

4º ESO PDC. 1ª EVALUACIÓN. FÍSICA Y QUÍMICA

UD 2: LA ESTRUCTURA Y LA COMPOSICIÓN DE LA MATERIA

APARTADO 1: EL MÉTODO CIENTÍFICO

El **método científico** es el procedimiento sistemático que permite estudiar ciertos fenómenos y establecer los modelos y las leyes por los que se rigen. Consta de las fases que se indican en el esquema.



Una **magnitud** es toda propiedad de la materia que se puede medir de forma objetiva. Medir es determinar la cantidad de una magnitud al compararla con otra de referencia que tomamos como unidad. El resultado de esa medición, se expresa mediante un número y una **unidad**.

Por muchos años, los científicos usaron unidades métricas, pero no estaban unificadas, cada grupo humano tenía su sistema de medidas, y esto por supuesto traía siempre confusiones, por eso a partir de 1960 la Conferencia general de pesos y medidas, propuso un Sistema Internacional de Unidades (SI)

Son **magnitudes fundamentales** unas pocas, las más sencillas, las de uso más frecuente y que no se expresan en función de otras; por ejemplo: longitud, masa, tiempo, temperatura, etc.

El resto son magnitudes que se pueden expresar en función de las fundamentales, son las **magnitudes derivadas**, como superficie, volumen, velocidad, etc.

Magnitudes fundamentales	Unidades (SI)	Símbolos
Longitud (l)	metro	m
Masa (m)	kilogramo	kg
Tiempo (t)	segundo	s
Temperatura (T)	kelvin	K
Intensidad de corriente (I)	amperio	A
Intensidad luminosa (I)	candela	cd
Cantidad de sustancia (n)	mol	mol

Magnitudes derivadas	Unidades y símbolos	Otras unidades equivalentes
Superficie (S)	m^2	
Volumen (V)	m^3	L (litro)
Densidad (ρ)	kg/m^3	g/cm^3 ; g/mL ; g/L
Velocidad (v)	m/s	km/h
Aceleración (a)	m/s^2	
Fuerza (F)	$1\text{ N (newton)} = 1\text{ kg} \cdot m/s^2$	
Presión (p)	$1\text{ N}/m^2 = 1\text{ Pa (pascal)}$	mmHg; atm
Trabajo (W)	$J\text{ (julio)} = N \cdot m$	

ACTIVIDAD 1: Copia y contesta a las siguientes preguntas en tu cuaderno:

1. Explica la diferencia entre una hipótesis y una ley científica.
2. La física y la química, entre otras, se denominan ciencias experimentales, ¿a qué crees que se debe?
3. Piensa en una tableta de chocolate. Razona cuáles de estas propiedades son magnitudes y cuáles no: color, masa, sabor y superficie.
4. Escribe en notación científica las siguientes cantidades. Para ello recuerda que:

$$N = a, b c d \dots \cdot 10^n$$

↑ ↑ ↑
 PARTE ENTERA (SOLO UNA CIFRA) PARTE DECIMAL POTENCIA DE BASE 10

Si n es positivo, el número N es "grande".

Y si n es negativo, entonces N es "pequeño".

- a) 0,00000000018
- b) 745000000
- c) 0,00000000145
- d) 6000000000
- e) 1478,187

5. Indica si es verdadero o falso y corrige las afirmaciones que no sean correctas:

- a) La unidad de volumen del sistema internacional es el litro.
- b) La unidad de tiempo del sistema internacional es el minuto.
- c) La masa y el volumen son magnitudes fundamentales del S.I.
- d) La velocidad es una magnitud derivada en el S.I.

