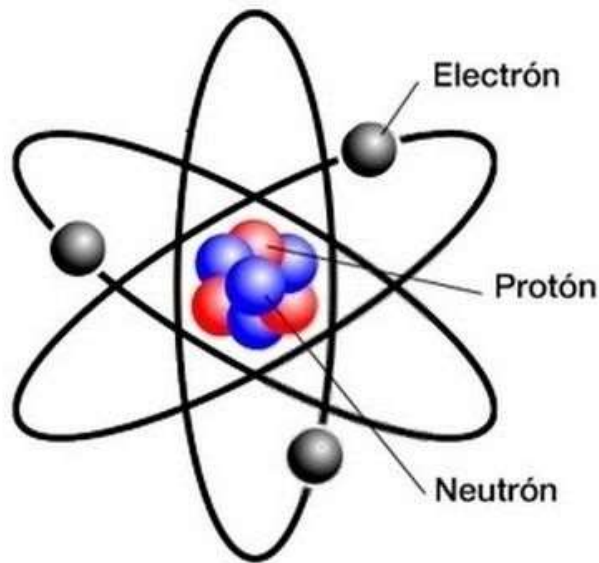


UD 8 – LA MATERIA (parte I):



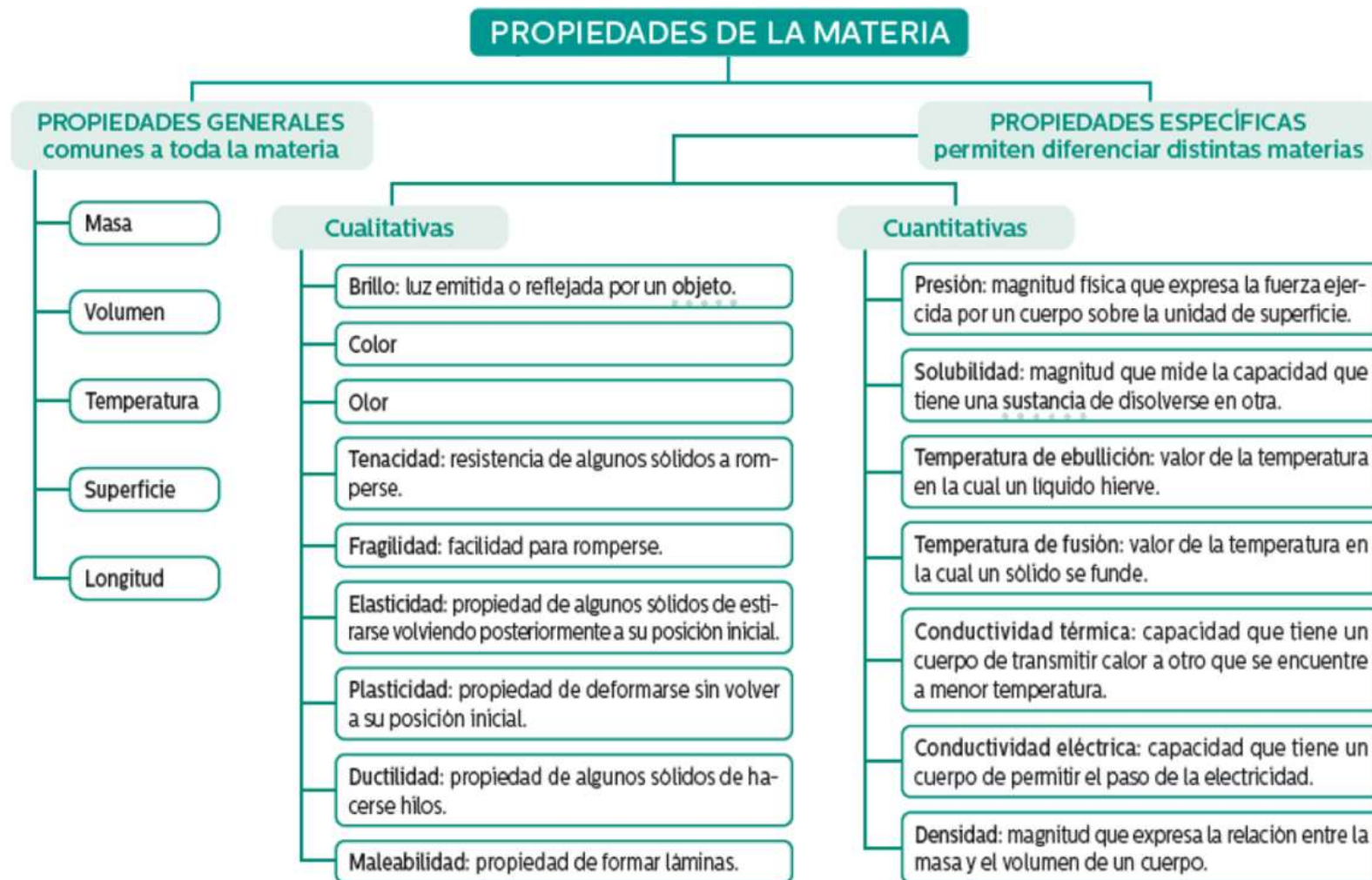
Contenidos:

- 1) **La materia y sus propiedades. Clasificación de la materia.**
- 2) **Teoría cinético molecular. Estados de agregación de la materia.**
- 3) **Cambios de estado.**
- 4) **Estructura atómica de la materia.**
- 5) **La tabla periódica de los elementos.**
- 6) **Enlaces químicos.**
- 7) **Formulación inorgánica.**
- 8) **Reacciones químicas.**
- 9) **Ley de conservación de la masa.**

La materia y sus propiedades. Clasificación de la materia:

Materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un volumen. Presenta una serie de propiedades que permite diferenciar los distintos tipos de materia. Las propiedades de la materia se dividen en:

- **Generales** (propiedades en común que tienen todos los cuerpos y no permiten diferenciar una sustancia de otra).
- **Específicas** (propiedades intrínsecas de la materia que permiten diferenciar un cuerpo de otro).



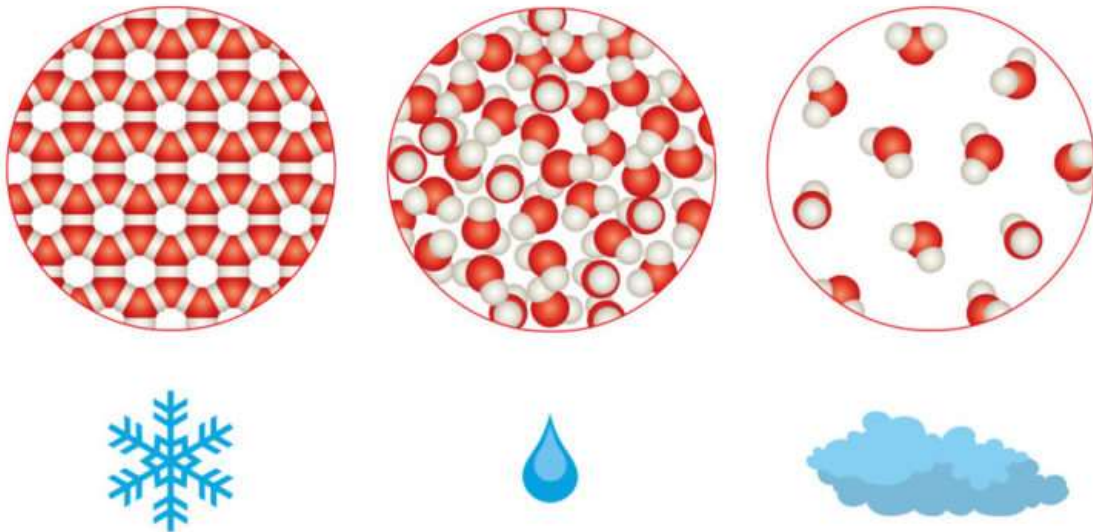
La Densidad:

Es la relación entre la masa y el volumen de un cuerpo. La densidad se mide en unidades del S.I en kg/m^3 aunque también es habitual usar g/cm^3 kg/L , etc.

$$d = \frac{m}{v}$$

Varía en mayor o menor medida en función de la presión y la temperatura, y también con los cambios de estado. Cada sustancia tiene un valor característico de densidad y que permanece constante si también los hacen la presión y temperatura

Debido a la poca cohesión entre sus partículas, por lo general, los gases tienen menor densidad que los líquidos y los líquidos tienen menor densidad que los sólidos.





Según una historia popular, Arquímedes recibió el encargo de determinar si el orfebre de Hierón II de Siracusa había desfalcado el oro durante la fabricación de una corona dedicada a los dioses, sustituyéndolo por otro metal más barato (proceso conocido como aleación). Arquímedes sabía que la corona, de forma irregular, podría ser aplastada o fundida en un cubo cuyo volumen se podía calcular fácilmente comparado con la masa. Pero el rey no estaba de acuerdo con este método, pues hubiera supuesto la destrucción de la corona.

Arquímedes se dio un relajante baño de inmersión, y observando la subida del agua caliente cuando él entraba en ella, descubrió que podía calcular el volumen de la corona de oro mediante el desplazamiento del agua. Hallado el volumen, se podía multiplicar por la densidad del oro hallando el peso que debería tener si fuera de oro puro (la densidad del oro es muy alta y cualquier otro metal, aleado con él, la tiene menor), luego si el peso no fuera el que correspondería si fuera de oro, significaría que la corona tendría aleación de otro metal.

Supuestamente, al hacer este descubrimiento salió corriendo desnudo por las calles gritando: «¡Eureka! ¡Eureka!» (“¡Lo encontré!”, en griego). Como resultado, el término «eureka» entró en el lenguaje común, y se utiliza hoy para indicar un momento de iluminación.



Practicamos:

1. Clasifica cada una de las siguientes propiedades de la materia como general o específica:
 - a) Superficie.
 - b) Elasticidad.
 - c) Presión.
 - d) Fragilidad.
 - e) Temperatura.
 - f) Masa.
 - g) Conductividad eléctrica.
 - h) Temperatura de fusión.
 - i) Brillo.

2. Calcula la densidad de un material si tiene una masa de 40 kg y ocupa un volumen total de 2m^3 . Expresa el resultado en unidades del Sistema Internacional.
3. Calcula la densidad de un material si tiene un volumen de 40 cm^3 y una masa de 600 g.
4. Un trozo de oro tiene un volumen de 1 cm^3 . Si sabemos que la densidad del oro es de $19,30\text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es su masa? Expresa el resultado en gramos y kilogramos.
5. Calcula la masa de un cuerpo cuya densidad es de 870 kg/m^3 , sabiendo que su volumen es de 40 L.
6. Calcula el volumen de un cuerpo cuya densidad es de 12 kg/m^3 y su masa es de 192 kg.
7. Investiga el valor de la densidad del cobre y calcula qué volumen ocupará una masa de 500 g de cobre.
8. La densidad del alcohol es $0,8\text{ g/cm}^3$. Calcula el volumen de 1'6 Kg de alcohol.

Estados de agregación de la materia:

Son las distintas formas en que es posible encontrar la materia y dependen del tipo e intensidad de las fuerzas de atracción entre las partículas que componen la materia. Los tres estados más estudiados y comunes en la Tierra son **sólido, líquido y gaseoso**. Dadas las condiciones de la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo natural en los tres estados, tal es el caso del agua.

