno- oxígeno- hidrógeno.

Metales	No Metales

4. Escribir los símbolos de los siguientes elementos químicos: **Potasio, calcio, magnesio, aluminio, hierro, carbono, flúor, helio, argón, cloro, cromo, manganeso, bario, boro, nitrógeno, hidrógeno, rubidio, cobre, oro, plata, cobalto, litio y zinc** y sitúalos en la tabla periódica siguiente:

5. ¿Cuántos electrones tiene que ganar o perder un átomo de fósforo para adquirir la configuración electrónica de gas noble?
6. ¿Para qué ceden o captan electrones los átomos?

FORMULACIÓN INORGÁNICA DE COMPUESTOS SENCILLOS.

1. FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA. CONCEPTOS PREVIOS.

Ante el número tan grande de sustancias químicas diferentes (se conocen más de dos millones) es necesario unificar criterios para nombrarlas y formularlas. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha propuesto una serie de normas con las que pretende conseguir una nomenclatura y formulación válida para todos los países.

La **formulación** de un compuesto significa la escritura correcta de su fórmula y la nomenclatura de una fórmula significa la lectura correcta de ésta.

El **nombre vulgar** es todo nombre no ajustado a un sistema prefijado y que está muy arraigado en el lenguaje químico. En algunos casos son nombres aceptados por la IUPAC, como por ejemplo: agua, amoníaco, agua oxigenada...

El **nombre sistemático** es el que indica la naturaleza y las proporciones de los constituyentes de una sustancia, está formado por una serie de vocablos seleccionados según un sistema prefijado. Es el recomendado por la IUPAC. También se puede utilizar el sistema de Stock.

Los prefijos numerales utilizados en la **nomenclatura sistemática** son los siguientes:

1 = mono	4 = tetra	7 = hepta	10 = deca
2 = di	5 = penta	8 = octa	11 = endeca
3 = tri	6 = hexa	9 = nona	12 = dodeca

Las **fórmulas** son expresiones abreviadas de las sustancias químicas. Están formadas por símbolos químicos y subíndices.

La **valencia** es un número que se le asigna a cada elemento químico que mide la capacidad de combinarse con otros, está relacionada con el número de electrones que tiene en la última capa llamada "capa de valencia". La valencia es un número, positivo o negativo, que nos indica el número de electrones que gana, pierde o comparte un átomo con otro átomo o átomos.

Las valencias de los elementos químicos más frecuentes son:

METALES	
Elemento	Valencia
Litio (Li) Sodio (Na) Potasio (K) Rubidio (Rb) Cesio (Cs) Plata (Ag)	1
Berilio (Be) Magnesio (Mg) Calcio (Ca) Estroncio (Sr) Bario (Ba) Zinc (Zn) Cadmio (Cd)	2

METALES	
Elemento	Valencia
Cobre (Cu) Mercurio (Hg)	1, 2
Aluminio (Al)	3
Oro (Au)	1, 3
Hierro (Fe) Cobalto (Co) Níquel (Ni)	2, 3
Estaño (Sn) Plomo (Pb) Platino (Pt)	2, 4
Cromo (Cr)	2, 3, 4, 5, 6
Manganeso (Mn)	2, 3, 4, 5, 6, 7

NO METALES		
Elemento	Valencia positiva (con oxígeno)	Valencia negativa (con hidrógeno y metales)
Hidrógeno (H) Flúor (F)	1	- 1
Cloro (Cl) Bromo (Br) Yodo (I)	1, 3, 5, 7	- 1
Oxígeno (O)		- 2
Azufre (S) Selenio (Se) Teluro (Te)	2, 4, 6	- 2
Nitrógeno (N)	1, 3, 5	- 3
Fósforo (P) Arsénico (As) Antimonio (Sb)	3, 5	- 3
Boro (B)	3	- 3
Bismuto (Bi)	3, 5	- 3
Carbono (C)	2, 4	- 4
Silicio (Si)	4	- 3

Formular un compuesto es escribir correctamente su fórmula. **Nombrar** un compuesto es asignarle su nombre correcto.

2. TIPOS DE COMPUESTOS.

COMPUESTOS BINARIOS:

1. Óxidos.
2. Hidruros metálicos.
3. Hidruros no metálicos.
4. Ácidos hidrácidos.
5. Sales binarias.
6. Peróxidos.

COMPUESTOS TERNARIOS:

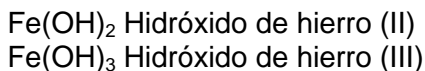
1. Ácidos oxácidos.
2. sales ternarias.
3. Hidróxidos.

3. NOMENCLATURA.

Para nombrar los compuestos químicos inorgánicos se siguen las normas de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos, la sistemática, la nomenclatura de stock y la nomenclatura tradicional.

La **nomenclatura sistemática** utiliza los prefijos griego (mono - , di - , tri - ...) para indicar el número de átomos que forman el compuesto. Por ejemplo: Cl₂O₃ Trióxido de dicloro (tres átomos de oxígeno y dos de cloro); I₂O Monóxido de diodo (un átomo de oxígeno y dos de yodo).

Nomenclatura de Stock: En este tipo de nomenclatura, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de una valencia, ésta se indica al final, en números romanos y entre paréntesis:



En la **nomenclatura tradicional**, para poder distinguir con qué valencia funcionan los elementos en ese compuesto, se utilizan una serie de prefijos y sufijos:

				Hipo_	Valencia menor
				_oso	
	2	3	4	_oso	Valencia mayor
1	valencias	valencias	valencias	_ico	
				Per_	
				_ico	

EN GENERAL, UTILIZAREMOS ÚNICAMENTE LA NOMENCLATURA SISTEMÁTICA Y LA DE STOCK. SÓLO EMPLEAREMOS LA NOMENCLATURA TRADICIONAL EN AQUELLOS COMPUESTOS DONDE ÉSTE TIPO DE NOMENCLATURA SEA LA QUE SE UTILIZA DE FORMA HABITUAL.

4. ÓXIDOS.

Son compuestos binarios formados por la combinación de un elemento y oxígeno, que siempre actúa con valencia - 2.

Se formulan escribiendo primero el símbolo del elemento, ya sea metal o no metal, y a continuación el oxígeno, intercambiando las valencias. Si la valencia es par, se simplifica. Por ejemplo: Li₂O ; CaO ; Cl₂O ; SO₃.

Se nombran leyendo primero el oxígeno y a continuación el otro elemento (el primero que se lee es el último que se escribe).

Por ejemplo:

BaO Monóxido de bario (nomenclatura sistemática)
 Óxido de bario (nomenclatura de Stock)

Al₂O₃ Trióxido de dialuminio (nomenclatura sistemática)
 Óxido de aluminio (nomenclatura de Stock)

FeO Monóxido de hierro (nomenclatura sistemática)
 Óxido de hierro (II) (nomenclatura de Stock)

SO₃ Trióxido de azufre (nomenclatura sistemática)
 Óxido de azufre (VI) (nomenclatura de Stock)

Act. 1. Completa la tabla.

Fórmula	N. sistemática	N. stock
F ₂ O		
I ₂ O ₇		
As ₂ O ₅		
CaO		
Fe ₂ O ₃		
PbO ₂		
Al ₂ O ₃		
SnO		
N ₂ O ₅		
Au ₂ O		
TeO ₂		
		Monóxido de platino.
		Dióxido de sodio.
		Monóxido de carbono.
		Óxido de azufre (IV).
		Óxido de cloro (I).
		Óxido de bromo (III).

5. HIDRUROS METÁLICOS.

Son compuestos binarios formados por un metal e Hidrógeno, que siempre actúa con valencia – 1.

Se formulan escribiendo primero el símbolo del metal y a continuación el hidrógeno.

Se nombran todos añadiendo la terminación "uro" al hidrógeno. (Hidruro de)

Por ejemplo:

NaH Monohidruro de sodio (nomenclatura sistemática)
Hidruro de sodio (nomenclatura de Stock)

FeH₂ Dihidruro de hierro (nomenclatura sistemática)
Hidruro de hierro (II) (nomenclatura de Stock)

SnH₄ Tetrahidruro de estaño (nomenclatura sistemática)
Hidruro estaño (IV) (nomenclatura de Stock)

6. HIDRUROS NO METÁLICOS.

Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales.

Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro funcionan con la valencia 3 mientras que el carbono y el silicio lo hacen con valencia 4.

En este tipo de compuestos, la nomenclatura más utilizada es la tradicional y no se suele emplear la nomenclatura de Stock.

Fórmula	N. tradicional (la más usada)	N. sistemática
NH ₃	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
PH ₃	Fosfina o fosfamina	Trihidruro de fósforo
AsH ₃	Arsina o arsenamina	Trihidruro de arsénico
BH ₃	Borano	Trihidruro de boro
SbH ₃	Estibina o estibamina	Trihidruro de antimonio
CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de boro

Act. 2. Completa la tabla.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
AuH ₃			*****
LiH			*****
		Hidruro de plomo (II)	*****
		Hidruro de plata	*****
		*****	Fosfina
		*****	Metano
	Trihidruro de arsénico	*****	
N ₂ O ₃			*****
NO			*****
	Pentaóxido de dinitrógeno		*****
	Trióxido de azufre		*****
		Óxido de hierro (II)	*****
NiH ₃			*****
PbO ₂			*****
		Óxido de bromo (VII)	
		Hidruro de calcio	
NH ₃		*****	

7. ÁCIDOS HIDRÁCIDOS.

Son compuestos binarios formados por un no metal e hidrógeno, que siempre actúa con valencia 1. Los no metales que forman estos ácidos son los siguientes:

- Flúor, cloro, bromo, yodo (todos ellos actúan con la valencia 1)
- Azufre, selenio, telurio (actúan con la valencia 2).

Se formulan escribiendo primero el no metal correspondiente, intercambiando las valencias como en los demás compuestos binarios.

En este tipo de compuestos tampoco suele emplearse la nomenclatura de Stock.

Se nombran añadiendo la terminación "uro" al no metal. (Cloruro de). Cuando están en disolución acuosa forman ácidos, por lo que también es frecuente nombrarlos utilizando "Ácido (no metal) - hídrico".

Por ejemplo:

Fórmula	N. tradicional (cuando está en disolución)	N. tradicional (cuando está en estado puro)
HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
HI	Ácido yodhídrico	Yoduro de hidrógeno
H ₂ S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
H ₂ Se	Ácido selenhídrico	Seleniuro de hidrógeno
H ₂ Te	Ácido telurhídrico	Telururo de hidrógeno.

8. SALES BINARIAS.

Son compuestos binarios formados por un metal, que actúa con valencia positiva, y un no metal, que actúa con valencia negativa.

Se formulan escribiendo primero el metal y luego el no metal, intercambiando las valencias.

Se nombran citando primero el no metal, terminado en " - uro", y luego el metal (el último que se escribe el primero que se lee).

Por ejemplo:

NaCl Cloruro de sodio (nomenclatura sistemática)
Cloruro de sodio (nomenclatura de Stock)

CuBr₂ Dibromuro de cobre (nomenclatura sistemática)
Bromuro de cobre (II) (nomenclatura de Stock)

PbS₂ Disulfuro de plomo (nomenclatura sistemática)
Sulfuro de plomo (IV) (nomenclatura de Stock)

9. PERÓXIDOS.

Son compuestos binarios formados por un metal y el ión peroxo, O₂²⁻, donde el oxígeno actúa con valencia - 1 .