6. Un avión vuela a 2000 pies de altitud y a 400 millas/hora. Busca en Internet los factores de conversión que necesites para expresar los datos en unidades del S.I

7. Expresar en unidades del S.I, utilizando factores de conversión y dando el resultado en notación científica cuando proceda:

- a) 84 g ; 125 dag ; 60 hg ; 52 mg
- b) 35 mm; 82 km ; 6 dm ; 12 hm
- c) 30 cm² ; 18 hm² ; 97 mm² ; 8 dam²
- d) 50 cm³ ; 2 L ; 84 hm³ ; 15 mL
- e) 90 Km/h ; 1,025 g/cm³ ; 15 cm²/min ; 4 L/h
- f) 53 dg/ml ; 25 cm² / min; 8000 dm³ *día*, 1500 l/min
- g) 85000 dm/min; 5 mg/l; 0,0005 dam² /min

APARTADO 2: LA MATERIA. PROPIEDADES DE LA MATERIA

Podemos definir la **materia** como todo aquella que tiene masa y, por tanto se puede pesar y ocupa un cierto volumen, es decir, ocupa un lugar en el espacio.

Toda la materia tiene propiedades, es decir, tiene características. Las propiedades de la materia pueden clasificarse en **propiedades generales** y **propiedades específicas**.

Las propiedades generales son las propiedades que presenta todo cuerpo material sin excepción y al margen de su estado físico, pero que no sirven para identificarla. Como ejemplos tenemos: ■

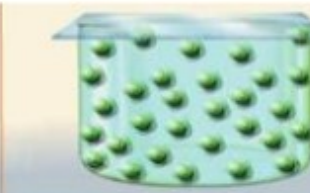
- ➔ **Masa:** Es la cantidad de materia contenida en un volumen cualquiera; la masa de un cuerpo es la misma en cualquier parte de la Tierra o en otro planeta.
- ➔ **Volumen:** Es el espacio que ocupa un cuerpo.
- ➔ **Peso:** Es la acción de la gravedad de la Tierra sobre los cuerpos.
- ➔ **Temperatura:** Es una propiedad relacionada con la energía cinética que tienen las partículas (átomos y moléculas) de los cuerpos.
- ➔ **Divisibilidad:** Es la propiedad que tiene cualquier cuerpo de poder dividirse en pedazos más pequeños, hasta llegar a las moléculas y los átomos.
- ➔ **La inercia:** Es una propiedad por la que todos los cuerpos tienden a mantenerse en su estado de reposo o movimiento.
- ➔ **La impenetrabilidad:** Es la imposibilidad de que dos cuerpos distintos ocupen el mismo espacio simultáneamente.
- ➔ **La movilidad:** Es la capacidad que tiene un cuerpo de cambiar su posición como consecuencia de su interacción con otros.

Las propiedades específicas son las propiedades peculiares que caracterizan a cada sustancia, permiten su diferenciación con otra y su identificación. Entre estas propiedades tenemos: **densidad, punto de ebullición, punto de fusión, índice de refracción de luz, dureza, tenacidad, ductilidad, maleabilidad, solubilidad, acidez, basicidad**, etc.

La teoría **cinético-molecular (TCM)** explica el comportamiento de la materia, en base a estos postulados:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas e indivisibles. Entre ellas no hay nada, solo vacío.
- Entre partículas hay fuerzas de atracción, de intensidad variable.
- Las partículas se mueven sin cesar y sin ningún orden.

La materia puede encontrarse en 3 formas principales de agregación: estado sólido, estado líquido y estado gaseoso.

	SÓLIDO	LÍQUIDO	GASEOSO
			
	Las fuerzas de atracción entre las partículas son muy intensas. Las partículas están muy próximas entre sí y ocupan posiciones fijas. Las partículas sólo tienen movimiento de vibración alrededor de su posición de equilibrio.	Las fuerzas de atracción entre las partículas son intensas. Las partículas están muy próximas entre sí, pero no ocupan posiciones fijas. Las partículas tienen libertad para desplazarse, sin alejarse unas de otras.	Las fuerzas de atracción entre las partículas son despreciables. Las partículas están muy alejadas unas de otras, en total desorden. Las partículas tienen total libertad para desplazarse y chocan elásticamente entre ellas y con las paredes del recipiente.
Propiedad	Sólidos	Líquidos	Gases
Volumen	Fijo	Fijo	Ocupan totalmente el recipiente
Forma	Fijo	Se adaptan al recipiente	Se adaptan al recipiente
Compresibilidad	Nula	Nula	Grande
Densidad	Grande	Grande, menor en general que los sólidos	Muy pequeña