Existe un cuarto estado, llamado **plasma**, pero a este estado solo se llega cuando la temperatura de la materia es muy elevada (miles o millones de grados centígrados). Es el estado en el que se encuentra la mayoría de la materia que forman las estrellas. En el plasma, las partículas tienen carga eléctrica y se mueven a gran velocidad, como si fuera un gas.

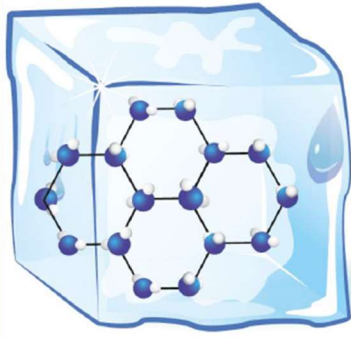
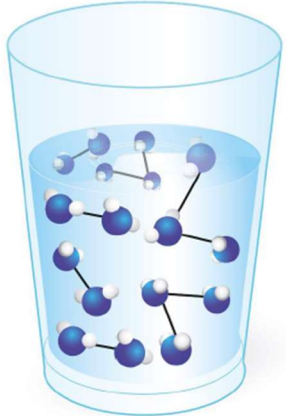

Teoría cinético - molecular de la materia:

Según esta teoría, la materia está compuesta por partículas muy pequeñas en continuo movimiento, entre ellas hay espacio vacío. Las partículas pueden ser átomos, moléculas, iones...

Cuando la **temperatura es baja** las partículas se mueven lentamente alrededor de una posición fija y se encuentran muy ordenadas (estado sólido). Cuando la **temperatura es alta** las partículas se mueven muy deprisa y chocan entre sí (estado gaseoso) y con las paredes del recipiente que los contiene. El estado líquido es un estado intermedio entre ambos.

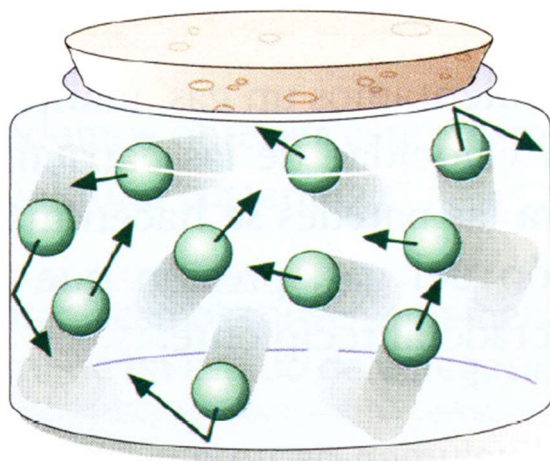
- En el **estado sólido** las partículas están unidas por grandes fuerzas que las mantienen unidas a distancias relativamente pequeñas. El movimiento de las partículas se limita a ser de vibración, sin que se puedan desplazar. Conforme aumenta la temperatura, la amplitud de vibración de las partículas se hace mayor y el sólido se dilata.
- En el **estado líquido** las fuerzas entre las partículas son más débiles que en el sólido lo que implica que éstas tengan libertad de movimiento, aunque se mantienen cercanas las unas a las otras. Por eso los líquidos adoptan la forma del recipiente que los contiene.
- En el **estado gaseoso** las fuerzas entre partículas son prácticamente nulas y éstas se pueden mover libremente haciendo que la distancia entre ellas sea mucho mayor que en sólidos y líquidos. Por ello, las partículas de los gases ocupan todo el volumen del recipiente.

Sólido	Líquido	Gas
		
Masa constante	Masa constante	Masa constante
Volumen constante	Volumen constante	Volumen variable
Forma fija	Forma variable	Forma variable

Sólidos	Líquidos	Gases
Las partículas apenas presentan movimiento interno	Las partículas presentan movimiento continuo	Apenas existe fuerza de atracción o cohesión entre las partículas
		

LOS GASES:

Entre las partículas que componen los gases apenas existen fuerzas de atracción por lo que estas se desplazan a gran velocidad y provocando que este se expanda para ocupar todo el volumen del recipiente que lo contiene. A la fuerza que ejercen las partículas del gas cuando chocan contra las paredes del recipiente que las contiene se le denomina **presión del gas**.



La presión se mide, en el Sistema Internacional en **pascales** (Pa), aunque también se usan:

- **Atmósferas:** 1 atm = 101 325 Pa.
- **Milímetros de mercurio:** 1 atm = 760 mm de Hg.

LEYES DE LOS GASES:

Son leyes que relacionan presión, volumen y temperatura de un gas.

- 1) **Ley de Boyle – Mariotte:** Cuando el volumen y la presión de una cierta cantidad de gas es mantenida a **temperatura constante**, el volumen será inversamente proporcional a la presión:

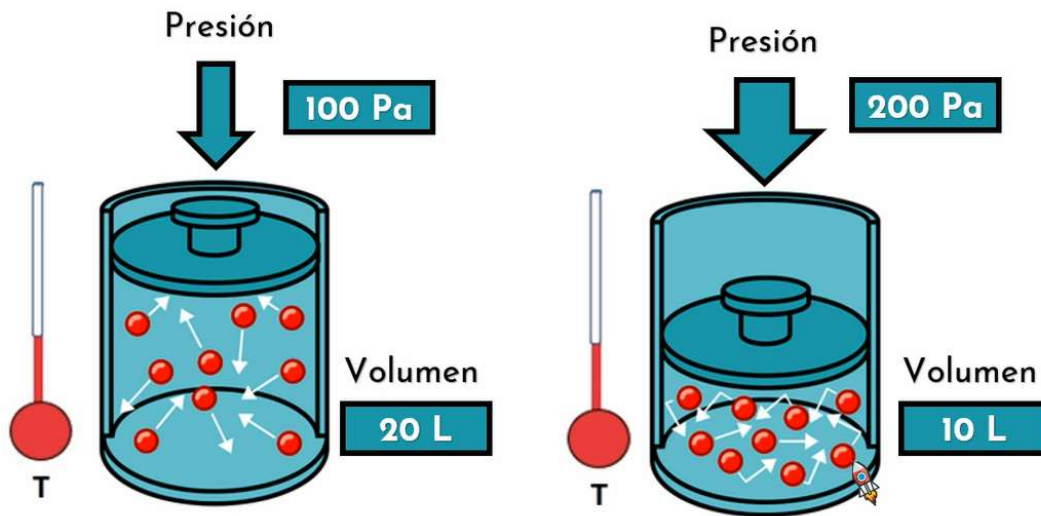
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Cuando aumenta la presión, el volumen disminuye; si la presión disminuye el volumen aumenta. Presión y volumen son en este caso **MAGNITUDES INVERSAMENTE PROPORCIONALES**.

Al aumentar el volumen, las partículas del gas tardan más en llegar a las paredes del recipiente y por lo tanto chocan menos veces por unidad de tiempo contra ellas. Esto significa que la presión será menor ya que ésta representa la frecuencia de choques del gas contra las paredes.

Ley de Boyle

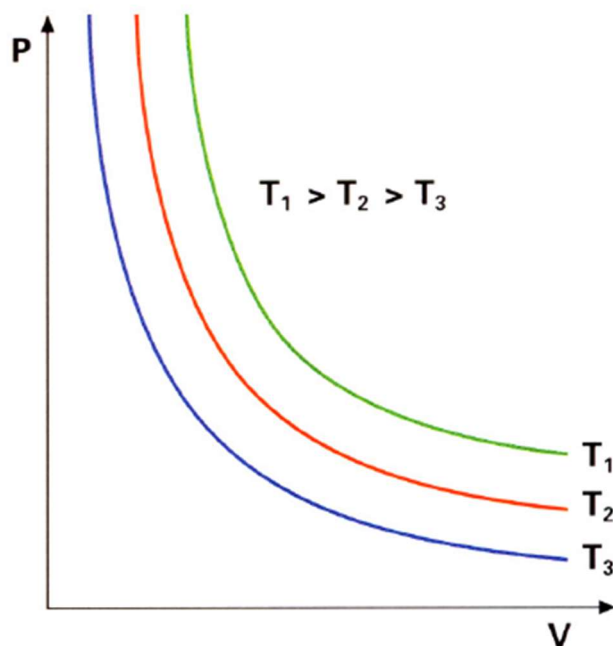
La **presión** es **INVERSAMENTE PROPORCIONAL** al **volumen**



Si la presión **AUMENTA** al DOBLE,
el volumen **DISMINUYE** a LA MITAD

$$\begin{aligned}P_1 V_1 &= P_2 V_2 \\100 \text{ Pa} \cdot 20 \text{ L} &= 200 \text{ Pa} \cdot 10 \text{ L} \\2000 &= 2000\end{aligned}$$

La **temperatura** debe permanecer **CONSTANTE**

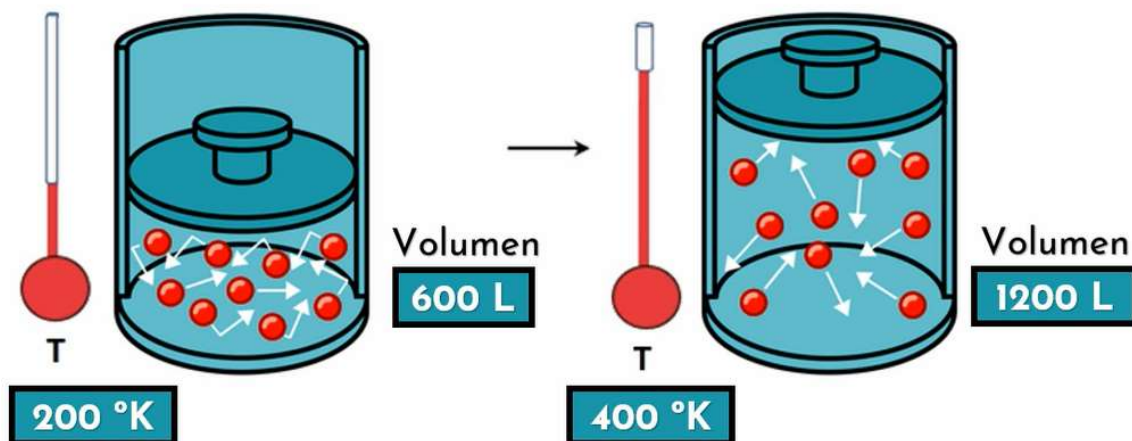


2) **Ley de Charles:** A una **presión dada constante**, el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a su temperatura. Al aumentar la temperatura, aumentara el volumen del gas.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ley de Charles