Se formulan escribiendo primero el símbolo del metal y luego el del ión peroxo.

Se nombran anteponiendo el prefijo per- al nombre del óxido o bien utilizando la nomenclatura sistemática.

Por ejemplo:

Li_2O_2 Peróxido de litio (nomenclatura tradicional)
Dióxido de dilitio (nomenclatura sistemática)

Na_2O_2 Peróxido de sodio (nomenclatura tradicional)
Dióxido de disodio (nomenclatura sistemática)

H_2O_2 Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) (nomenclatura tradicional)
Dióxido de hidrógeno (nomenclatura sistemática)

EN ESTE TIPO DE COMPUESTOS SÓLO SE PUEDEN SIMPLIFICAR LOS SUBÍNDICES SI TRAS LA SIMPLIFICACIÓN EL SUBÍNDICE DEL OXÍGENO ES PAR.

10. HIDRÓXIDOS.

Son compuestos ternarios formados por el grupo OH^- , llamado hidróxido, de valencia -1, unido a un metal.

Se denominan a estos compuestos hidróxidos o bases.

Se nombran con la palabra hidróxido seguida del nombre del metal.

Por ejemplo:

NaOH Hidróxido de sodio (sosa cáustica) (nomenclatura sistemática)
Hidróxido de sodio (nomenclatura de Stock)

Ca(OH)_2 Dihidróxido de calcio (nomenclatura sistemática)
Hidróxido de calcio (nomenclatura de Stock)

Fe(OH)_2 Dihidróxido de hierro (nomenclatura sistemática)
Hidróxido de hierro (II) (nomenclatura de Stock)

Sn(OH)_4 Tetrahidróxido de estaño (nomenclatura sistemática)
Hidróxido de estaño (IV) (nomenclatura de Stock)

Act. 3. Completa la tabla:

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
Co(OH)_3			*****
Na_2S			*****
	Dióxido de dipotasio	*****	
		Sulfuro de plata	*****
	Hidróxido de litio		*****
		*****	Peróxido de bario
	Tetrahidróxido de plomo		*****
PbCl_2			*****
Al(OH)_3			*****
PbO_4		*****	
	Diyoduro de cobalto		*****
		Hidróxido de oro (I)	*****

Act. 4. Nombra los siguientes compuestos (de todas las formas posibles):

1. BaO
2. Na₂O
3. SO₂
4. CaO
5. Ag₂O
6. NiO
7. Cl₂O₇
8. P₂O₅
9. LiH
10. CaO
11. AgH
12. HBr
13. H₂S
14. NH₃
15. HCl
16. BaO
17. CaH₂
18. Na₂O₂
19. PH₃
20. Cs₂O
21. PbI₂
22. KBr
23. AsH₃
24. BaS
25. AlCl₃
26. Al₂S₃
27. Li₂O
28. FeS
29. H₂S
30. MgH₂
31. Ca(OH)₂
32. Fe(OH)₃
33. Al(OH)₃
34. KOH
35. CoCl₂

36. ZnCl_2
37. HgO
38. NaOH
39. CH_4
40. SO_3
41. CuS
42. CaO_2
43. PtS_2
44. Ni(OH)_2
45. HI

Act. 5. Formula los siguientes compuestos:

1. Óxido de bario
2. Óxido de sodio
3. Óxido de plata
4. Óxido de aluminio
5. Óxido de níquel (III)
6. Óxido de cloro (VII)
7. Hidruro de litio
8. Cloruro de cobalto (III)
9. Hidruro de plata
10. Ácido bromhídrico
11. Ácido sulfhídrico
12. Amoniaco
13. Peróxido de hidrógeno
14. Ácido clorhídrico
15. Peróxido de bario
16. Hidruro de calcio
17. Peróxido de sodio
18. Cloruro de sodio
19. Fluoruro de calcio
20. Yoduro de plomo (II)
21. Bromuro de potasio
22. Arsenamina
23. Sulfuro de bario
24. Tricloruro de arsénico
25. Peróxido de litio
26. Sulfuro de hierro (II)
27. Hidruro de magnesio
28. Hidróxido de calcio
29. Hidróxido de hierro (III)
30. Hidróxido de aluminio
31. Bromuro de cobalto (II)
32. Hidróxido de potasio
33. Cloruro de potasio
34. Sulfuro de zinc
35. Peróxido de plata
36. Metano
37. Teluro de cobre (II)
38. Tetrahidruro de silicio

Act. 6. Formula o nombra los siguientes compuestos:

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
	Trióxido de dicromo	Cr_2O_3	
	Óxido de nitrógeno (V)	$CoCl_3$	
Na_2O		$Pb(OH)_2$	
	Heptaóxido de dicloro	NiO	
Hg_2O			Óxido de azufre (VI)
PbO_2			Pentaóxido de diantimonio
	Óxido de hierro (II)	HF	
ZnO		SnH_4	
CuH			Óxido de aluminio
	Óxido de antimonio (V)	NH_3	
PtH_4		H_2O	
	Hidruto de plomo (II)	Au_2S_3	
NiO_2			Trióxido de telurio
Cs_2O_2			Hidruro de estaño (IV)
	Tetrahidróxido de plomo	ZnO_2	
BH_3			Trihidróxido de cobalto
FeO_2		CH_4	
	Dicloruro de hierro		Hidróxido de platino (II)
SbH_3			Hidróxido de cobre (I)
	Trihidróxido de oro	H_2S	
	Pentaóxido de dinitrógeno	HgH	
$AgBr$			Peróxido de hidrógeno
CaI_2		$Sr(OH)_2$	
	Ácido sulfhídrico	CrO_3	
CO			Óxido de manganeso (IV)
	Bromuro de hidrógeno	PH_3	
CuI		$NaCl$	
	Seleniuro de hidrógeno		Peróxido de mercurio (II)

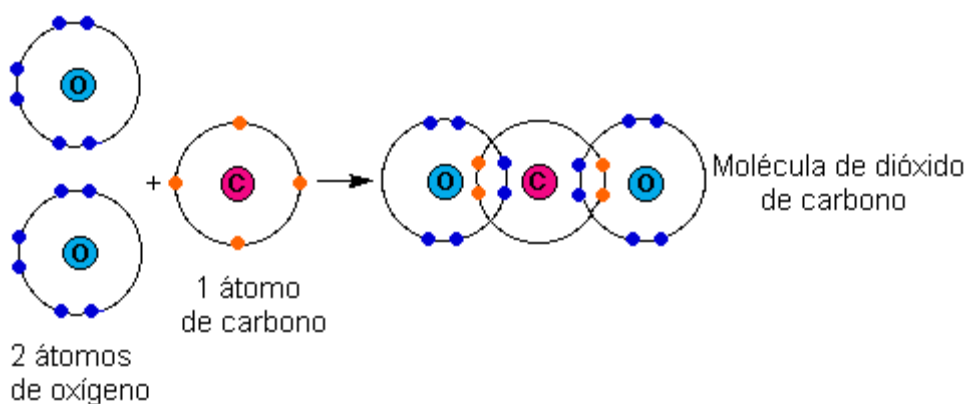
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
SrO ₂			Sulfuro de cobalto (II)
K ₃ N		MgF ₂	
	Cloruro de estaño (II)		Nitruro de potasio
HgF ₂		SnCl ₄	
	Ácido fluorhídrico		Tetrahidróxido de plomo
FeH ₂			Óxido de cromo (VI)
MnCl ₂		Pt(OH) ₄	
	Trihidruro de níquel		Peróxido de cobalto (II)
	Silano	Ag ₂ O ₂	
	Sulfuro de hierro (II)	Sb ₂ O ₃	
Be(OH) ₂			Cloruro de oro (III)
CsH		H ₂ Te	
	Triseleniuro de dihierro	Mn ₂ O ₇	
CdO		As ₂ O ₃	
	Ácido iohídrico		Ácido telurhídrico
CrF ₃			Fluoruro de calcio
	Trisulfuro de diníquel		
	Fluoruro de oro (I)	Ag ₂ Te	
Fe(OH) ₃			Peróxido de rubidio
H ₂ S		KH	
	Arsenamina		Bromuro sódico
	Peróxido de plomo (II)	FeH ₂	
	Hidróxido de estaño (IV)	SnH ₄	
SbH ₃			Óxido de arsénico (III)
P ₂ O ₃		CoO ₂	
	Peróxido de zinc		Monohidruro de oro
Mn(OH) ₂		SnCl ₄	
Na ₂ S			Seleniuro de cobre (II)
	Trihidróxido de níquel		Dióxido de nitrógeno
Mg(OH) ₂			Monosulfuro de cobalto
	Yoduro de hidrógeno	AlBr ₃	

Unidad 5: Estructura y propiedades de las sustancias.

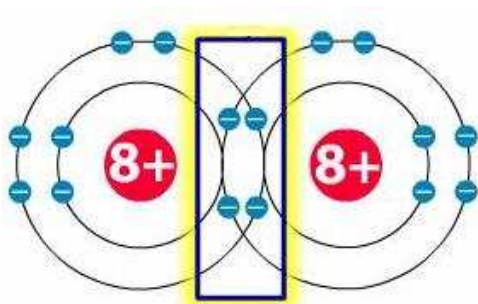
1. EL ENLACE QUÍMICO.

Prácticamente todas las sustancias que encontramos en la Naturaleza están formadas por átomos unidos.

Los átomos no pueden tener en su última capa electrónica más de 8 electrones, salvo el hidrógeno, pero intentan tener esos 8 electrones, salvo el hidrógeno, que sólo puede tener dos electrones en su última capa, ya que es la primera y sólo le caben dos electrones. Para conseguirlo se unen a otros átomos y forman los compuestos químicos. Las intensas fuerzas que mantienen unidos los átomos se denomina **enlace químico**.



Pero, ¿por qué se unen los átomos?, ¿por qué buscan tener esos 8 electrones en su última capa?



Los átomos se unen porque cuando están unidos adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación de estabilidad suele darse cuando el número de electrones en su último nivel es igual a 8, estructura que coincide con la de los **gases nobles**. Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la Naturaleza como átomos aislados. Sus átomos, a excepción del helio, tienen 8 electrones en su último nivel. Esta configuración electrónica es

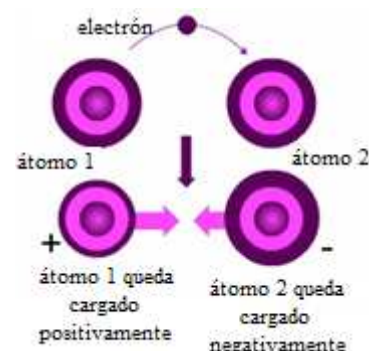
extremadamente estable y a ella deben su poca reactividad.

Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la naturaleza de los enlaces que unen sus átomos. Existen tres tipos principales de enlaces químicos: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico. Estos enlaces, al condicionar las propiedades de las sustancias que los presentan, permiten clasificarlas en: **iónicas** (sólidos iónicos: fluorita, sal común...), **covalentes** (sustancias moleculares: agua, gas nitrógeno...; sólidos de red covalente: cuarzo, diamante...) y **metálicas o metales** (sólidos metálicos: cobre, iridio...)