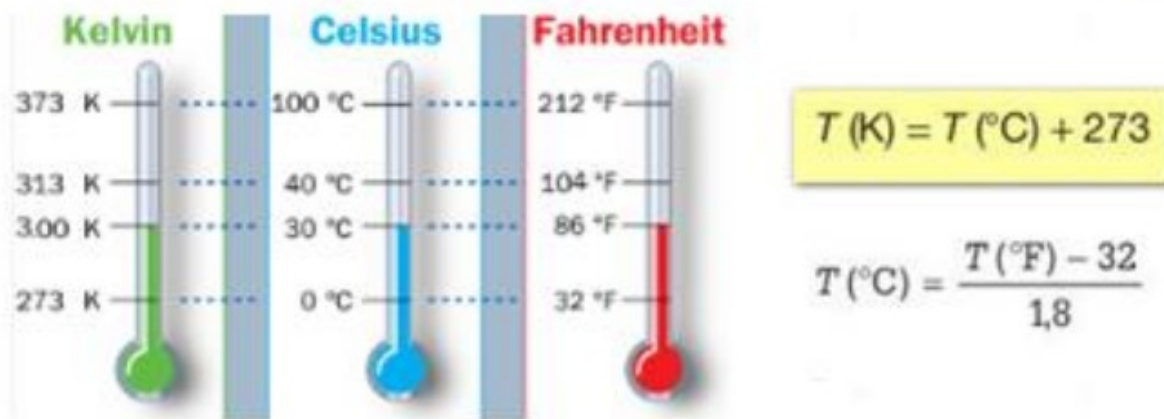
Bajo ciertas condiciones, la materia puede cambiar de estado. Los **cambios de estado** no ocurren a cualquier temperatura, se producen a una temperatura fija para cada sustancia. Durante el proceso de cambio de estado, la temperatura se mantiene fija.

En el siguiente gráfico podemos apreciar el nombre de los distintos cambios de estado en función del estado de partida y el estado de llegada:



VÍDEO:**Los cambios de estado****2.1- LAS ESCALAS DE TEMPERATURA**

En el SI se ha elegido el Kelvin como unidad de medida para la Temperatura pero es muy habitual, unos países más que en otros, el empleo de otras escalas:

**2.2- LA DENSIDAD**

La densidad es una propiedad característica de la materia (cada tipo de materia tiene un valor único de la densidad). La densidad relaciona la masa de un cuerpo (m) con volumen (V). Su unidad del SI es, por tanto, kg/m³.

La densidad nos da una idea de lo pesado o ligero que es un material. Los materiales con mayor densidad son más pesados que los materiales con menor densidad.

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

2.3- LAS LEYES DE LOS GASES

Las **leyes de los gases** expresan mediante fórmulas matemáticas las relaciones que hay entre la presión, el volumen y la temperatura a la que se encuentra un gas. Son las siguientes:

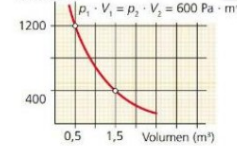
1. Ley de Boyle-Mariotte:

“El volumen ocupado por un gas, a temperatura constante, es inversamente proporcional a su presión.” Es decir, cuando un gas experimenta cambios a temperatura constante, la multiplicación de su presión y su volumen es constante.

Ley de Boyle -Mariotte

T= constante

Presión (Pa)



$$p \cdot V = k$$

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

La presión y el volumen son
inversamente proporcionales

Será útil recordar la equivalencia entre las diferentes unidades de presión:

$$101,325 \text{ Pascal (Pa)} = 1 \text{ atmósfera (atm)} = 760 \text{ milímetros de mercurio (mm Hg)}$$

VÍDEO: [La ley de Boyle](#)

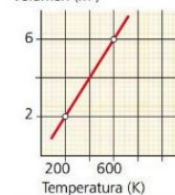
2. Ley de Charles:

“El volumen ocupado por un gas, a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura” Es decir, cuando un gas experimenta cambios a presión constante, la división de su volumen dividido entre su temperatura (medida en Kelvin) es constante.