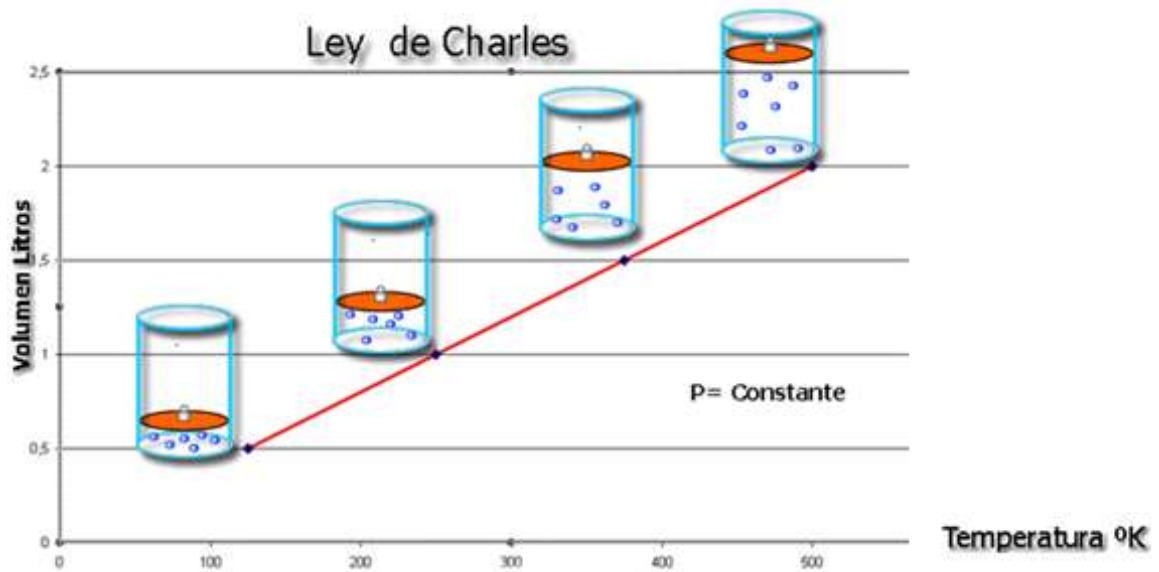
La **temperatura** es **DIRECTAMENTE PROPORCIONAL** al **volumen**



Si la temperatura **AUMENTA** al DOBLE,
el volumen **AUMENTA** al DOBLE

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \longrightarrow \frac{600 \text{ L}}{200 \text{ K}} = \frac{1200 \text{ L}}{400 \text{ K}} = 3$$

La **presión** debe permanecer **CONSTANTE**

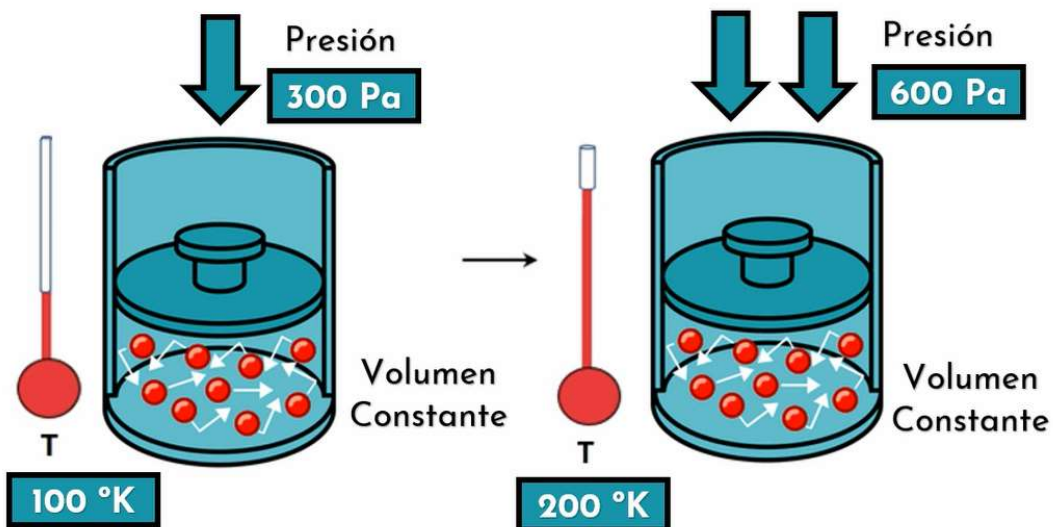


3) **Ley de Gay-Lussac:** La presión del gas, que se mantiene a **volumen constante**, es directamente proporcional a la temperatura:

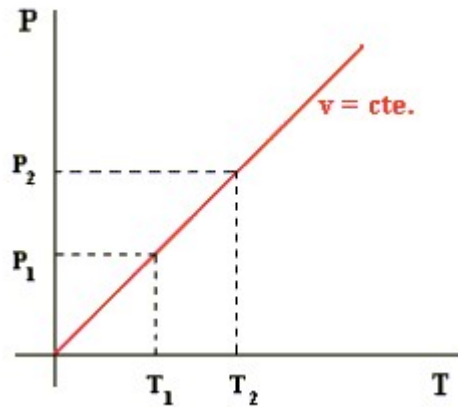
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ley de Gay-Lussac

La **presión** es **DIRECTAMENTE PROPORCIONAL** a la **temperatura**



Si la temperatura **AUMENTA** al DOBLE,
la presión **AUMENTA** al DOBLE

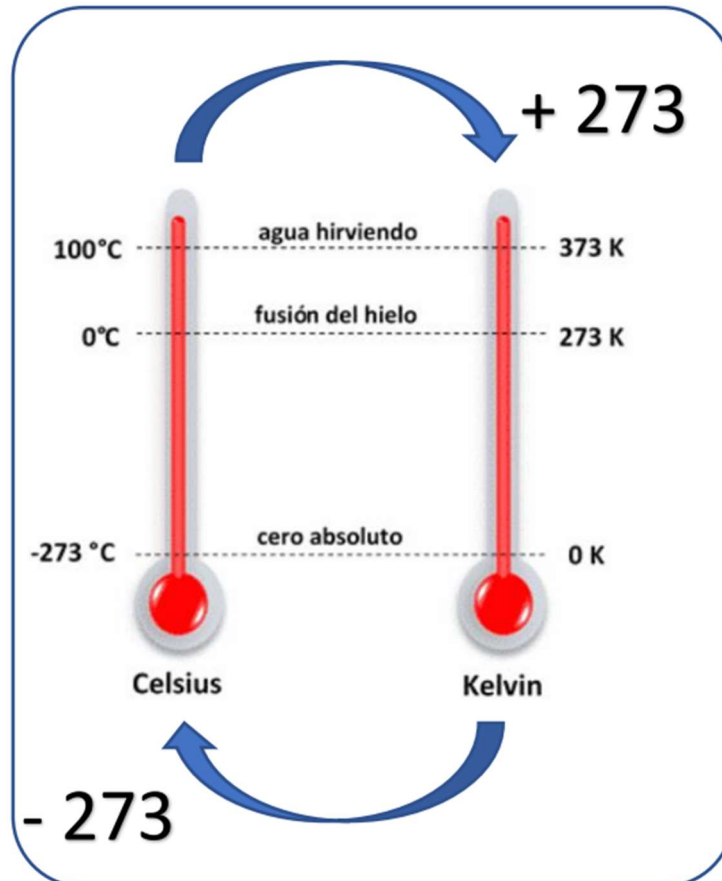


4) **Ley general de los gases:** Es la combinación de las 3 leyes anteriores.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

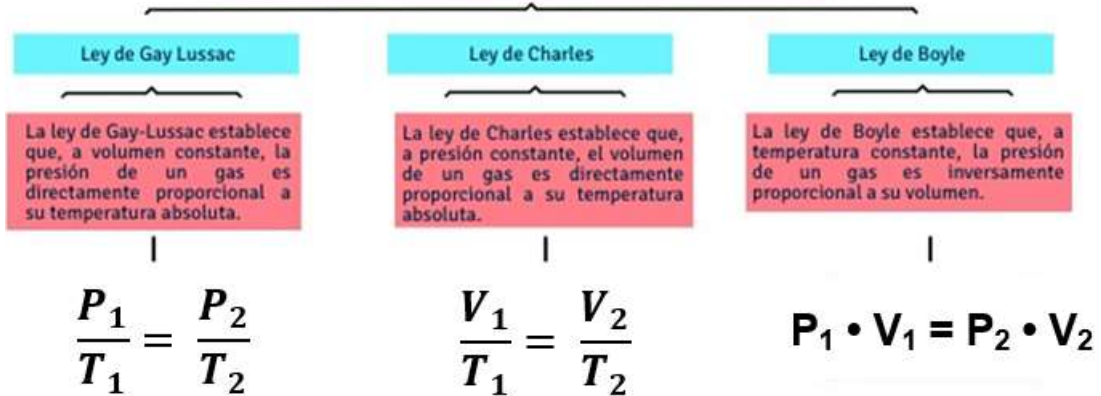


La Temperatura medida SIEMPRE en la escala Kelvin (K).



LEYES DE LOS GASES

La ley de los gases es un conjunto de principios que describen el comportamiento de los gases en función de la presión, el volumen y la temperatura.



Ley general de los gases o ecuación de los gases ideales o perfectos

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$



Practicamos:

1. Disponemos de una muestra de un gas cuyo volumen es de 15,9 L, cuando a la temperatura de 200 °C se ejerce sobre él una presión de 2,8 atm. ¿Qué volumen ocupará si, a la misma temperatura, la presión bajase hasta 1 atm? ¿Qué ley se está cumpliendo?
2. En un experimento, un gas ideal con un volumen de 25 m³ y una presión de 1,5 atm fue sometido a una presión de 4 atm, manteniéndose la temperatura constante. ¿Qué volumen ocupará? ¿Qué ley se está cumpliendo?

3. Un gas ocupa un volumen de 3,5 L a una temperatura de 60 K. Si la presión permanece constante, ¿a qué temperatura el volumen sería de 6,5 L? ¿Qué ley se está cumpliendo?
4. Un gas se encuentra a una presión de 2 atm y a una temperatura de 27 °C. ¿Hasta qué temperatura hemos de calentar el gas para que la presión se duplique? ¿Qué ley se está cumpliendo?
5. Si el volumen del aire de una habitación a 8 °C es de 900 L, ¿cuánto aire escapará de la habitación si se calienta hasta 30 °C? ¿Qué ley se está cumpliendo?
6. El volumen del aire en los pulmones de una persona es de 615 mL, aproximadamente, a una presión de 760 mm Hg. La inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752 mm Hg. ¿A qué volumen se expanden los pulmones? ¿Qué ley se está cumpliendo?
7. Es peligroso que los envases de aerosoles se expongan al calor. Si una lata de fijador para el cabello a una presión de 4 atm y una temperatura ambiente de 27 °C se arroja al fuego y el envase alcanza los 402°C, ¿cuál será su nueva presión? La lata puede explotar si la presión interna es de 8 atm. ¿Qué probabilidad hay de que explote? ¿Qué ley se está cumpliendo?
8. Un alpinista inhala 500 mL de aire a una temperatura de -10 °C ¿Qué volumen ocupará el aire en sus pulmones si su temperatura corporal es de 37 °C? ¿Qué ley se está cumpliendo?

9. A presión de 17 atm, 34 L de un gas a temperatura constante experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L
- a) ¿Cuál será la presión que ejerce? Exprésala en Pascales.
 - b) ¿Qué relación hay entre las magnitudes que intervienen? Justifica tu respuesta.
 - c) ¿Qué ley se está cumpliendo?
10. La rueda de un coche contiene aire a una presión de 2,5 atm y la temperatura es de 20°C. Después de un largo recorrido la temperatura del aire asciende hasta 50°C.
- a) ¿Qué presión tendrá el aire de la rueda?
 - b) ¿Qué relación hay entre las magnitudes que intervienen? Justifica tu respuesta.
 - c) ¿Qué ley se está cumpliendo?
11. Tenemos 6 litros de un gas ideal a 24°C y presión constante.
- a) ¿A qué temperatura debe estar para que ocupe 400 mL?
 - b) ¿Qué relación hay entre las magnitudes que intervienen? Justifica tu respuesta.
 - c) ¿Qué ley se está cumpliendo?
12. Los neumáticos de un coche deben estar, a 20 °C, a una presión de 1,8 atm. Con el movimiento, se calientan hasta 50 °C, pasando su volumen de 50 a 50,5 L.
- a) ¿Cuál será la presión del neumático tras la marcha?
 - b) ¿Qué ley se está cumpliendo?