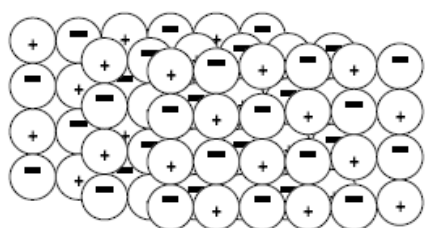
2. ENLACE IÓNICO. CRISTALES.

Este enlace se produce cuando átomos de elementos metálicos (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica – periodos 1, 2 y 3 –) se encuentran con átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha de la tabla periódica, especialmente los periodos 16 y 17).

En este caso, los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos, respectivamente.



Al formarse iones de carga opuesta, estos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico. Estas fuerzas eléctricas se denominan **enlaces iónicos**.

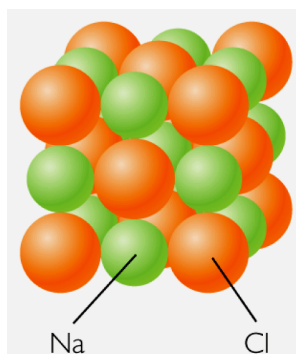
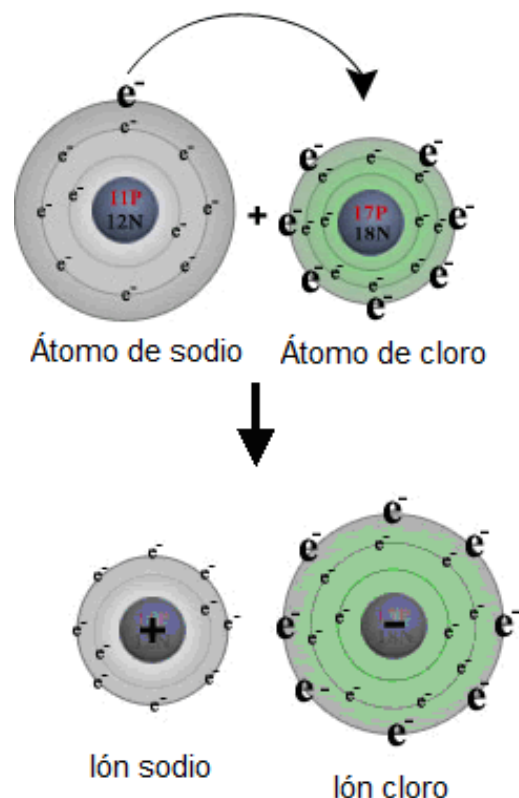


Pero cada catión atrae a todos los aniones, y cada anión a todos los cationes, de resultas de lo cual, no se une un anión con un catión, sino que se enlazan todos formando un **crystal** (forma de materia cuyas partículas forman una estructura interna perfectamente ordenada tridimensional) en el que se alternan cationes y aniones.

¿Por qué metales y no metales se unen de esta forma? Los átomos de los elementos de la parte izquierda de la tabla periódica tienen en su última capa muy pocos electrones, pero en su penúltima capa tienen 8. Así pues, si pierden los electrones de su última capa, ésta desaparece y la penúltima se convierte en la última, con 8 electrones. Por eso, estos elementos con facilidad pierden electrones y se convierten en cationes.

Ejemplo:

La sal común se forma cuando los átomos del gas cloro se ponen en contacto con los átomos del metal sodio. La configuración electrónica del cloro ($Z = 17$) es: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$, esto es, tiene 7 electrones en su capa de valencia; la configuración electrónica del sodio ($Z = 11$) es: $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$, esto es, tiene un único electrón en su capa de valencia (y ocho en la penúltima capa). Así que, el sodio cede su electrón de la última capa, convirtiéndose en el catión Na^+ , y el cloro coge dicho electrón convirtiéndose en un anión, Cl^- . Se forma así el compuesto $NaCl$, o sal común.



En realidad la formación de la sal no es tan simple, reaccionan muchos átomos de sodio con muchos átomos de cloro, formándose muchos iones de cargas opuestas y cada uno se rodea del máximo número posible de iones de signo contrario: cada ión Cl^- se rodea de seis iones Na^+ y cada ión de Na^+ de seis iones Cl^- . Este conjunto constituye la **red cristalina de la sal común**.

Act. 1. El enlace iónico se produce por:

- Compartición de electrones.
- Transferencia de electrones.
- Transferencia de protones.

Act. 2. El enlace iónico se establece entre:

- Un elemento metálico y un no metálico.
- Átomos con igual electronegatividad.
- Átomos metálicos.
- Átomos iguales.

Act. 3. Entre cuáles de los siguientes elementos se establecerá un enlace iónico.

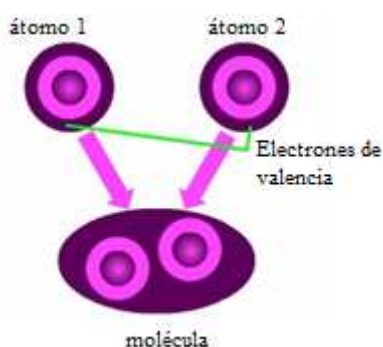
- Litio y flúor.
- Sodio y cloro.
- Sodio y potasio.
- Oxígeno y cloro.

Act. 4. Señala cuáles de los siguientes compuestos será de tipo iónico.

- CaO (óxido de calcio).
- O₂ (oxígeno).
- NaF (fluoruro de sodio).
- N₂O (óxido de dinitrógeno)
- NH₃ (amoníaco).

3. ENLACE COVALENTE. MOLÉCULAS.

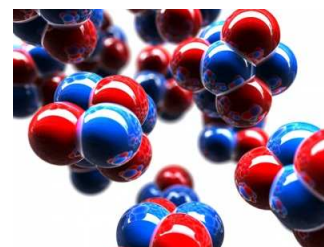
Los **enlaces covalentes** son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos no metálicos (elementos de la parte derecha de la tabla periódica) o el hidrógeno.



Estos átomos tienen en su nivel más externo muchos electrones y tienen tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para completar los 8 electrones de la capa de valencia y adquirir así la estabilidad de la estructura electrónica de gas noble.

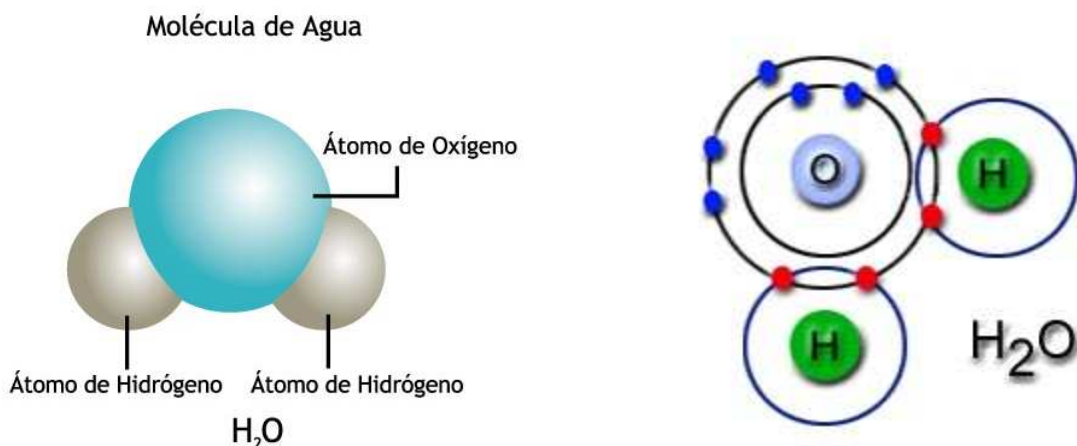
Cuando dos átomos de este tipo se acercan, ambos desean quitarle al otro electrones, pero ninguno de los suelta sus electrones, por lo que, finalmente, se unen compartiendo electrones (es como si ambos tiraran de los electrones del otro pero al no quererlos soltar ninguno de los dos terminan por compartirlos).

Como sólo puede haber 8 electrones en la última capa, el número de átomos que se enlazan está limitado y se forman **moléculas** (agrupaciones de átomos que pueden pertenecer al mismo elemento o a varios diferentes), individuales e indistintas.

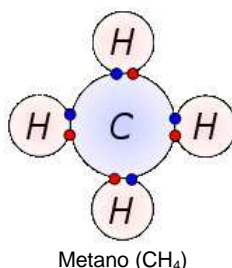


Ejemplo:

El agua se forma cuando dos átomos de hidrógeno se ponen en contacto con un átomo de oxígeno. La configuración electrónica del oxígeno ($Z = 8$) es: $1s^2 2s^2 p^4$, esto es, tiene 6 electrones en su capa de valencia; la configuración electrónica del hidrógeno ($Z = 1$) es: $1s^1$, esto es, tiene un único electrón en su capa de valencia. Así que, como el hidrógeno no va a ceder su único electrón y el oxígeno prefiere coger dos electrones a ceder seis para tener 8 electrones en su capa de valencia, terminan compartiendo los electrones. Así el oxígeno posee cuatro electrones propios y dos pares de electrones compartidos con los átomos de hidrógeno.



Dos átomos pueden compartir no una pareja de electrones, sino dos o tres pares. Se forman entonces los **enlaces dobles o triples**, que unen los átomos aún con más fuerza.



Act. 5. Clasifica los siguientes compuestos según el tipo de enlace que forman.

	KI	CO ₂	Al ₂ O ₃	NH ₃
Tipo enlace				

Act. 6. Indica cuáles de las siguientes sustancias forman *moléculas* y cuáles forman *redes cristalinas*:

- | | |
|---------------------|----------------------|
| a. Cl ₂ | c. MgCl ₂ |
| b. K ₂ O | d. PH ₃ |

Act. 7. ¿En cuál de los siguientes compuestos existe un enlace covalente?

- | | | |
|---------------------|----------------------------|------------|
| a. Yoduro potásico. | b. Tricloruro de aluminio. | c. Metano. |
|---------------------|----------------------------|------------|

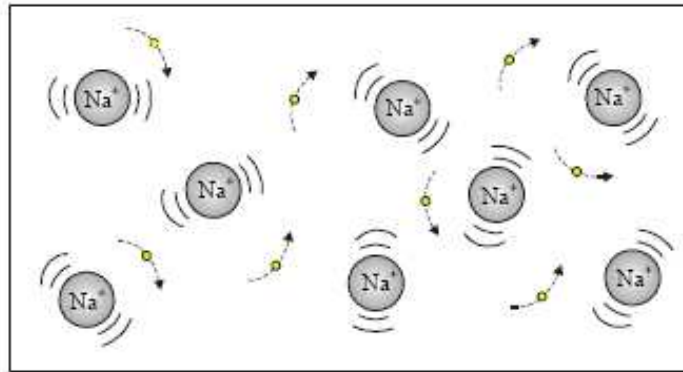
4. ENLACE METÁLICO.

El enlace covalente nos explica la formación de moléculas y las uniones entre átomos de la parte derecha de la tabla periódica (no metales) y el enlace iónico la unión entre átomos de ambos extremos de la tabla periódica. Pero ni uno ni otro nos permite explicar la existencia de los metales ni las propiedades características de estos (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad, maleabilidad...)