Ley de Charles

P= constante

Volumen (m³)



$$\frac{V}{T} = k$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

El volumen es directamente
proporcional a la temperatura

VÍDEO: [La ley de Charles](#)

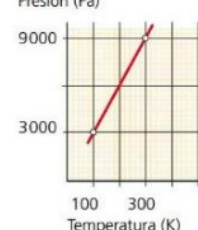
3. Ley de Gay-Lussac:

“La presión de un gas, a volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentra el gas”. Es decir, cuando un gas experimenta cambios a volumen constante, la división entre su presión y su temperatura (medida en Kelvin) es constante.

Ley de Gay Lussac

V= constante

Presión (Pa)



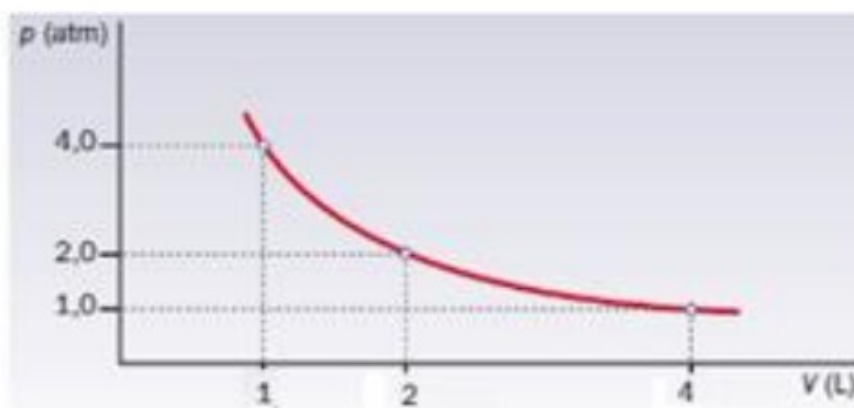
$$\frac{p}{T} = k$$

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

La presión es directamente
proporcional a la temperatura

VÍDEO: [La ley de Gay-Lussac](#)**ACTIVIDAD 1:** Copia y contesta a las siguientes cuestiones en tu cuaderno:

1. Aplicando la TCM, razona:
 - a) ¿Por qué los sólidos tienen forma y volumen fijo?
 - b) ¿Cómo es que los líquidos tienen forma variable?
 - c) ¿Por qué los gases pueden comprimirse fácilmente?
 - d) ¿Por qué se funde un trozo de hielo cuando se calienta?
2. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:
 - a) ¿qué nombre recibe el cambio de estado de sólido a gas?
 - b) ¿qué le ocurre a un vaso de agua al sol?
 - c) ¿qué cambio de estado se produce, cuando al encender la calefacción del coche en invierno, se desempañan los cristales?
 - d) ¿en qué estado físico se encuentra a 20 °C, una sustancia cuya T FUSIÓN = 9 °C y cuya T EBULLICIÓN = 80 °C?
 - e) ¿Cómo varía la presión de un gas encerrado en un recipiente, si duplicamos la temperatura y el volumen se mantiene constante?
 - f) ¿en qué estado de agregación se encuentra el agua a 100 K?
3. Tenemos una piscina portátil de 0,85 m³. ¿cuántas garrafas de 5 L de capacidad hacen falta para llenarla?
¿Podrías instalarla en una terraza que soporta una carga máxima de 700 Kg? (d agua = 1 Kg/L)
4. Calcula:
 - a) La densidad de la gasolina sabiendo que un bidón de 500 L tiene una masa de 430 Kg
 - b) La masa de una pieza de vidrio de 10 cm³ de volumen, sabiendo que la densidad del vidrio es 2,2 g/cm³.
 - c) El volumen de una bola de acero de 14 g de masa si la d acero = 5500 Kg/m³.
 - d) La masa de 1 L de aceite de oliva (d= 0,85 g/cm³)
5. Expresa las siguientes temperaturas en °Celsius:
 - a) 285 K b) 548 °F c) 25 K d) 45 °F
6. La gráfica muestra una de las leyes de los gases:
 - a) Indica de cuál se trata y explica qué relación de proporcionalidad hay entre las variables.
 - b) ¿qué volumen ocupa el gas a una presión de 2,5 atm?