LOS CAMBIOS EN LA MATERIA. CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS.

La materia sufre cambios continuamente. Estos cambios se producen cada día a nuestro alrededor. Algunos cambios son provocados por nosotros, pero otros muchos ocurren de manera natural. Hay dos tipos de cambios de la materia: **cambios físicos y cambios químicos**.



- Los **cambios físicos** de la materia solo afectan a su forma, apariencia o estado. Tras un cambio físico, **la materia sigue siendo la misma**, es decir, cambian algunas de sus características, pero no cambian las sustancias que la componen. Cuando se nos cae un vaso de cristal pierde su forma y se hace añicos pero sigue siendo cristal. Unos cubitos de hielo en la encimera de la cocina se convertirán en un pequeño charco de agua poco tiempo después.



- Cuando se produce un **cambio químico** la materia se transforma en otra diferente, es decir, aparecen nuevas sustancias. A los cambios químicos se les llama **REACCIONES QUÍMICAS**. Cuando se encienden las velas de una tarta de cumpleaños se produce un cambio químico. El color amarillento de las hojas de un libro viejo es producto de otro cambio químico.

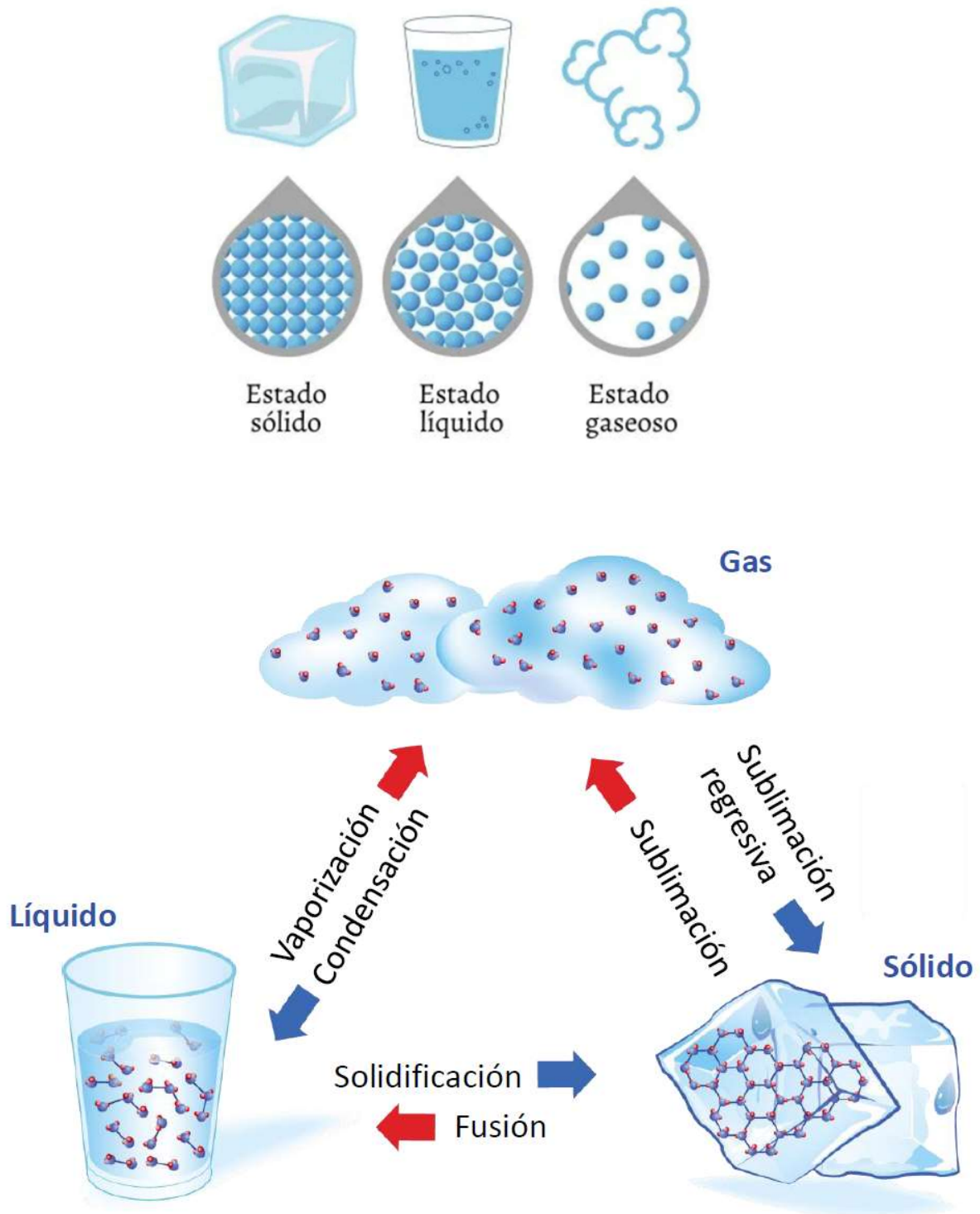


LOS CAMBIOS DE ESTADO:

Se denomina cambio de estado a la evolución de la materia entre los distintos **estados de agregación** sin que ocurra un cambio en su composición.

El estado físico de la materia depende del grado de movimiento de sus partículas, que depende de factores externos, como temperatura y presión. Los cambios de estado físico se producen por **aumento o disminución de temperatura y presión**.

- Los **sólidos** tienen forma y volumen propios. Las partículas que los componen están muy ordenadas y las fuerzas de atracción entre ellas son muy grandes, por lo que no fluyen y son muy rígidos.
- Los **líquidos** adoptan la forma del recipiente que los contiene, aunque tienen volumen fijo. Las fuerzas atractivas son aún muy grandes, pero menores que en el caso de los sólidos, lo cual justifica que fluyan y que no tengan forma fija.
- Los **gases** no tienen ni forma ni volumen propios, ajustándose al recipiente que los contiene. Aquí las fuerzas atractivas son muy débiles y la ordenación casi nula, por lo que tienden a expandirse, y son fácilmente compresibles.



Practicamos:

1. Identifica los siguientes cambios de la materia como FÍSICOS o QUÍMICOS:



2. Dejas a la intemperie varios sistemas materiales observando lo que sucede con el transcurso del tiempo. Indica qué tipo de cambio ha ocurrido:

Sistema material	Observación	¿Cambio físico o químico?
Trozo de manzana	La superficie que prácticamente era blanca se torna en parduzca.	
Recipiente con agua de mar	Se forman pequeños cristalitos en el fondo.	
Trozo de hierro	Se forma un sólido rojizo en la superficie.	
Cubito de hielo	Desaparece transformándose en un líquido que vuelve a desaparecer.	

3. Clasifica los siguientes fenómenos en físicos o químicos:

- a) En la electrólisis el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno.
- b) Al presionar el muelle de un amortiguador, se comprime.
- c) La rueda de un automóvil gira y se desplaza de un lugar a otro.
- d) En la digestión estomacal, los alimentos se transforman en materiales asimilables.

- e)** El agua caliente que sale de la ducha se transforma en vapor de agua y empaña los espejos del baño.
- f)** En el motor de un auto se combustiona la gasolina.
- g)** Los humos producidos se expulsan por el tubo de escape.
- h)** En la respiración de los seres vivos, la glucosa se combina con el oxígeno y da lugar a CO_2 , H_2O y energía.
- i)** Evaporación del agua de mar en una salina.
- j)** Disolución de azúcar en agua.
- k)** En la fermentación de la glucosa se producen alcohol etílico y dióxido de carbono.
- l)** Oxidación del candado de hierro de una puerta.
- m)** Sublimación de la naftalina.
- n)** Separación de la sal (NaCl) del agua de mar.
- o)** Fundición del hierro en unos altos hornos.
- p)** Oscurecimiento de la plata en presencia de oxígeno.
- q)** Encender un fósforo.
- r)** Ruptura de un vaso de vidrio.
- s)** La luz del sol pasa a través de las gotas de agua dispersas en el aire y forma un arcoíris: Dispersión de la luz.
- t)** La aparición de burbujas cuando introducimos un comprimido efervescente en agua.
- u)** La leche se vuelve agria si se deja mucho tiempo a temperatura ambiente.

Gráficas de calentamiento y enfriamiento:

Son gráficas en las que se representa la evolución de la temperatura de una sustancia en función del tiempo. Hay dos tipos:

- **Gráficas de calentamiento:** se aumenta la temperatura a medida que pasa el tiempo.
- **Gráficas de enfriamiento:** se disminuye la temperatura a medida que pasa el tiempo.

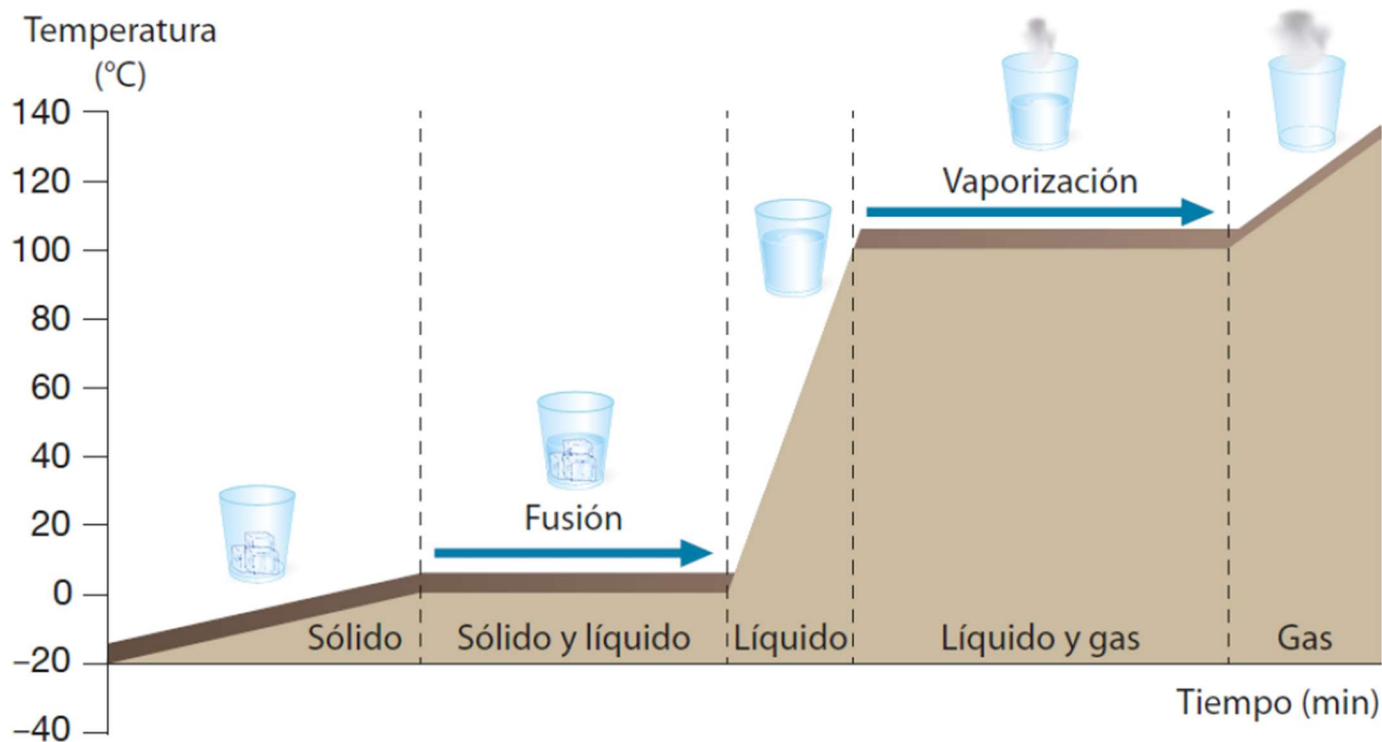


Durante los CAMBIOS DE ESTADO la temperatura permanece constante.