Los metales, que constituyen la izquierda y el centro de la tabla periódica, forman sólidos duros, tenaces y buenos transmisores del calor y la electricidad, como el hierro, el cobre o el oro. Por eso es muy importante conocer sus propiedades y cómo se forman esos sólidos metálicos.

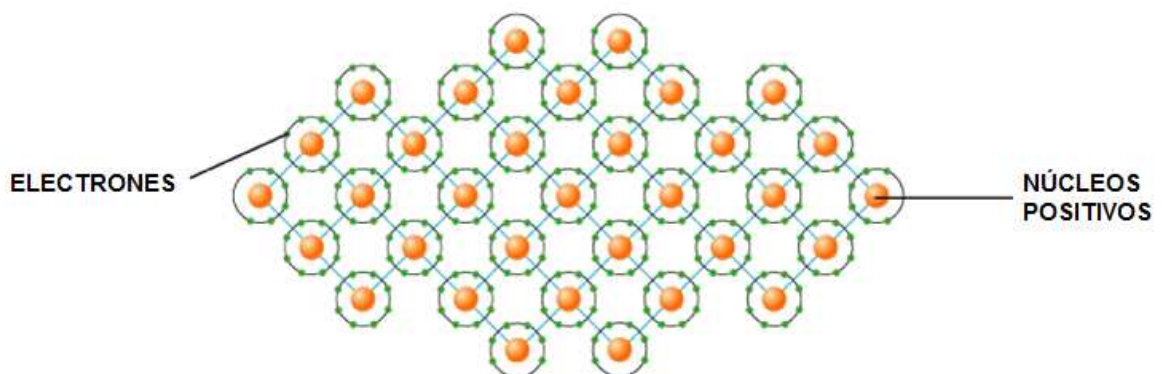


Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general, 1, 2 ó 3. Estos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) convirtiéndose en iones positivos.



Si están en presencia de un no metal (elemento de la parte derecha de la tabla), éste recogerá los electrones y se formará un enlace iónico.

Si no hay no metales, los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando una red metálica (**crystal de cationes**). Los electrones desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red. De este modo, el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve. Esta nube de electrones, además de unir los cationes entre sí, será la responsable de la conducción de la electricidad y el calor por parte de los metales.



Este modelo de enlace metálico se conoce como **modelo de la nube o mar de electrones**.



Act. 8. ¿Cuál será la clase de enlace químico más probable que puede establecerse entre los átomos de los siguientes elementos?

- Cloro – Potasio.
- Cobre – Cobre.
- Nitrógeno – Oxígeno.
- Nitrógeno – Nitrógeno.
- Helio – Helio.

Act. 9. Completa las siguientes frases:

- Los átomos tienden a ganar, _____ o _____ electrones, para adquirir la configuración del _____.
- Cuando un átomo gana electrones, se transforma en un _____.
- Cuando un átomo pierde electrones, se transforma en un _____.
- El enlace iónico tiene lugar mediante la unión de un _____ más un _____.
- El enlace covalente tiene lugar mediante la unión de un _____ más un _____.
- El enlace metálico tiene lugar por la unión de un _____ más un _____.
- En el enlace covalente los átomos _____ los electrones más externos.

Act. 10. Un sólido metálico está formado por:

- Iones positivos y negativos.
- Iones positivos y una nube de electrones.
- Iones negativos y una nube de electrones.
- Átomos neutros que comparten electrones.

Act. 11. ¿Por qué son los compuestos metálicos buenos conductores de la electricidad?

Act. 12. Indica el tipo de enlace que presentan las siguientes sustancias:

- | | | |
|----------|-------------|----------|
| a. N_2 | d. Al | g. CuO |
| b. HCl | e. Mg | h. KI |
| c. Fe | f. $CaCl_2$ | i. Ag |

5. PROPIEDADES DEL ENLACE QUÍMICO.

Las sustancias iónicas, covalentes y metálicas resultan de la unión de las partículas integrantes por medio de enlaces iónicos, covalentes y metálicos, respectivamente. Las características generales de los enlaces iónicos, covalentes y metálicos se pueden observar en el siguiente cuadro - resumen:

	Metales	Sustancias covalentes		Sustancias iónicas
		Sustancias atómicas	Sustancias moleculares	
Solubilidad	Insolubles en agua y en disolventes orgánicos. Algunos son solubles entre ellos en estado fundido, formándose aleaciones.	Insolubles en agua.	Generalmente insolubles en agua pero solubles en disolventes orgánicos (acetona, gasolina...)	Normalmente solubles en agua pero no en disolventes orgánicos.
Temperatura de fusión	Al ser sólidos a temperatura ambiente, salvo el mercurio, su temperatura de fusión es alta, aunque varía de unos a otros.	Su temperatura de fusión es muy alta (superiores a 900°C).	La mayoría de estas sustancias son gases y líquidos. Los pocos sólidos tienen temperaturas de fusión muy bajas (inferiores a 300°C)	Son sustancias sólidas y con temperaturas de fusión muy variables (entre 350°C y 1400°C).
Conductividad eléctrica	En condiciones ambientales todos son conductores.	No conducen la electricidad (aislantes).	Aislantes, en general. Sólo conducen las que se disuelven en agua.	En estado sólido no conducen la electricidad (aislantes). Disueltas en agua o fundidas son conductoras.
Propiedades físicas.	Dúctiles y maleables.	Muy duras.	Muy blandas (las que son sólidas)	Duras y frágiles.
Estado físico y ejemplos	Todos, salvo el mercurio que es líquido, son sólidos a temperatura ambiente. <u>Ejemplos:</u> cobre, magnesio, hierro, aluminio, plata...	Sólidas. <u>Ejemplos:</u> diamante, grafito, cuarzo...	Existen en los tres estados. <u>Ejemplos:</u> <u>Sólidas:</u> azúcar, harina, azufre, fósforo, yodo, plásticos... <u>Líquidas:</u> agua, alcohol, aceite, benceno, tolueno... <u>Gaseosas:</u> oxígeno, nitrógeno, cloro, butano, amoníaco...	Sólidas. <u>Ejemplos:</u> la mayoría de las sales inorgánicas (minerales): cloruros, nitratos, sulfatos, carbonatos...

Act. 13. ¿Por qué los compuestos iónicos suelen ser sólidos, duros y con altos puntos de fusión?

Act. 14. El Na y el H pertenecen al mismo grupo, por lo que tienen propiedades parecidas. Sin embargo, a temperatura ambiente, el Na_2S es sólido y el H_2S gaseoso. Razona a qué puede ser debida esa diferencia.

Act. 15. Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado fundido o disueltos pero son aislantes cuando están en estado sólido. Explica esta diferencia de conductividad.

Act. 16. En función del tipo de enlace explicar por qué:

- El NH_3 tiene un punto de ebullición más bajo que el NaCl .
- El diamante tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .
- El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

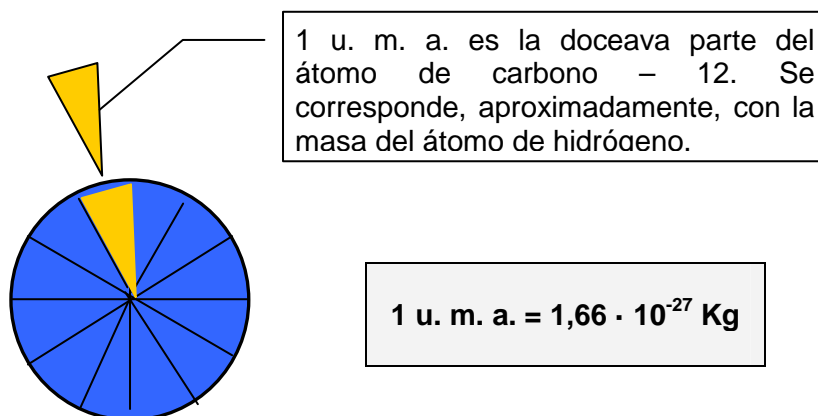
Act. 17. Razonar la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Los metales son buenos conductores de la electricidad.
- Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido.

6. MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR. CANTIDAD DE SUSTANCIA.

Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima, tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados (g, kg...), obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables.

Por esta razón, para medir la masa de los átomos, se adopta una nueva unidad de medida, la **unidad de masa atómica (u. m. a.)**



En un principio se asignó al hidrógeno 1 u. m. a. de masa, y se le utilizó como patrón para calcular las masas atómicas de los demás elementos.

Como se obtenían masas moleculares no enteras para todos los gases, y debido a la dificultad que conlleva el manejo del hidrógeno, se decidió elegir otro elemento como patrón para calcular los demás. Se eligió el oxígeno y se le asignó una masa atómica de 16 u. m. a.

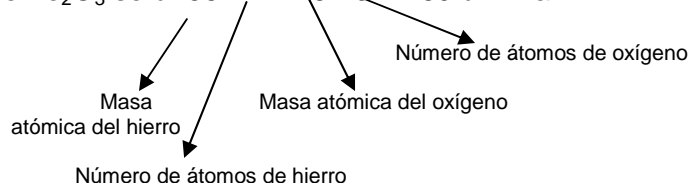
Finalmente, en 1961, la I. U. P. A. C. (International Union of Pure and Applied Chemistry) adoptó como nuevo patrón el isótopo de carbono más común, el carbono – 12, y se le asignó una masa atómica de 12 u. m. a.

En la actualidad, el patrón sigue siendo el carbono – 12, y la masa atómica del resto de los elementos se calculan en relación a éste.

En el enlace covalente los átomos se unen entre sí formando moléculas individuales. La **masa** de una **molécula** será la suma de las masas atómicas de los átomos que la forman.

En el enlace iónico, aunque cationes y aniones forman cristales, cada cristal tiene una unidad básica formada por tantos cationes y aniones como sea necesario para que el conjunto sea neutro. En este caso, la **masa** de una **molécula** será la suma de las masas atómicas del conjunto de iones neutro.

Como la masa atómica se mide en u. m. a. la masa molecular también, por ejemplo: la masa molecular de Fe_2O_3 será: $56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160$ u. m. a.



El número de moléculas de una sustancia es lo que se llama **cantidad de sustancia**. Como las moléculas están formadas por átomos indestructibles, cada uno con una masa determinada, las moléculas tienen su propia masa. Conociendo la masa molecular y su cantidad, podemos también conocer la masa de la sustancia.

También podemos hacerlo a la inversa: si conocemos la masa de una sustancia y la masa molecular de esa sustancia podemos saber la cantidad de moléculas presentes, es decir, la cantidad de sustancia.

La masa molecular, tal y como hemos indicado anteriormente, se mide en u. m. a., pero la cantidad de sustancia se suele medir en gramos.

La conversión de una unidad de masa a otra que se ha establecido es:

$$1 \text{ g} = \frac{6,023 \cdot 10^{23}}{1} \text{ u. m. a.}$$

Número de Avogadro (Nº de átomos en una muestra de 12 g de carbono – 12)

Hablar de cantidad de sustancia con la masa molecular significa emplear números muy grandes, ya que las moléculas son muy pequeñas. Para evitar hablar de números tan grandes y difíciles de usar se ha definido el **mol** como unidad de cantidad de sustancia.

$$1 \text{ mol} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Este número no se ha elegido al azar. Es la equivalencia entre u. m. a. y gramo. Se ha elegido de esta forma porque así, 1 mol de la sustancia que sea tiene una masa numéricamente igual que la masa molecular, sólo que la masa molecular se mide en u. m. a. y la masa de mol en gramos.

LA MASA DE 1 mol (en gramos) ES LA MASA MOLECULAR (en u. m. a.) Y, DE ESTA FORMA RESULTA MUY FÁCIL PASAR DE CANTIDAD DE SUSTANCIA (que se medirá en mol) A CANTIDAD DE MATERIA (que se mide en gramos).

Ejemplo:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol de agua} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua} \\
 \text{Masa molecular del agua (H}_2\text{O)} \rightarrow 16 \cdot 1 + 1 \cdot 2 = 18 \text{ u. m. a.} \\
 \Rightarrow \text{Masa molecular de 1 mol de agua} = 18 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ u. m. a.} = 18 \text{ g}
 \end{array}$$

Masa de 1 molécula de agua

Masa de 1 mol de agua

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ g} \\
 x
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \text{-----} \\
 \text{-----}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 6,023 \cdot 10^{23} \text{ u. m. a.} \\
 18 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ u. m. a.}
 \end{array}$$

$$x = \frac{18 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 18 \text{ g}$$

La **masa molar** de una sustancia es la masa de una mol de sustancia. PARA TODAS LAS SUSTANCIAS, LA MASA MOLAR EN GRAMOS POR MOL ES NUMÉRICAMENTE IGUAL A LA MASA MOLECULAR EN u. m. a.

Ejemplos:

a) ¿Cuántos moles de calcio hay en 500 g de calcio? (Masa atómica del calcio \approx 40 u. m. a.)

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol Ca} \text{ -----} 40 \text{ g} \\
 x \text{ -----} 500 \text{ g}
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol Ca} \\ x \end{array}} \right\} \Rightarrow x = \frac{500}{40} = 12,5 \text{ moles de calcio.}$$

b) ¿Cuántos gramos de monóxido de carbono, CO, tenemos que pesar para tener 3 moles? (Masa atómica del carbono \approx 12 u. m. a.; masa atómica del oxígeno \approx 16 u. m. a.)

Masa molecular del CO \rightarrow 12 + 16 = 28 u. m. a.

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol CO} \text{ -----} 28 \text{ g} \\
 3 \text{ mol CO} \text{ -----} x
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol CO} \\ 3 \text{ mol CO} \end{array}} \right\} \Rightarrow x = 3 \cdot 28 = 84 \text{ g de CO}$$

Act. 18. Indica el número de átomos de cada molécula:

a. C₂H₄
b. PCl₃

c. CO₂
d. H₂S

e. HNO₂
f. H₃PO₄

Act. 19. Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:

a. H₂O
b. HCl

c. CH₄
d. HNO₂

e. Ca(OH)₂
f. NH₃

Act. 20. Tenemos dos moles de moléculas de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$, ¿cuántos gramos de azúcar tenemos?

Act. 21. ¿Cuántos moles de moléculas tenemos en 40 g de agua? ¿Cuántas moléculas hay?

ACTIVIDADES

- Indica el ión que forma cada átomo para adquirir la configuración estable de gas noble:

a. Br	c. I	e) N
b. Ca	d. S	f) Mg
- ¿Por qué se unen los átomos para formar compuestos?
- Al combinarse los átomos de potasio (metal alcalino) con los átomos de bromo (un no metal), ¿qué tipo de enlace es más probable que se establezca entre ellos?
- ¿Cuál será el enlace químico más probable que puede establecerse entre los átomos de los siguientes elementos?

a) Hierro – hierro.	b) Cloro – magnesio.
c) Carbono – oxígeno.	d) Flúor – flúor.
e) Neón – neón.	f) Hidrógeno – bromo.
- Señala cuáles de los siguientes compuestos será de tipo iónico:

a. CaO (óxido de calcio)	b. O_2 (oxígeno)
c. NaF (fluoruro de sodio)	d. N_2O (óxido de dinitrógeno)
e. NH_3 (amoníaco)	f. N_2 (nitrógeno)
- Indica el tipo de enlace que se dará en los siguientes átomos:

a. Cl y K.	d. He y K.
b. F y Ca.	e. Ca y Ca.
c. H y Cl.	f. S y P.
- Si una sustancia es gaseosa a temperatura ambiente, ¿qué tipo de enlace habrá entre sus átomos?
- Un compuesto tiene yodo y magnesio. Señala cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas:

a. Es un compuesto iónico.	b. Tiene brillo.
c. Forma moléculas.	

9. Un compuesto tiene cloro y nitrógeno. Señala cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas:
- Es un compuesto covalente.
 - Conduce muy bien el calor.
 - Forma un cristal.
10. Indica qué tipo de enlace cabe esperar entre las siguientes parejas de átomos:
- O y H
 - F y Ca
 - Mg y S
 - C y H
 - N y O.
11. Dados los siguientes elementos, escribe los iones más probables.
- Li
 - Na
 - F
 - Be
 - O
 - Mg
 - I
 - Ca
12. Los siguientes átomos están unidos mediante enlace covalente. Explica su formación.
- NH₃
 - CH₄
 - H₂O
13. Qué enlace se formará si se unen átomos de los siguientes elementos:
- Iodo e Hidrógeno.
 - Sodio y Flúor.
 - Hidrógeno y Cloro.
 - Flúor y Flúor.
 - Sodio.
 - Argón y Oxígeno.
14. Indica el tipo de enlace que existe entre los siguientes átomos:
- Na y Cl.
 - O y S.
 - I e I.
 - Au y Au.
15. Indica si existen moléculas en las siguientes sustancias químicas:
- Fe.
 - CuCl₂.
 - SO₂.
 - H₂SO₄
16. Calcula la masa:
- 2 moles de agua.
 - 4 moles de N₂.
 - 6 moles de cobre.
 - 4 moles de sal común.
17. Calcula el número de moles de átomos:
- 8 g de hierro.
 - 12 g de sodio.
 - 4 g de H₂.
 - 100 g de CH₄ (metano).
18. Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos:
- CO
 - H₂O
 - LiCl
 - SO₂
 - KI
19. Tenemos 250 g de amoníaco. Calcula el número de moles de moléculas y el número de moléculas.

20. Tenemos una botella de agua de un litro y medio. Calcula:
- Masa en gramos.
 - Moles de moléculas.
 - Número de moléculas.
 - Número de átomos
21. El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido incoloro, volátil, con un ligero olor a almendras amargas. Las frutas que tienen una semilla grande, como el aguacate o el albaricoque, generalmente tienen pequeñas cantidades de cianuro de hidrógeno en sus semillas. El compuesto es sumamente venenoso. ¿Cuántas moléculas hay en 56 mg de HCN, la dosis tóxica promedio?
22. Tenemos 80 gramos de CO_2 :
- Calcula el número de moles.
 - Calcula el número de moléculas.
 - Calcula el número total de átomos.
23. Calcula el número de moléculas y la masa que hay en 7 moles de una sustancia cuya masa molecular es de 643,5 u. m. a.
24. Calcula el número de moles que habrá en:
- 49 g de H_2SO_4 .
 - $20 \cdot 10^{20}$ moléculas de H_2SO_4 .
25. Calcula el número de moles y moléculas que hay en 25 g de NH_3 .
26. ¿Cuántos gramos de N_2O_4 habrá en 0,5 moles?
27. ¿Cuántas moléculas de O_2 habrá en 64 g?
28. ¿Cuántos gramos de H_2O habrá en $3,0115 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua?
29. ¿Cuántos moles de oxígeno hay en 0,4 moles de H_2SO_4 ?
30. Indica cual de las siguientes muestras tiene más masa:
- $46 \cdot 10^{24}$ moléculas de agua.
azufre.
 - 25 moles de
31. De un recipiente que contiene 32 g de metano, CH_4 , se extraen $9 \cdot 10^{23}$ moléculas. Calcular:
- Los moles de metano que quedan.
 - Las moléculas de metano que quedan.
 - Los gramos de metano que quedan.
32. ¿Cuántas moléculas de HNO_3 contienen 126 g de este ácido? ¿Cuántos átomos de cada clase contienen?

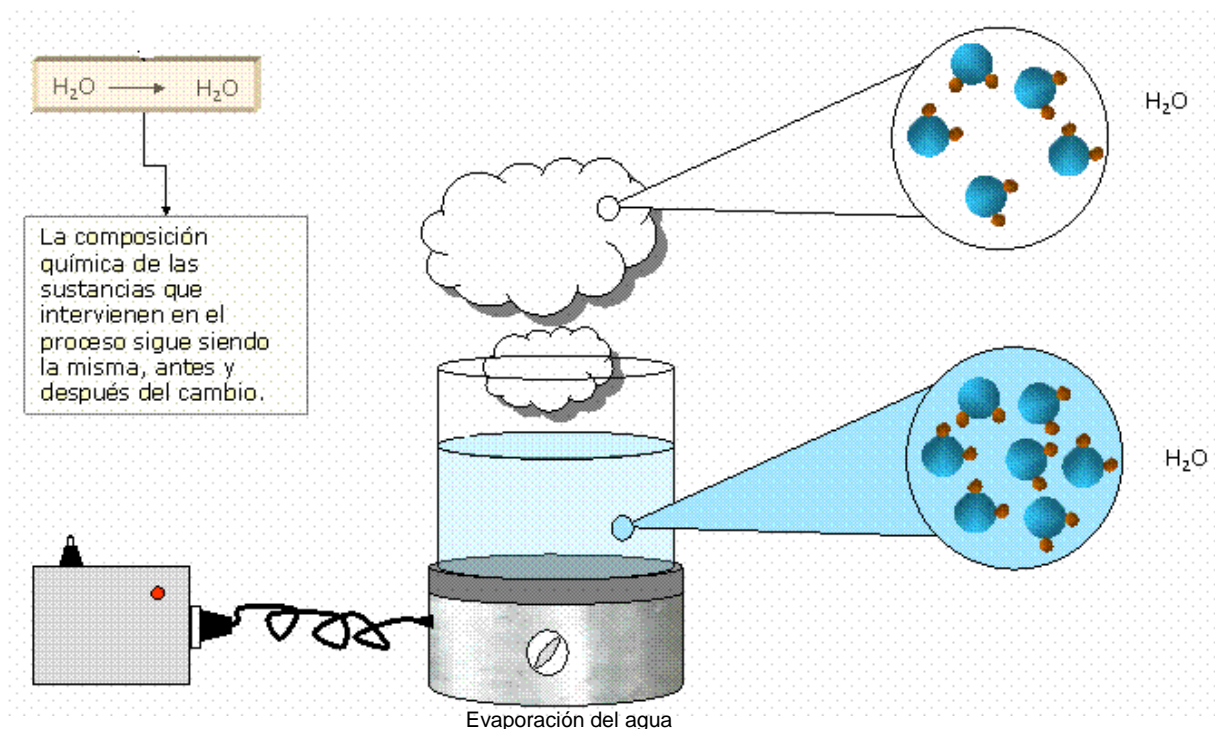
33. La fórmula de la cafeína es $C_8H_{10}N_4O_2$. Determina:
- La masa de un mol de cafeína.
 - El número de átomos presentes en una molécula de cafeína.
 - El número total de átomos presentes en un mol de cafeína.
 - La masa de 0,125 mol de cafeína.
 - El número de moles que hay en 50 g de cafeína.
34. Calcula el número de moles y de moléculas que hay en 204,1 gramos de una sustancia cuya masa molecular es 774,5 u. m. a.
35. ¿Qué cantidad de sustancia (mol) hay en 31 g de CO_2 ? ¿Cuántas moléculas de CO_2 hay en esos 31 g? ¿Cuántos átomos de carbono y cuántos de oxígeno hay?
36. Averigua la masa que corresponde a 2,5 moles de ácido clorhídrico (HCl). ¿Cuántas moléculas hay? ¿Y átomos?
37. En 10 moles de H_2SO_4 :
- ¿Cuántas moles de moléculas hay?
 - ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno hay?
 - ¿Cuántos gramos de azufre hay?
38. ¿Cuántos moles de sulfuro de sodio, Na_2S , corresponden a $2,709 \cdot 10^{24}$ moléculas de sulfuro de sodio? ¿Cuántos moles de sodio?
39. Si tenemos 1 g de hidrógeno, ¿cuántos gramos de uranio se necesitarán para tener el mismo número de átomos de uranio que de hidrógeno?
40. Se dispone de 3 moles de H_2S . Calcula:
- Cuántos gramos de H_2S existen en esos 3 moles.
 - El número de moléculas de H_2S que forman los 3 moles.
 - Los moles de H y S que tenemos en los 3 moles.
41. ¿Cuántas moléculas hay en 1 mg de aspirina, $C_9H_8O_4$?
42. ¿Cuántas moléculas hay en 1 mg de agua? ¿Y en 0,25 moles de metano, CH_4 ? ¿Cuántos átomos hay en cada uno de los dos casos anteriores?
43. Calcula la masa molecular del carbonato cálcico, $CaCO_3$.
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 0,5 moles de moléculas de carbonato cálcico? ¿Cuál será su masa?
 - ¿Cuántos moles de $CaCO_3$ son 150 g?