En el siguiente gráfico se representa el calentamiento de una muestra de agua: Comienza a los $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y llega hasta $140\text{ }^{\circ}\text{C}$ a la presión de 1 atm. En la gráfica encontramos cuatro zonas:

- ✓ Zona 1 (de -20°C a 0°C): Aumenta la temperatura (SÓLIDO).
- ✓ Zona 2 (0°C): Se produce la fusión y la temperatura permanece constante, aunque seguimos aportando calor (CAMBIO DE ESTADO: SÓLIDO \rightarrow LÍQUIDO).
- ✓ Zona 3 (0°C a 100°C): Sucede lo mismo que en la zona 1 aumenta la temperatura (LÍQUIDO).
- ✓ Zona 4 (100°C): Se produce la vaporización (ebullición), el líquido pasa al estado gaseoso (CAMBIO DE ESTADO: LÍQUIDO \rightarrow GAS). La temperatura permanece constante hasta que desaparezca la última gota de agua.
- ✓ Zona 5 (100°C a 140°C): sucede lo mismo que en las zonas 1 y 3, aumenta la temperatura (GAS).



Practicamos:

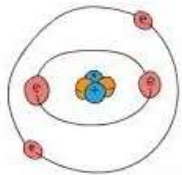
- Representa la curva de enfriamiento para un determinado volumen de agua que se encuentra a 120°C hasta que desciende su temperatura hasta los -20°C. Señala TODAS las zonas.
- Representa las curvas de calentamiento de las siguientes sustancias y responde a la cuestión que te proponen. Elige tú las temperaturas inferiores y superiores al punto de fusión y ebullición para cada una. ¿En qué estado se encuentra cada sustancia a:

- | | | |
|-------------|-----------|------------|
| a) -120 °C. | c) 10 °C. | e) 160 °C. |
| b) 0 °C. | d) 60 °C. | f) 120 °C. |

	Acetona	Etanol	Vinagre
Punto de fusión (°C)	-95	-117	17
Punto de ebullición (°C)	56	78	118

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

TODO LO QUE OCUPA UN LUGAR EN EL ESPACIO



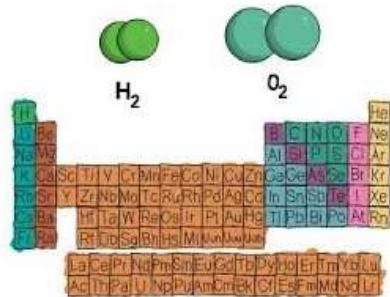
SUSTANCIAS PURAS

MEZCLAS

SON LA UNIÓN DE DOS O MÁS SUSTANCIAS

ELEMENTOS

SUSTANCIAS FORMADAS POR ÁTOMOS DE LA MISMA ESPECIE



COMPUESTOS

COMBINACIÓN DE 2 O MÁS ELEMENTOS, EN PROPORCIONES FIJAS



MOLÉCULAS

HOMOGÉNEAS

NO SE PUEDEN IDENTIFICAR LAS SUSTANCIAS QUE ESTÁN MEZCLADAS



HETEROGÉNEAS

A SIMPLE VISTA SE PUEDEN VER LAS SUSTANCIAS EN LA MEZCLA





Practicamos:

1. Indica, para cada sustancia, si se trata de una sustancia pura o de una mezcla. En caso de ser una sustancia pura, ¿de qué tipo es?

- | | | |
|--------------------|----------------------|---------------------|
| a) Agua | h) Mantel | o) Detergente |
| b) Granito | i) Mercurio | p) Agua con tierra |
| c) Clavo de hierro | j) Oro | q) Vino |
| d) Agua de mar | k) Aire | r) Butano |
| e) Sal | l) Amoniaco | s) Oxígeno |
| f) Azúcar | m) Papel de aluminio | t) Papel de cocina |
| g) Leche | n) Vinagre | u) Acero inoxidable |

LA CONSTITUCIÓN DE LA MATERIA: EL ÁTOMO:

La materia está compuesta, en última instancia, por partículas indivisibles llamadas **átomos**. Se conoce como **modelos atómicos** a las distintas representaciones gráficas de la estructura y funcionamiento de los átomos. Los modelos atómicos han sido desarrollados a lo largo de la historia de la humanidad a partir de las ideas que en cada época se manejaban respecto a la composición de la materia.

Los primeros modelos atómicos datan de la antigüedad clásica, cuando los filósofos y naturalistas se aventuraron a pensar y a deducir la composición de las cosas que existen, es decir, de la materia. Citaremos algunos:

1) Modelo atómico de Demócrito (450 a.C.):

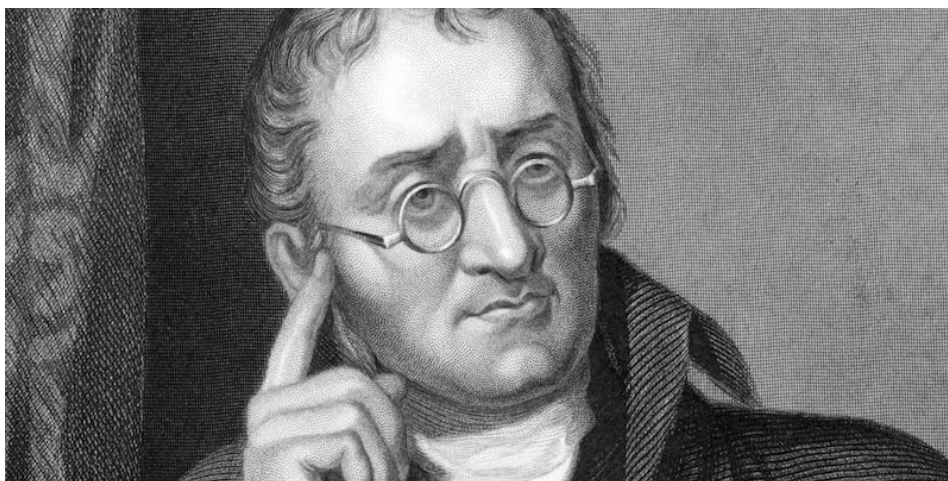
Formulada por el filósofo griego **Demócrito** junto a su mentor, Leucipo. Demócrito propuso que el mundo estaba formado por partículas muy pequeñas e indivisibles. Estas partículas se bautizaron como “**átomos**”, palabra que proviene del griego y significa “**indivisible**”. Según Demócrito, las propiedades de la materia estaban determinadas por el modo en que los átomos se agrupaban. La teoría de Demócrito y Leucipo era, sobre todo, una teoría filosófica, sin base experimental. Y no pasó de ahí hasta el s. XIX.

2) Modelo atómico de Dalton (1803 d.C.):

Fue el primer modelo atómico con bases científicas. Sostenía que todo estaba hecho de átomos, indivisibles e indestructibles. Proponía que los átomos de un mismo elemento químico eran iguales entre sí, tenían misma masa e iguales propiedades y podían combinarse con átomos de otros elementos para formar compuestos químicos.



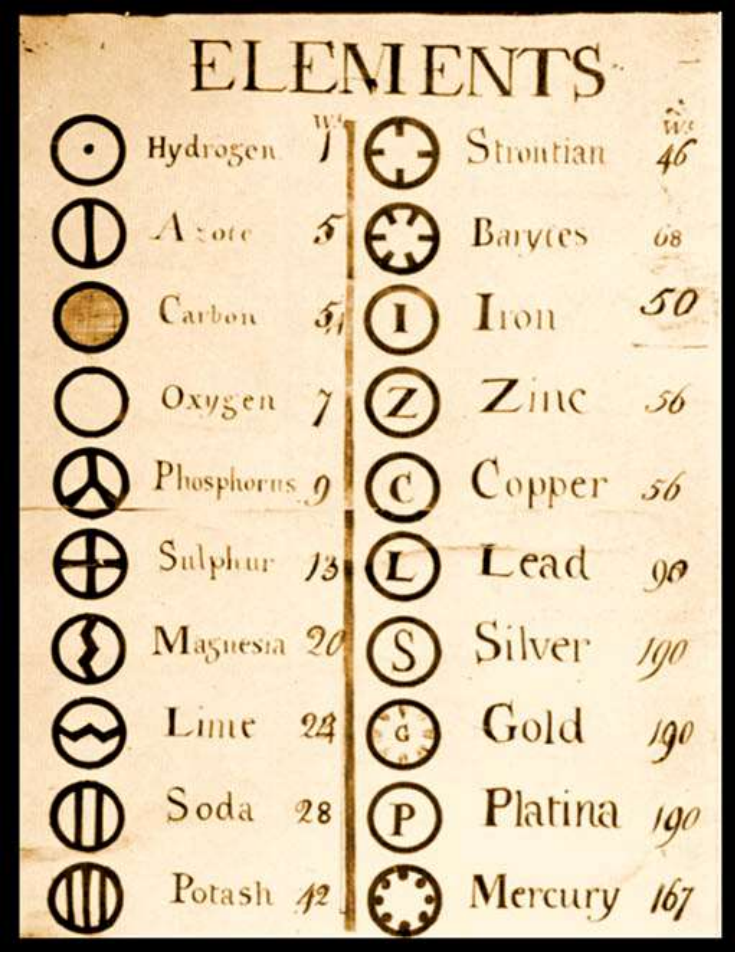
1803
JOHN DALTON























La teoría de Dalton tenía errores. Afirmaba que los compuestos químicos se formaban usando la menor cantidad de átomos posible de sus elementos. Por

ejemplo, la molécula de agua, según Dalton, sería HO y no H₂O, que es la fórmula correcta.

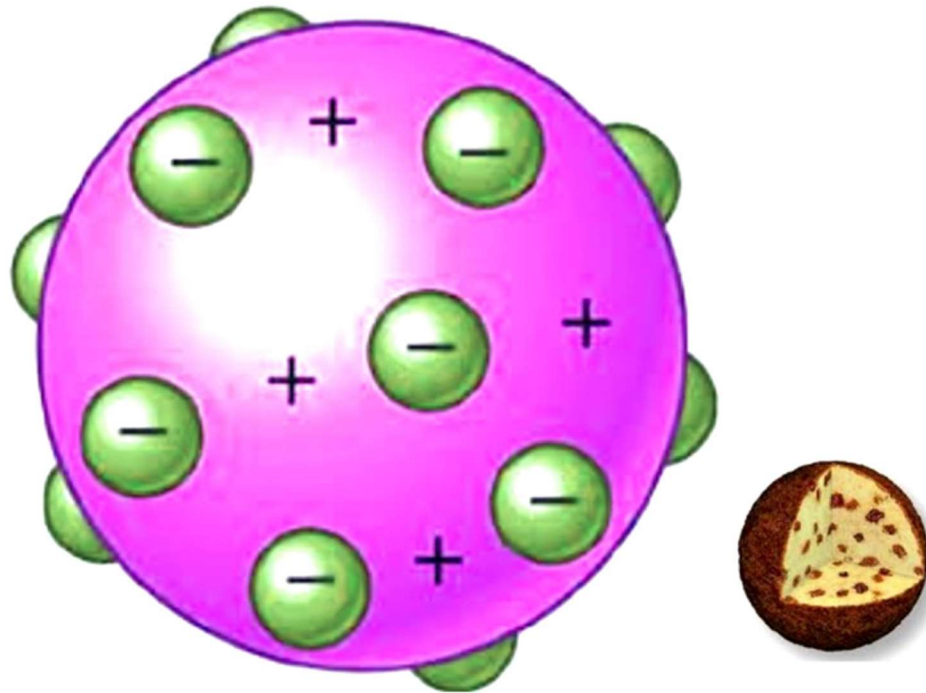
Dalton asignó a cada elemento un símbolo distinto, un símbolo que con posterioridad ha ido cambiando hasta llegar a los símbolos químicos actuales.