Unidad 6: Cambios químicos en la materia.

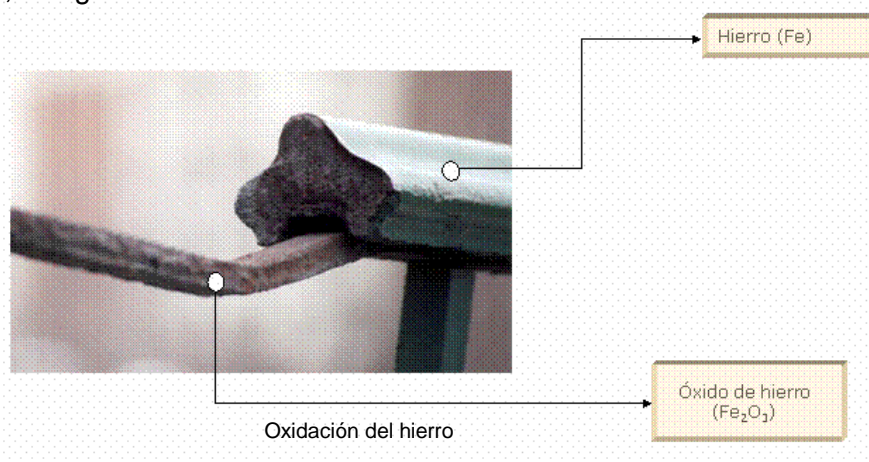
1. CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS.

Con mucha frecuencia la materia sufre transformaciones. Dependiendo del resultado que se obtenga, diremos que se trata de un cambio físico o de un cambio químico.

- Un **cambio físico** es una transformación en la que no varía la naturaleza de la materia. Antes y después del cambio la composición química de la materia es la misma. Ejemplos: la evaporación del agua, la fusión de un metal, cortar una vela, romper un cristal, derretir un helado...



- Un **cambio químico** es una transformación en la que varía la naturaleza de la materia. Antes del cambio la materia tiene una composición química y después, otra diferente. Los cambios químicos también reciben el nombre de **reacciones químicas**. Ejemplos: combustión de la gasolina, corrosión del hierro, la fotosíntesis, la digestión de los alimentos...



Act. 1. Clasifica los siguientes procesos en cambios físicos (F) o químicos (Q):

- La mezcla de aceite, vinagre y sal que echamos en la ensalada.
- La leña que se quema en la chimenea.
- El cacao que disolvemos en la leche.
- Moler café en grano con un molinillo.
- Una lata de conserva expuesta a la intemperie durante cierto tiempo.
- En la electrolisis el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno.
- Al presionar un muelle de un amortiguador, éste queda comprimido.
- En la digestión, los alimentos se transforman en el estómago en nutrientes.
- El agua caliente que sale de la ducha se transforma en vapor de agua y empaña los cristales del espejo.
- La combustión de la gasolina que se produce en el motor de un coche produce gases que son expulsados por el tubo de escape.
- En la respiración de los seres vivos, la glucosa se combina con el oxígeno produciendo dióxido de carbono, agua y energía.

2. LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Aunque no siempre sucede, es frecuente que cuando se produce una reacción química tenga lugar un cambio muy notorio que nos indica que algo nuevo se está formando: gran desprendimiento de energía luminosa, desprendimiento de calor, formación de gases...

Cuando se produce una reacción química, unas sustancias se transforman en otras diferentes. Las sustancias que reaccionan se llaman **reactivos**, y las que se obtienen **productos**.

Las reacciones químicas siempre suelen ir acompañadas de intercambios de energía, mediante un desprendimiento o una absorción de energía, debido a que la energía que poseen los reactivos es distinta que a la que poseen los productos.

En una reacción química se destruyen las moléculas de los reactivos, pero no sus átomos, los cuales se reagrupan para formar moléculas nuevas. Para que esto suceda las moléculas tienen que chocar previamente entre ellas.

Según la **teoría de las colisiones**, las reacciones químicas se producen cuando las moléculas de los reactivos chocan entre sí y se rompen. Los átomos que se han liberado se reorganizan, formando nuevas moléculas.

COLISIÓN EFICAZ



COLISIÓN INEFICAZ

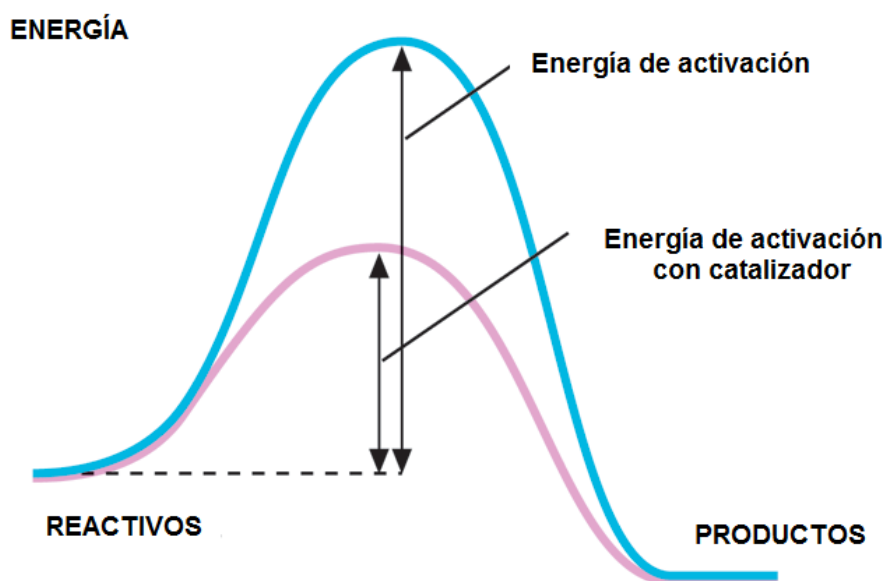


Pero no todos los choques rompen las moléculas, solamente cuando las moléculas poseen una **orientación adecuada** y una **velocidad suficiente** el choque es eficaz y se podrán romper los enlaces de los reactivos para formar los productos.

La velocidad de las partículas es un factor muy importante para determinar si una reacción se produce o no. Cuando la velocidad es grande, también lo es la energía cinética; por tanto, los choques entre ellas son más eficaces.

De forma general, la velocidad de las reacciones (**velocidad de reacción**) se puede incrementar:

- **Elevando la temperatura.** Con una temperatura más elevada las partículas se mueven con mayor velocidad.
- **Aumentando el grado de división.** Es decir, cuando los reactivos son sólidos, si están finamente divididos reaccionarán con mayor rapidez que si no lo están, ya que la superficie de contacto aumenta. De forma similar, un sólido reaccionará más rápidamente si está en disolución, pues de esta manera las partículas que lo forman ya están separadas. En un gas, la velocidad de reacción será mayor cuanto mayor sea la presión, ya que las partículas estarán más próximas unas de otras y habrá más choques entre ellas.
- **Mediante la presencia de catalizadores.** Los catalizadores son sustancias que modifican la velocidad de una reacción pero no intervienen en ella ya que no sufren ningún cambio aparente en su composición o peso y se recuperan tras la reacción química.

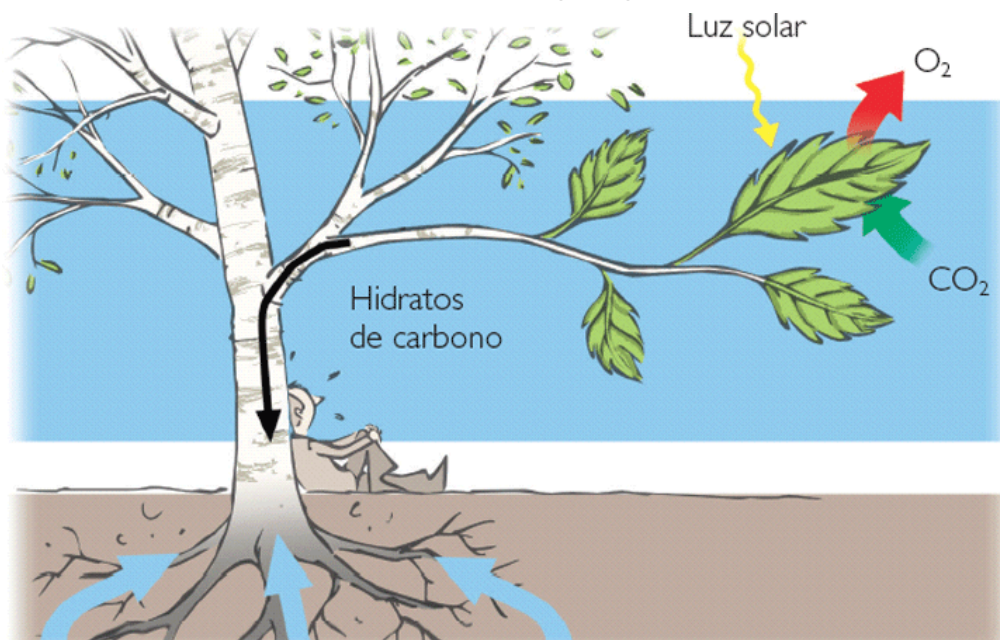


- **Aumentando la concentración.** A mayor concentración (mayor presencia de moléculas por unidad de volumen), mayor velocidad de reacción de uno de los reactivos. La concentración se refiere a la cantidad de átomos y moléculas presentes en un compuesto o mezcla.

Una reacción química conlleva una ruptura de los enlaces de los reactivos y una formación de nuevos enlaces de los productos. Para romper enlaces se necesita administrar energía, mientras que la formación de enlaces, normalmente, conlleva un desprendimiento de energía.

Desde el punto de vista calorífico, las reacciones químicas se clasifican en:

- **Reacciones exotérmicas:** son las reacciones en las que desprenden calor por sí mismas.
- **Reacciones endotérmicas:** son las reacciones en las que se necesita una absorción de calor externo para poderse llevar a cabo.



La fotosíntesis es una reacción endotérmica. La energía necesaria para que transcurra la reacción la proporciona la luz solar.



La combustión se trata de una reacción exotérmica en la que se libera energía calorífica.

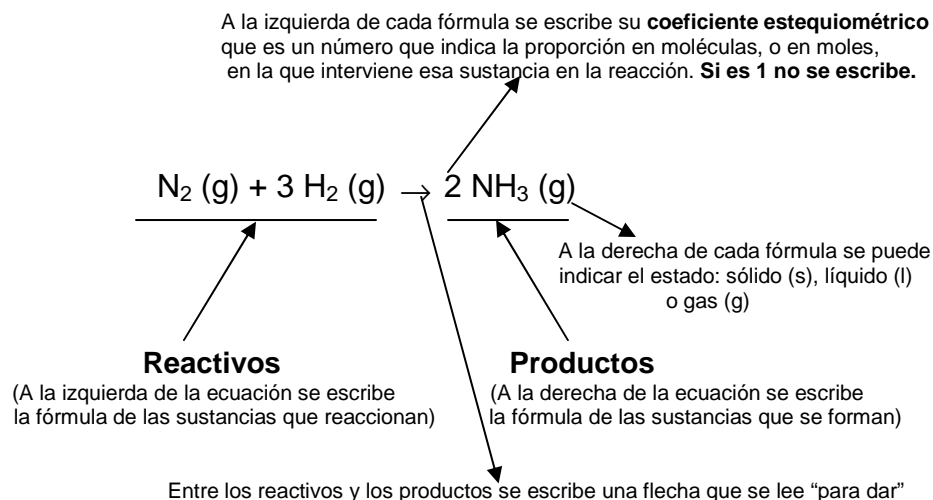
Act. 2. Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- En algunos cambios físicos se producen sustancias nuevas, diferentes de las de partida.
- Para que se realice una reacción química, son necesarios al menos dos reactivos.
- En algunas reacciones químicas no se producen sustancias diferentes a las de partida.
- En todas las reacciones químicas se intercambia energía con el entorno de la reacción.

3. LA ECUACIÓN QUÍMICA.

Para describir las reacciones químicas se emplean las ecuaciones químicas. Una **ecuación química** es una representación simbólica de una reacción química.

Una ecuación química consta de dos miembros. En el primero se escriben las fórmulas de las moléculas de los reactivos y en el segundo las de los productos. A veces, aparece entre paréntesis el estado de agregación de los compuestos que intervienen en la reacción química.



La ecuación del este esquema se lee: "1 molécula (ó 1 mol) de nitrógeno en estado gaseoso reacciona con 3 moléculas (o mol) de hidrógeno en estado gaseoso para dar 2 moléculas (o mol) de amoníaco en estado gaseoso".

Observemos que la masa de los reactivos es la masa de 2 átomos de nitrógeno (N_2) más la masa de 6 átomos de hidrógeno (3H_2) y la masa de los productos es la masa de 2 átomos de nitrógeno más la masa de 6 átomos de hidrógeno (2NH_3).

EN UNA REACCIÓN QUÍMICA SE CONSERVAN LOS ÁTOMOS Y LA MASA Y CAMBIAN LAS SUSTANCIAS, POR ESO LOS REACTIVOS Y LOS PRODUCTOS TIENEN DISTINTA FÓRMULA.

Act. 3. La colilla y cenizas de un cigarrillo pesan 0,65 g mientras que el cigarrillo pesaba 1,05 gramos. ¿Cómo se puede explicar eso? ¿Se verifica la ley de conservación de la masa en la combustión de un cigarrillo?

Act. 4. Si hacemos reaccionar 20 gramos de oxígeno con 20 gramos de hidrógeno ¿cuántos gramos de agua se formarán? Justifica tu respuesta.

Act. 5. Razona la verdad o falsedad de la siguiente afirmación justificando tu respuesta:

"En una reacción química deben conservarse los átomos y, por consiguiente, el número de moléculas entre reactivos y productos"

4. AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS.

En 1772, el químico francés Antoine – Laurent Lavoisier, tras múltiples ensayos de laboratorio, llegó a establecer la **ley de conservación de la masa**, que dice que, en una reacción química, la materia no se crea ni se destruye, solamente se transforma. En consecuencia, la masa permanece constante.

Una consecuencia de la ley de Lavoisier es que en las reacciones químicas debe aparecer el mismo número de átomos en cada elemento en los reactivos y en los productos. Así pues, debemos ajustar o equilibrar las ecuaciones químicas colocando **coeficientes estequiométricos**.

Ejemplo: Combustión del alcohol etílico (etanol)

Pasos a seguir	Ejemplo												
1. Escribimos las fórmulas de los reactivos y de los productos. Reactivos \longrightarrow Productos	La reacción de la combustión del etanol da como productos dióxido de carbono y agua. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$												
2. Empezamos ajustando los elementos que forman parte de un solo compuesto y, dentro de ellos, elegimos primero el más complejo.	Hay 2 átomos de C en los reactivos ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) y 1 átomo de C en los productos (CO_2). Debemos poner 2 CO_2 para que haya 2 átomos de carbono también en los productos. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$												
3. De forma similar ajustamos el H.	Hay 6 átomos de H en los reactivos ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) y 2 átomos de H en los productos (H_2O). Debemos poner 3 H_2O para que haya 6 átomos de hidrógeno en los productos. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$												
4. Por último, ajustamos el O.	En los reactivos hay 1 átomo de O en $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y 2 en el O_2 , luego, en total, hay 3 átomos de O. En los productos hay 4 átomos de O en 2 CO_2 y 3 en 3 H_2O , luego, en total, hay 7 átomos de O. Debemos tener 7 átomos de O en los reactivos y ya hay uno en $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Los otros seis tienen que estar en la otra sustancia, por lo que debe haber 3 moléculas de O_2 . $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$												
5. Comprobamos que con estos coeficientes todos los elementos están ajustados.	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Elemento</th> <th>Reactivos</th> <th>Productos</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>C</td> <td>2</td> <td>2</td> </tr> <tr> <td>H</td> <td>6</td> <td>6</td> </tr> <tr> <td>O</td> <td>7</td> <td>7</td> </tr> </tbody> </table>	Elemento	Reactivos	Productos	C	2	2	H	6	6	O	7	7
Elemento	Reactivos	Productos											
C	2	2											
H	6	6											
O	7	7											

Act.6. En la reacción de combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en nuestro organismo se forma dióxido de carbono y agua. Escribe el esquema de la reacción especificando cuáles son los reactivos y cuáles los productos.

Act.7. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- $CO + O_2 \longrightarrow CO_2$
- Reactivos: metano y oxígeno. Productos: dióxido de carbono y agua.
- $FeS + O_2 \longrightarrow SO_2 + Fe_2O_3$
- $H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
- El ácido clorhídrico y el zinc reaccionan para dar cloruro de zinc e hidrógeno.
- Reacción de tostación entre el sulfuro de zinc y el oxígeno produciendo óxido de zinc y dióxido de azufre.
- Hierro + oxígeno \longrightarrow óxido de hierro (III)

Act.8. ¿Cuáles de las siguientes ecuaciones químicas están correctamente ajustadas? Ajusta las que no lo estén.

- $KClO_3 \longrightarrow KCl + 2O_2$
- $3HNO_3 + Fe \longrightarrow Fe(NO_3)_3 + H_2$
- $H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow S + 2NO_2 + 2H_2O$
- $Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

5. CÁLCULOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.

La reacción química ajustada nos indica en qué proporción intervienen las sustancias que participan en la reacción. Estas proporciones nos van a permitir resolver todos los problemas relacionados con las cantidades de reactivos y de productos que intervienen en una reacción química.

Estas operaciones que nos permiten calcular las cantidades de cada sustancia que intervienen en una reacción química se denominan **cálculos estequiométricos**.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN MASA.

Un modo muy común de realizar cálculos estequiométricos es expresar la masa de las sustancias que intervienen en las reacciones.

Ejemplo:

El magnesio reacciona con el oxígeno para formar óxido de magnesio, MgO . Disponemos de 8 g de oxígeno. Calcular:

- ¿Cuántos gramos de magnesio harán falta para reaccionar con todo el oxígeno disponible?
- ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se obtendrán?

1º ESCRIBIMOS LA ECUACIÓN QUÍMICA DE LA REACCIÓN Y LA AJUSTAMOS. A CONTINUACIÓN, DEBAJO DE CADA SUSTANCIA, ESCRIBIMOS LOS DATOS QUE CONOCEMOS.

2 Mg	+	O₂	→	2 MgO
2 mol		1 mol		2 mol
		8 g		¿?

2º EXPRESAMOS EN mol LA CANTIDAD DE LAS SUSTANCIAS QUE INTERVIENEN EN LA REACCIÓN.

Para ello necesitaremos la masa molar del O₂ (tomamos los datos de la tabla periódica):

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ g} \rightarrow (8 \text{ g O}_2) \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 0,25 \text{ g de O}_2$$

3º ESTABLECEMOS EN mol LA PROPORCIÓN EN QUE REACCIONA LA SUSTANCIA CONOCIDA CON LAS SUSTANCIAS QUE QUEREMOS CALCULAR. DEBEMOS TENER EN CUENTA LOS COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS.

- Para calcular la cantidad de óxido de magnesio:

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol MgO}} = \frac{0,25 \text{ mol O}_2}{x \text{ mol Mg}} \Rightarrow x = \frac{(0,25 \text{ mol O}_2) \cdot (2 \text{ mol MgO})}{1 \text{ mol O}_2} = 0,5 \text{ mol de MgO}$$

- Para calcular la cantidad de magnesio que se necesita:

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Mg}} = \frac{0,25 \text{ mol O}_2}{x \text{ mol Mg}} \Rightarrow x = \frac{(0,25 \text{ mol O}_2) \cdot (2 \text{ mol Mg})}{1 \text{ mol O}_2} = 0,5 \text{ mol de Mg}$$

Finalmente, calculamos las cantidades de sustancias en gramos:

a) Para calcular la masa de magnesio necesitamos calcular la masa molar del Mg (tomamos los datos de la tabla periódica):

$$M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g} \rightarrow (0,5 \text{ mol Mg}) \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 12,15 \text{ g de Mg}$$

b) Para calcular los gramos de óxido de magnesio necesitamos calcular la masa molar del MgO (tomamos los datos de la tabla periódica):

$$M(\text{MgO}) = 24,3 + 16 = 40,3 \text{ g} \rightarrow (0,5 \text{ mol MgO}) \cdot \frac{40,3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 20,15 \text{ g de MgO}$$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN VOLUMEN.