ELEMENTS			
	Hydrogen	1	 Strontian 46
	Azote	5	 Barytes 68
	Carbon	5	 Iron 50
	Oxygen	7	 Zinc 56
	Phosphorus	9	 Copper 56
	Sulphur	13	 Lead 90
	Magnesia	20	 Silver 190
	Lime	24	 Gold 190
	Soda	28	 Platina 190
	Potash	42	 Mercury 167

3) Modelo atómico de Thomson (1904 d.C.):

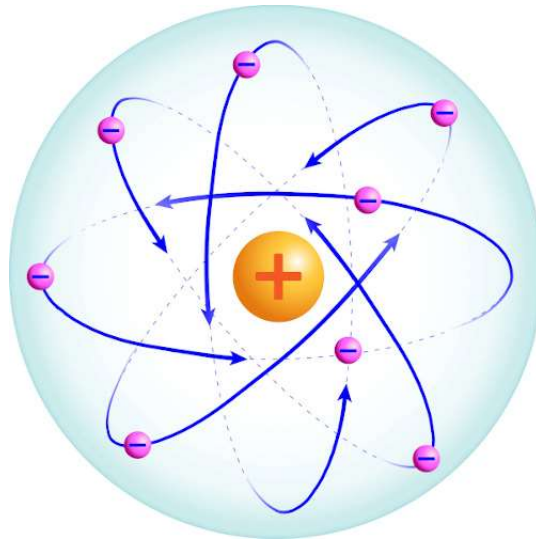
Propuesto por J. J. Thomson, descubridor del electrón en 1897, este modelo es previo al descubrimiento de los protones y neutrones, por lo que asumía que los átomos estaban compuestos por una esfera de carga positiva y los electrones de carga negativa estaban incrustados en ella, como las pasas en el pudín. Dicha metáfora le otorgó el epíteto de “**Modelo del Pudín de Pasas**”.



Este modelo hacía una predicción incorrecta de la carga positiva en el átomo, pues afirmaba que esta estaba distribuida por todo el átomo. Más tarde esto fue corregido en el modelo de Rutherford.

4) Modelo atómico de Rutherford (1911 d.C.):

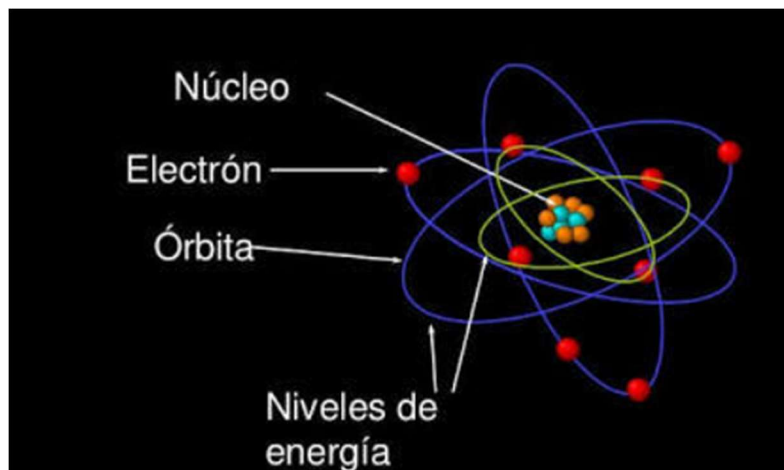
Ernest Rutherford realizó una serie de experimentos y con ellos determinó que el átomo está compuesto por un núcleo atómico de carga positiva (donde se concentra la mayor parte de su masa) y los electrones, que giran libremente alrededor de este núcleo. En este modelo se propone por primera vez la **existencia del núcleo atómico.**



5) Modelo atómico de Bohr (1913 d.C.):

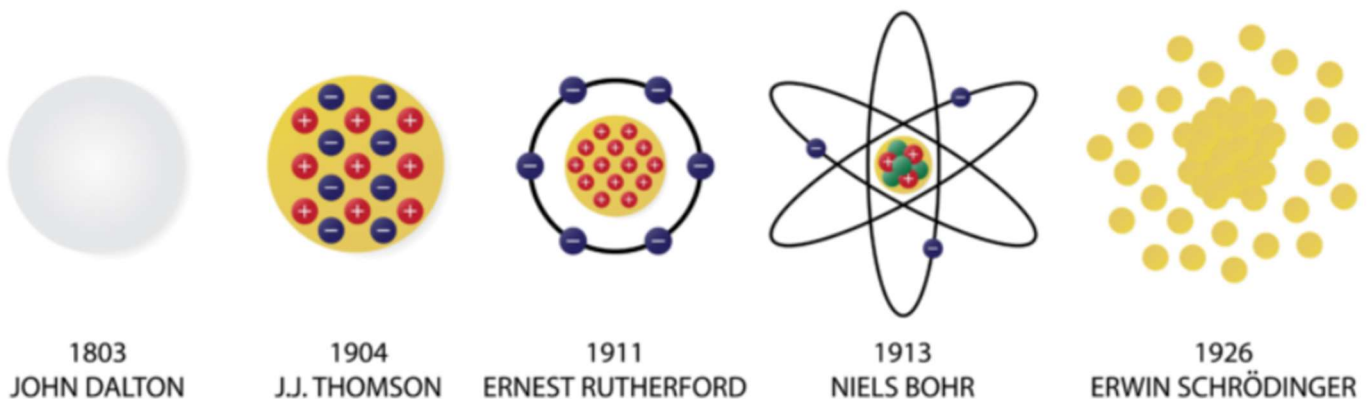
El modelo se resume en tres postulados:

- Los electrones trazan órbitas circulares en torno al núcleo. Cada órbita constituye un nivel de energía, siendo mayor la energía de las órbitas más alejadas del núcleo.
- Los electrones emiten o absorben energía al saltar de una órbita a otra.



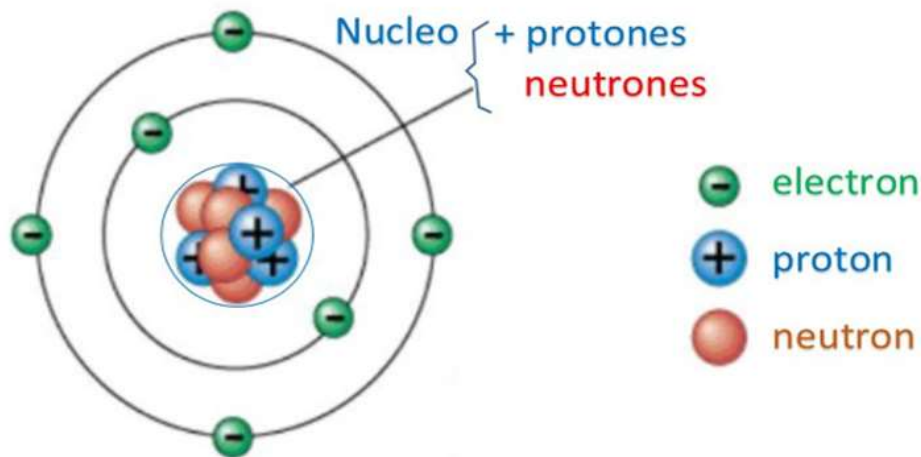
6) Evolución de los modelos hasta la actualidad:

- ✓ **Arnold Sommerfeld** propuso su modelo en 1916 para intentar cubrir las deficiencias que presentaba el modelo de Bohr, basándose en parte de los **postulados relativistas de Albert Einstein**.
- ✓ En 1926 **Erwin Schrödinger** a partir de los estudios de Bohr y Sommerfeld, propuso el suyo y este es el modelo atómico vigente, con algunas posteriores adiciones. Se le conoce como “**Modelo Cuántico-Ondulatorio**”.
- ✓ **Descubrimiento del neutrón:** Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo; por tanto, Rutherford ya supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el núcleo de los átomos. Estas partículas se descubrieron en 1932 por **J. Chadwick**. Al no tener carga eléctrica recibieron el nombre de **neutrones**. Los neutrones son partículas sin carga y de masa muy similar a la de un protón.



EL ÁTOMO. NÚMERO ATÓMICO Y MASA ATÓMICA.

El átomo está formado principalmente por tres partículas subatómicas: **electrones, protones y neutrones**. Los protones y los neutrones se ubican en el núcleo del átomo, y los electrones giran en torno a este (en la corteza).



El número de protones que tiene un átomo en su núcleo se denomina **número atómico (Z)**, y este número sirve para organizar a los distintos elementos en la tabla periódica. En un átomo neutro hay el mismo número de protones que de electrones. Todos los átomos del mismo elemento químico tienen el mismo número atómico (Z).

Número atómico (Z) = número de protones = número de electrones

El número másico o masa atómica (A) es la suma de las masas de protones (Z) y neutrones (n), ya que la masa del electrón es despreciable frente a las masas de protones y neutrones.

$$A = Z + n$$

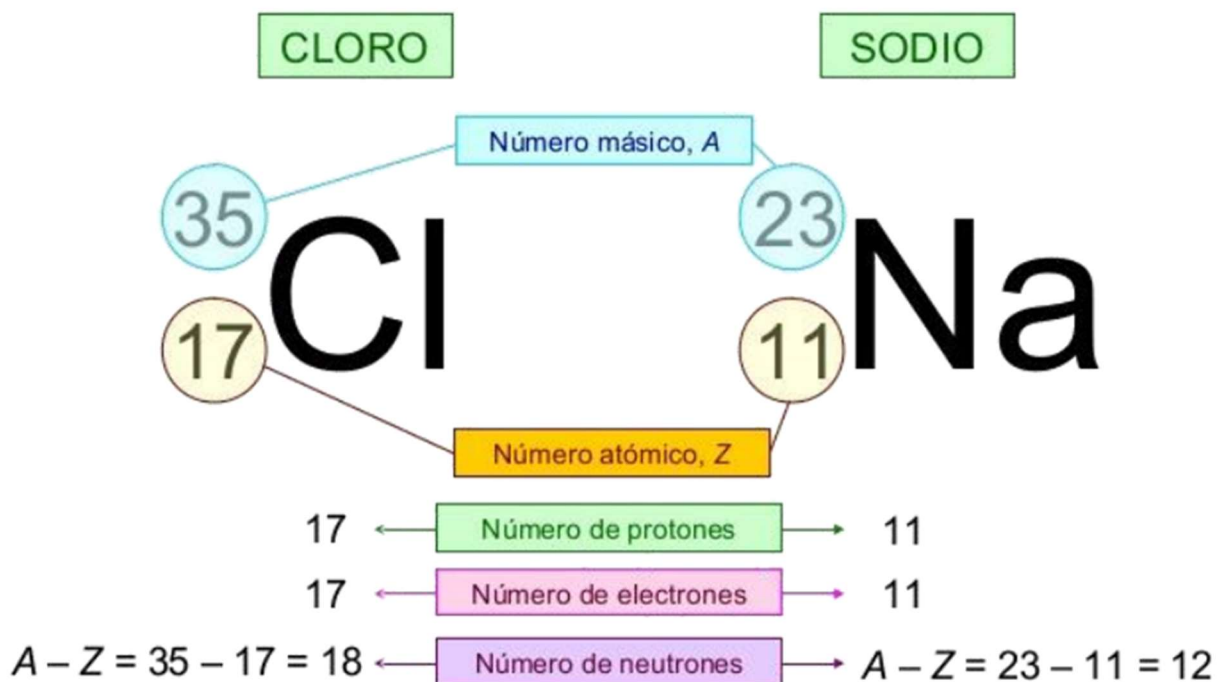
La masa de un átomo es tan pequeña que es difícil medirla con un aparato. Por ejemplo, los protones y los neutrones tienen una masa del orden de 10^{-27} kg (¡pequeñísima, demasiado pequeño para medirlo en una balanza!). No es práctico, por tanto, expresarlas en unidades del S.I (kg). Lo que se hace es

establecer la comparación con la masa de un átomo de referencia. Esta unidad patrón es la **doceava parte de la masa de un átomo de C-12**. Son, por tanto, **masas atómicas relativas**. La **unidad de masa atómica (u)** se ha fijado como la doceava parte de la masa del carbono C-12 y equivale a una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.