Avogadro estudió el comportamiento de los gases en las reacciones químicas y dedujo que cuando en una reacción química intervienen varios gases que se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, la proporción en cantidad de sustancia (mol) en la que se combinan es la misma que la proporción en volumen.

Un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0° C) ocupa siempre 22,4 litros. Al volumen de 1 mol de un gas se le denomina **volumen molar**.

$$V_{\text{molar}} = 22,4 \text{ litros}$$

Ejemplo:

En la reacción de formación del agua, calcula en volumen de H₂, medido en condiciones normales, que reacciona con 5 litros de oxígeno, medidos también en condiciones normales.

Escribimos la reacción ajustada y planteamos la proporción:

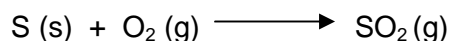
2 H₂	+	O₂	→	2 H₂O
2 mol		1 mol		2 mol
¿?		5 litros		

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} = \frac{x \text{ litros H}_2}{5 \text{ litros O}_2} \Rightarrow \frac{(2 \text{ mol H}_2) \cdot (5 \text{ litros H}_2)}{1 \text{ mol O}_2} = 10 \text{ litros de H}_2$$

Act. 9. El amoníaco, NH₃, se forma a partir de la reacción química entre el nitrógeno N₂ y el hidrógeno H₂

- a. Si empleamos 1 mol de N₂ y 1 mol de H₂, ¿se formarán 2 moles de NH₃?
- b. Si empleamos 1 mol de N₂ y 3 moles de H₂, ¿se podrán formar 2 moles de NH₃?

Act. 10. El azufre reacciona con el oxígeno, O₂, para formar el gas dióxido de azufre, SO₂. Si partimos de 160 gramos de azufre, ¿cuántos gramos de oxígeno necesitaremos? ¿Cuántos gramos de dióxido de azufre se formarán?

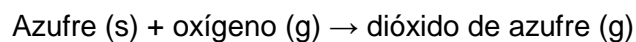


Act. 11. Si en la reacción de corrosión del cinc por medio del ácido clorhídrico se consumen 73 g de ácido clorhídrico por cada 65,4 g de cinc, produciéndose 136,4 g de cloruro de cinc, ¿se producirá algún otro producto? ¿Qué masa?

Act. 12. Calcula el volumen de hidrógeno que se desprende en condiciones normales, al reaccionar 6,54 gramos de zinc con la cantidad suficiente de cloruro de hidrógeno, según la reacción:



Act. 13. Escribe y ajusta la reacción de combustión del azufre:



Calcula:

- La cantidad de azufre necesaria para obtener 2 litros de dióxido de azufre en condiciones normales.
- El volumen de oxígeno necesario.

ACTIVIDADES

- ¿Qué diferencia fundamental hay entre un cambio físico y uno químico?
- Distingue razonadamente los cambios físicos de los químicos:
 - Evaporación de un perfume.
 - Combustión de la madera.
 - Mezcla de azúcar con café.
 - Oxidación de una viga de hierro.
 - Encendido de una cocina de vitrocerámica.
 - Encendido de una cocina de gas.
 - Disolución de azúcar en agua.
 - Caramelización de azúcar para hacer un flan.
 - Oscurecimiento de una manzana al contacto con el aire.
 - Pelado y troceado de una manzana.
 - Dilatación de una barra de hierro por el calor.
 - Formación de chispas al forjar un hierro.
 - Fermentación de los azúcares de la uva.
 - Cocción de un huevo.
 - Triturado de la uva para obtener mosto.
 - Granizo.
- Los cambios que se observan en la imagen son _____



4. Indica si se trata de cambios físicos o químicos. Explica por qué.

	Freír un huevo	
	La masa para hacer un bizcocho se convierte en un bizcocho.	
	Un papel se convierte en cenizas.	
	El acero se enmohece.	
	Combustión de una vela	

5. En una reacción química, la masa:

- a. Se conserva.
- b. Se pierde.
- c. Depende de los reactivos.
- d. Depende de los productos.

6. Cuando el gas metano se quema en presencia de oxígeno, se forma dióxido de carbono y agua.

- a. ¿Cuáles son los reactivos y los productos?
- b. ¿Qué tipo de reacción es?
- c. Escribe la reacción química correspondiente (ajustada).

7. En una reacción química, ¿qué es la velocidad de reacción? Indica dos factores que pueden influir en la velocidad de una reacción química indicando de qué manera la modifican.

8. ¿Por qué en una reacción química se conserva la masa?

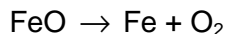
9. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
- $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
- $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- $HCl + Na_2CO_3 \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$
- $HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$
- $H_2SO_4 + Fe \rightarrow H_2 + Fe_2(SO_4)_3$
- $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

10. Escribe y ajusta las siguientes reacciones químicas:

- El gas hidrógeno reacciona con el gas nitrógeno para dar amoníaco.
- El sodio reacciona con el agua produciendo hidróxido de sodio (NaOH) y gas hidrógeno.
- El carbonato de calcio ($CaCO_3$) se descompone por la acción del calor para dar dióxido de carbono y monóxido de calcio.

11. En los altos hornos se reduce el óxido de hierro (II), separando así el hierro y el oxígeno, según la reacción:



¿Cuántos kilos de óxido de hierro son necesarios para obtener una tonelada de hierro?

12. Dada la ecuación química: $HCl + Na_2CO_3 \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$

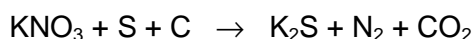
- ¿Qué cantidad de HCl será necesaria para reaccionar completamente con 52 g de Na_2CO_3 ?
- ¿Qué cantidad de NaCl se formará?

13. El propano, C_3H_8 , reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

- Escribe la reacción ajustada indicando la proporción en moles.
- ¿Cuántos moles de propano y de oxígeno se necesitarán para obtener 10 moles de dióxido de carbono?
- ¿Qué cantidad de sustancia (mol) de gas propano se habrá quemado si se obtienen 12 mol de dióxido de carbono? ¿Qué masa de oxígeno, en gramos, se habrá utilizado?

14. El monóxido de carbono reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono. Si se hacen reaccionar 84 g de monóxido, ¿cuántos litros de dióxido de carbono se obtendrán, medidos en condiciones normales?

15. El carbonato de calcio (CaCO_3) es el compuesto mayoritario del mármol. Cuando el carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico (HCl), se obtiene cloruro de calcio (CaCl_2), agua y dióxido de carbono.
- Escribe la ecuación química ajustada que describe el proceso.
 - Escribe la ecuación química ajustada que describe el proceso.
 - Calcula la masa de cloruro de calcio (en gramos) que se obtiene cuando se hacen reaccionar 2 moles de carbonato de calcio con una cantidad suficiente de ácido.
 - ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se obtiene cuando reaccionan 10 g de carbonato de calcio?
16. El ácido clorhídrico se obtiene haciendo reaccionar el ácido sulfúrico (H_2SO_4) con el cloruro de sodio (NaCl), por medio de la reacción: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.
- ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio hacen falta para obtener 1 kg de ácido clorhídrico?
 - ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico reaccionarán en ese caso?
17. Cuando se echa agua a la cal viva (óxido de calcio) se forma cal apagada (hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$).
- Escribe la ecuación de la reacción y ajústala.
 - Calcula los gramos de cal apagada que se formarán si tenemos 10 g de cal viva.
 - Calcula la cantidad de agua que se necesita para apagar la cal viva que tenemos.
18. El amoníaco se descompone dando gas hidrógeno y gas nitrógeno.
- Escribe y ajusta la reacción.
 - Calcula cuántos gramos de amoníaco se deben descomponer para obtener 7 g de nitrógeno.
 - ¿Qué cantidad de sustancia (mol) de amoníaco representan esos gramos?
 - Calcula la cantidad de sustancia (mol) de gas hidrógeno que se obtiene cuando se descomponen 34 g de amoníaco.
19. Cuando la pólvora se quema en un lugar abierto, lo hace según la reacción:



- ¿Qué volumen de nitrógeno y de dióxido de carbono se produce en condiciones normales en la combustión de pólvora que contiene 500 g de nitrato de potasio?
 - ¿Cuántos gramos de sulfuro de potasio se obtienen?
20. El cloruro de hidrógeno se descompone por electrolisis, obteniéndose hidrógeno y cloro gaseosos.
- Escribe la reacción ajustada.
 - Calcula el volumen de cada gas, medido en condiciones normales, que se obtiene cuando se descomponen 2,5 litros de cloruro de hidrógeno.

21. Dada la siguiente reacción química:



- Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.
- Si reaccionan 84 g de calcio, ¿cuántos gramos de cloruro de calcio se obtienen?

ÍNDICE

Unidad 1.	DIVERSIDAD Y UNIDAD DE ESTRUCTURA DE MATERIA.....	1
	1. La materia y sus propiedades	1
	2. Magnitudes y medida.....	2
	3. Diversidad de la materia.....	4
	4. Los cambios de estado.....	5
	ACTIVIDADES.....	8
Unidad 2.	MEZCLAS, DISOLUCIONES Y SUSTANCIAS PURAS.....	13
	1. Sustancias puras.....	13
	2. Mezclas.....	14
	3. Métodos de separación de mezclas.....	16
	4. Mezclas homogéneas. Disoluciones.....	18
	5. Concentración de una disolución.....	20
	6. Sustancias en la vida cotidiana.....	24
	ACTIVIDADES.....	26
Unidad 3.	ESTRUCTURA DE LA MATERIA. EL ÁTOMO.....	32
	1. El átomo.....	32
	2. El átomo. Conceptos fundamentales.....	33
	3. Formación de iones.....	35
	4. Estructura de la corteza del átomo. Configuración electrónica.....	37
	ACTIVIDADES.....	39
Unidad 4.	LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.....	42
	1. Clasificación de los elementos: metales, no metales, gases nobles.....	42
	2. el sistema periódico de los elementos.....	42
	TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.....	43
	ACTIVIDADES.....	46
	FORMULACIÓN INORGÁNICA DE COMPUESTOS SENCILLOS.....	48
	1. Formulación de química inorgánica. Conceptos previos.....	48
	2. Tipos de compuestos.....	49
	3. Nomenclatura.....	49
	4. Óxidos.....	50
	5. Hidruros metálicos.....	51
	6. Hidruros no metálicos.....	51
	7. Ácidos hidrácidos.....	52
	8. Sales binarias.....	53
	9. Peróxidos.....	53
	10. Hidróxidos.....	54
Unidad 5.	ESTRUCTURA Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS.....	59
	1. El enlace químico.....	59
	2. Enlace iónico. Cristales.....	60
	3. Enlace covalente. Moléculas.....	61
	4. Enlace metálico.....	63
	5. Propiedades del enlace químico.....	65
	6. Masa atómica y masa molecular. Cantidad de sustancia.....	66
	ACTIVIDADES.....	69
Unidad 6.	CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MATERIA.....	73
	1. Cambios físicos y químicos.....	73
	2. Las reacciones químicas.....	74
	3. La ecuación química.....	77
	4. Ajuste de ecuaciones químicas.....	78
	5. Cálculos en las reacciones químicas.....	79
	ACTIVIDADES.....	82