La masa atómica del C-12 medida en unidades de masa atómica es, por tanto 12 u. Esto significa, también, que en un átomo de Carbono hay 6 protones y 6 neutrones ya que la masa de cada protón y neutrón es, aproximadamente, de 1u.

El núcleo de cualquier átomo se suele representar como:





Fíjate en los ejemplos:

Elemento	Neutrones	Protones	Electrones
${}^4_2\text{He}$	$4-2=2$	$Z=2$	2
${}^{16}_8\text{O}$	$16-8=8$	$Z=8$	8
${}^{31}_{15}\text{P}$	$31-15=16$	$Z=15$	15



Practicamos:

1. Usa una tabla periódica y completa una tabla como la siguiente para los átomos de carbono, oxígeno, berilio, níquel, cobalto y polonio.

Símbolo	Z	A	Nº de protones	Nº de electrones	Nº de neutrones

2. Completa la siguiente tabla (e indica de qué elemento se trata en cada caso):

Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
79	197			
		15	15	15
18			21	
19		19		19
29	65	29		

3. Calcula el número de protones, de neutrones y de electrones que posee un átomo de calcio (Ca), cuyo número atómico es 20 y cuyo número másico es 40.
4. El elemento sodio tiene $Z = 11$ y $A = 23$. Calcula el número de protones, neutrones y electrones que tiene.
5. El hierro tiene $Z = 26$ y 30 neutrones. Calcula el número de protones y electrones que tiene. ¿Cuál es su número másico?
6. Si un átomo posee un número atómico igual a 35 y un número másico igual a 80, ¿cuántos protones, neutrones electrones posee este átomo? Con estos datos, ¿podríamos saber a qué elemento químico pertenece?
7. Si un átomo tiene 14 protones y 14 neutrones, indica su número atómico y su número másico. ¿De qué elemento se trata?
8. Un átomo 29 protones y su número másico es 63. Indica cuántos neutrones y electrones contiene. Busca su símbolo y representa este átomo con su número atómico y másico.

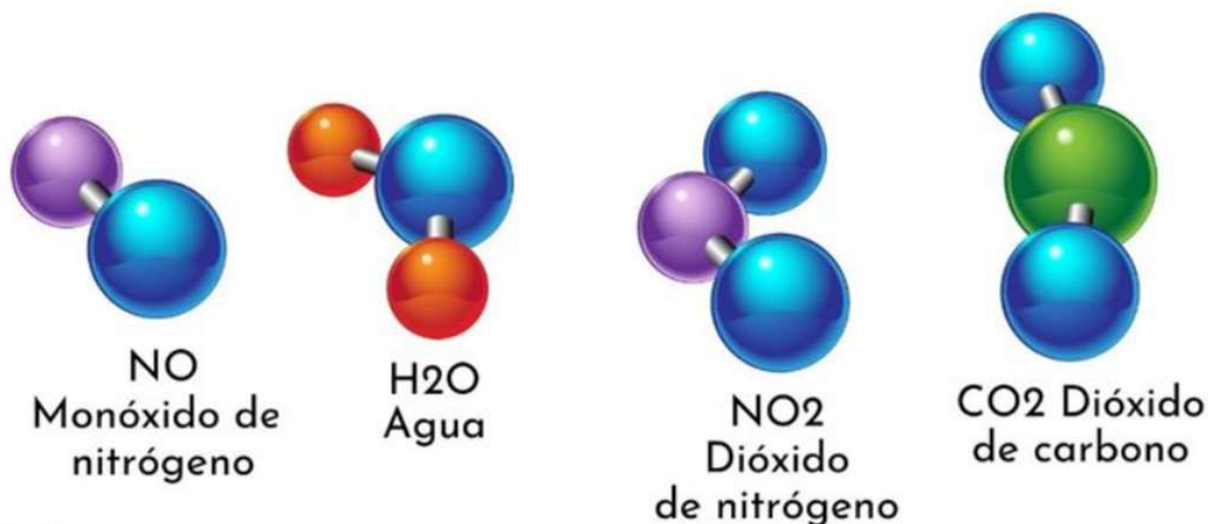
9. Si el núcleo de un átomo consta de 6 protones y 8 neutrones, entonces:
- a) Su número atómico es 8.
 - b) Su número másico es 8.
 - c) Su número atómico es 14.
 - d) Su número másico es 14.
 - e) Tiene 14 electrones.

EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS: LA TABLA PERIÓDICA:

Elemento químico es aquella sustancia que está formada por átomos cuyo núcleo contiene el mismo número de protones.



Un **compuesto químico** es una sustancia formada por la combinación de dos o más elementos químicos. Los compuestos son representados por una **fórmula química**. Por ejemplo, el agua (H_2O) está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Los elementos de un compuesto no se pueden dividir ni separar por procesos físicos (decantación, filtración, destilación), sino solo mediante procesos químicos.



La historia de la **tabla periódica** está marcada principalmente por el descubrimiento de los elementos químicos. Elementos como oro, plata, hierro o cobre eran conocidos desde la antigüedad; sin embargo, no fue hasta los s. XVIII y XIX cuando se descubrieron la mayoría de los restantes elementos.

La aparición de gran cantidad de elementos hizo que se pusieran de manifiesto **semejanzas en sus propiedades, masas o comportamientos químicos**. Estas semejanzas empujaron a los químicos a buscar algún tipo de clasificación.

La tabla o sistema periódico actual está basada en la propuesta por **Mendeleiev en 1869**. En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Los elementos aparecen distribuidos en **filas y columnas**. Existen 7 filas horizontales (períodos) y 18 columnas verticales (grupos). En la tabla periódica los elementos están ordenados de forma que aquellos con propiedades químicas semejantes, se encuentren situados cerca uno de otro.

Para simplificar la escritura, los científicos han asignado a cada elemento un símbolo formado por una o dos letras que representan su nombre. Hay letras que coinciden con las iniciales del nombre del elemento (el símbolo del

hidrógeno es H; el del carbono, C; el del calcio, Ca...). Sin embargo, otros símbolos están basados en la **denominación latina**: el sodio es Na, de natrium; el oro, Au, de aurum y el mercurio, Hg, de hydrargyrum.



		GRUPO																		
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
PERÍODO	1	1 H																	2 He	} bloque s
	2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
	3	11 Na	12 Mg	Metales		Semimetales		No metales						13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
	4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
	5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
	6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
	7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
		119 Uun	bloque d											bloque p						
} bloque s																				
* Lantánidos		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	} bloque f			
* Actínidos		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

EL ENLACE QUÍMICO:

Los electrones se distribuyen en capas alrededor del núcleo de un átomo. Cada capa puede contener un número máximo de electrones y está asociada con un particular rango de energía en función de su distancia al núcleo. La capa de electrones más externa se llama **capa de valencia** y es la única que puede encontrarse parcialmente vacía. Estos electrones determinan las propiedades químicas del átomo.

Los átomos no suelen permanecer en la naturaleza aislados, sino que tienden a unirse entre sí formando estructuras más complejas. Se unen porque aislados no son estables, y el unirse a otros átomos les permite pasar a una situación de mayor estabilidad.

Los **gases nobles** (He, Ne, Ar...) no tienden a formar compuestos químicos ya que ellos solos ya son estables. Los átomos de los gases nobles se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos, por lo tanto, su estabilidad se asocia con la estructura electrónica de su última capa, que queda completamente llena con **ocho electrones**, a excepción del helio que se llena con dos electrones.

Este hecho implica que los átomos de los otros elementos químicos se quieran “*parecer*” a los gases nobles para ser estables, y se rodeen de 8 electrones en su última capa, excepto el hidrógeno que se rodea de dos electrones para parecerse al helio. Esto es lo que denominamos **regla del octeto**. Esto lo consiguen uniéndose con otros átomos de diversas formas, dando lugar a los diferentes tipos de enlace y a estructuras con distintas propiedades.

Enlace químico:

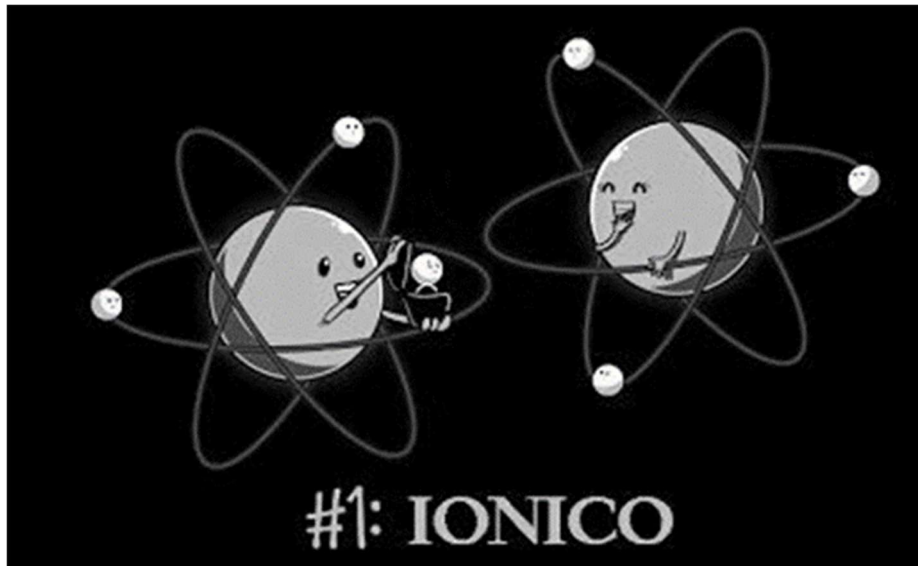
Se llama enlace químico a la unión de dos o más átomos para formar un sistema más estable que los átomos aislados. La causa determinante de que los átomos se combinen es su tendencia a adquirir la configuración de gas noble en su capa más externa o “capa de valencia”. Según el tipo de átomos enlazados, con sus propias características y mecanismos, un enlace químico puede ser:

- Enlace iónico
- Enlace covalente
- Enlace metálico

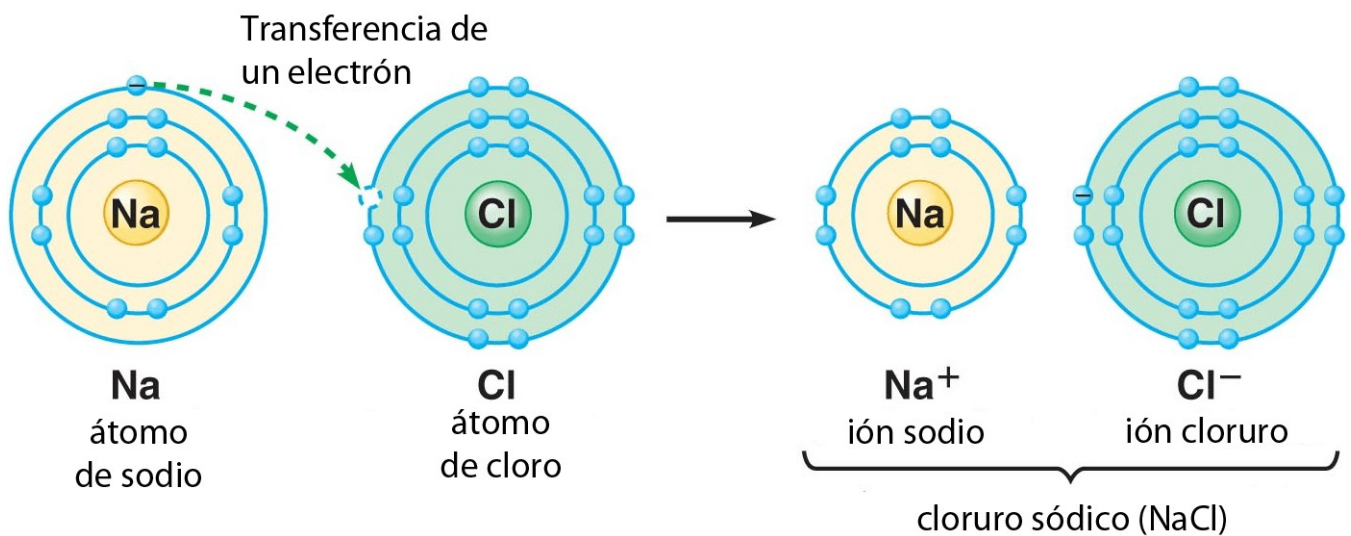


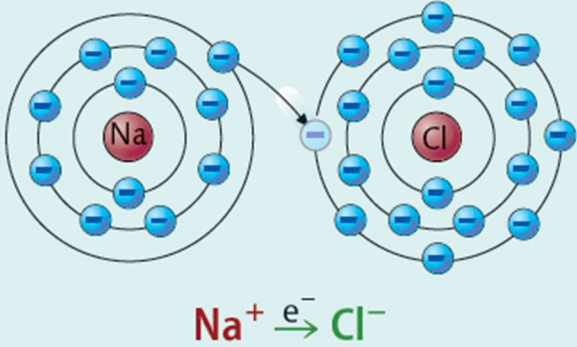
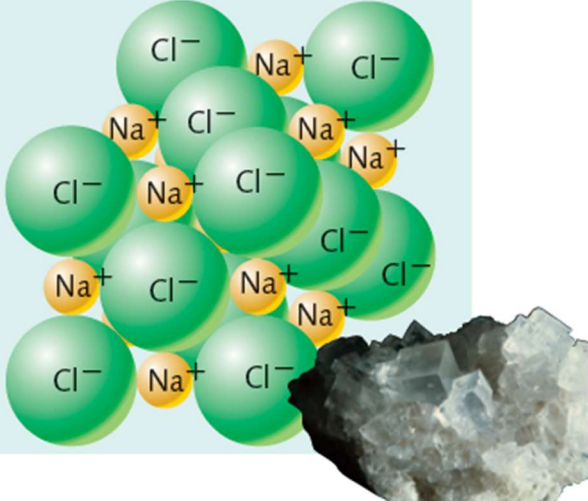
Enlace iónico:

Se produce entre un **no metal** y un **metal**. Los metales tienen pocos electrones en su última capa (cuatro o menos) y pueden perder éstos con relativa facilidad. Por el contrario, los no-metales tienen la última capa casi llena de electrones (cuatro o más) y tienden a capturar electrones. Cuando un metal y un no-metal se unan, el metal cederá los electrones de su última capa al no metal convirtiéndose ambos átomos en “iones”. Estos iones forman enlaces debido a sus cargas, ya que partículas con cargas diferentes se atraen y con cargas iguales se repelen.



Veamos cómo se formaría la sal común o Cloruro de Sodio (NaCl) a partir del Sodio (Na) y el Cloro (Cl).



Unión de iones	Formación del cristal
<p>Cuando un átomo de sodio se encuentra con un átomo de cloro, le cede un electrón. Ambos adquieren cargas eléctricas opuestas y se atraen mediante fuerzas de atracción electrostática.</p>  <p>$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$</p>	<p>La atracción electrostática no se limita a un solo par de iones, sino que cada ion se rodea del máximo posible de iones de carga opuesta, formando un cristal iónico.</p> 

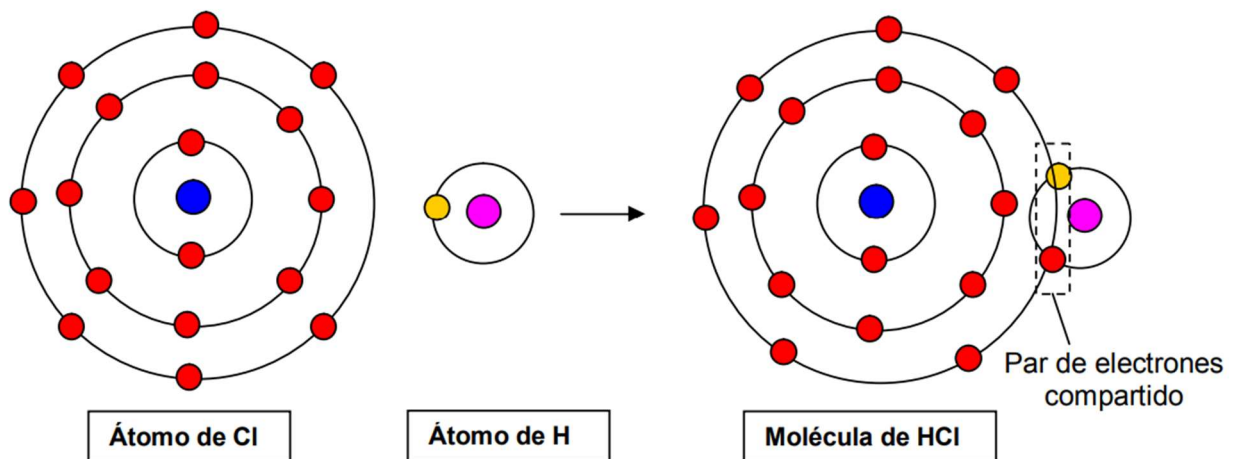
Las fuerzas de atracción entre los negativos (los de cloro, en verde) y los positivos (los de sodio, en naranja) hacen que permanezcan en posiciones fijas. Es lo que llamamos un **cristal iónico**.

Enlace covalente:

Ocurre cuando los **átomos no metálicos** comparten electrones. El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones.



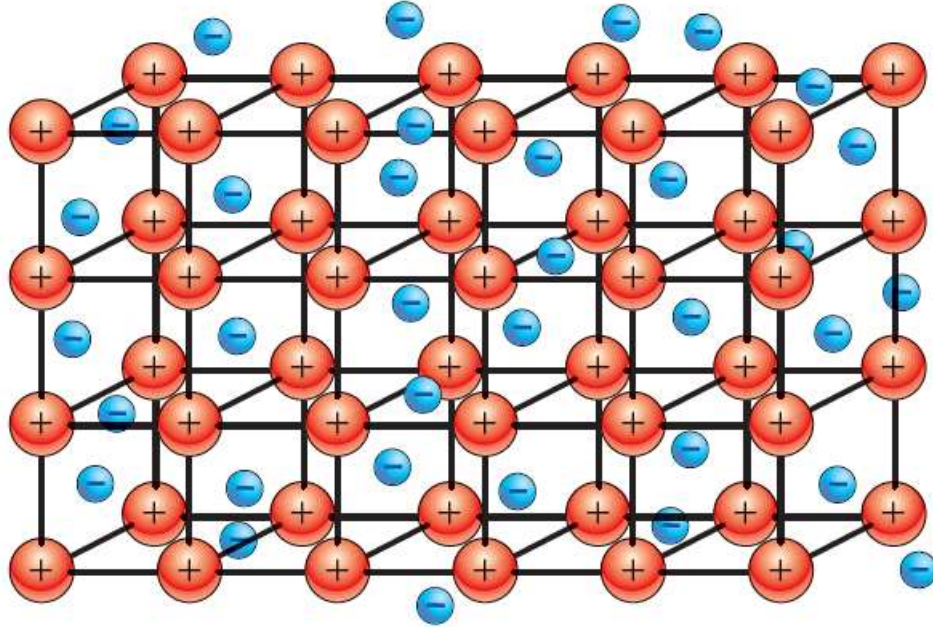
Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades formadas por los átomos unidos. Son las moléculas.



Enlace metálico:

Son aquellos que se forman entre **átomos de metales**, cuyos núcleos atómicos se reúnen y están rodeados por sus electrones como una nube. Lo que ocurre con los electrones de valencia es que abandonan sus órbitas alrededor del núcleo atómico cuando éste se junta con otro, y permanecen alrededor de ambos núcleos como una especie de nube electrónica. De esta manera las cargas positivas y negativas mantienen su atracción, sujetando firmemente al

conjunto atómico y alcanzando márgenes importantes de dureza, compactación y durabilidad, típicas de los metales.



Practicamos:

1. ¿Puede formarse un enlace iónico entre átomos de un mismo elemento químico? ¿Por qué?
2. Predice, razonadamente, el tipo de enlace del compuesto que forma cada uno de los pares de los elementos siguientes:

a) Na-F	c) Ca-F	e) Si-C
b) Cl-O	d) Al-O	f) H-Cl.
3. A la vista de los átomos implicados en el enlace, indica en cuáles de los siguientes compuestos se establece un enlace iónico:

a) CO	c) NaCl	e) KBr
b) HCl	d) CaO	f) NO

4. Dadas las siguientes sustancias químicas, explica qué tipo de enlace existirá entre sus átomos.
- | | | |
|--------------------------|---------------------------|--------------------------|
| a) CO₂ | c) Na₂O | e) NH₃ |
| b) H₂ | d) Co | f) Ag |
5. Dados los átomos de números atómicos $Z = 19$ y $Z = 17$, explica razonadamente el tipo de enlace que tendrá lugar entre ambos elementos.
6. Dados los elementos químicos A, B, C, D, E y F de números atómicos 11, 8, 16, 9, 37 y 12, respectivamente, determina el tipo de enlace de la unión de átomos de:
- | | | |
|-------------------|-------------------|-------------------|
| a) A con E | c) B con F | e) C con D |
| b) A con D | d) C con F | |
7. Dadas las especies Cl₂, KCl, Fe y H₂O señala el tipo de enlace que presenta cada una de ellas. Justifica tu respuesta.