7. Se ha encontrado un objeto metálico en una excavación y se quiere saber si se trata de cobre o de bronce. Al medir su masa en la balanza, se obtiene un valor de 0,136 Kg y, al sumergirlo en una probeta con 50 cm³ de agua, el nivel del agua sube hasta 68,4 cm³. Averigua si se trata de cobre o bronce. Datos: d cobre = 8,93 g/cm³ ; d bronce = 7,40 g/cm³.

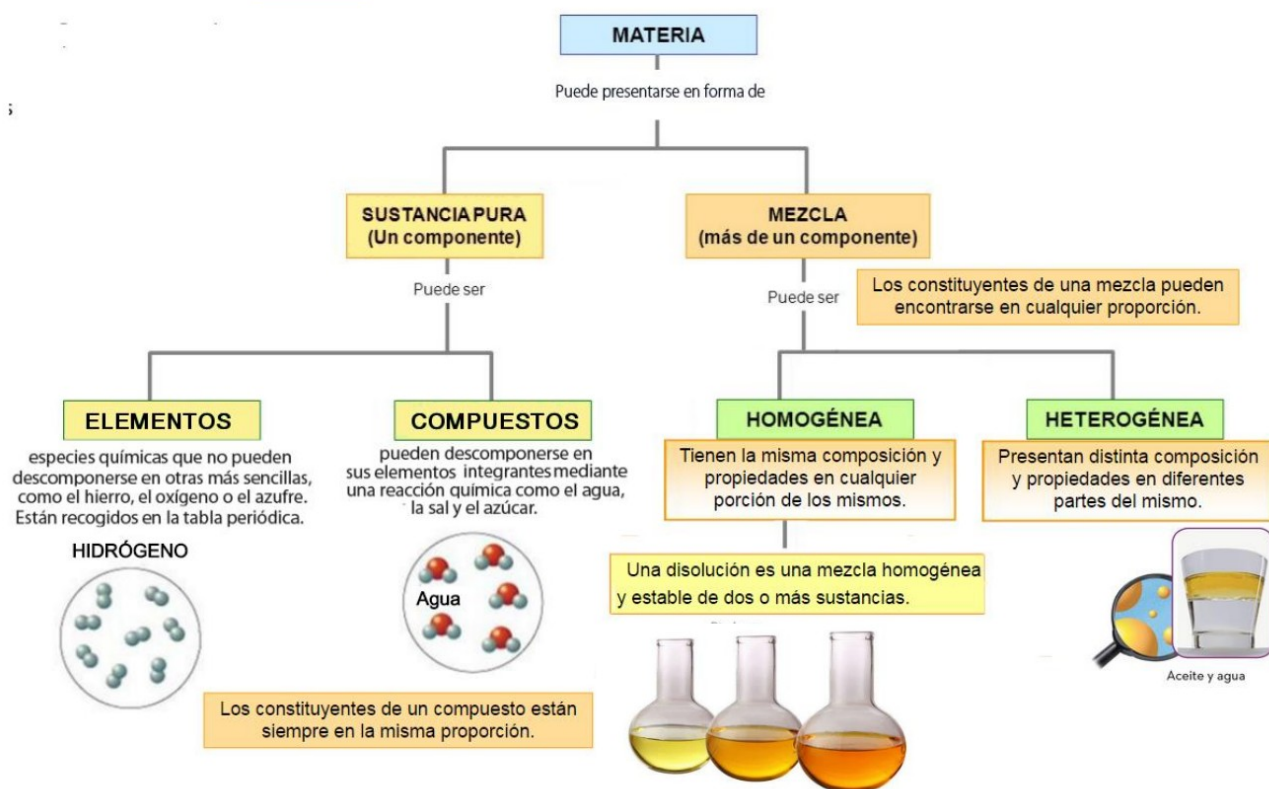
ACTIVIDAD 2: Copia y contesta a las siguientes cuestiones en tu cuaderno

- 1) Un recipiente con una capacidad de 25L contiene un gas a una presión de 7,5 atm. Calcula la nueva presión a la que se verá sometido el gas si lo comprimimos hasta un volumen de 10 L sin cambiar la temperatura.
- 2) Al comprimir un gas encerrado en un émbolo, su presión pasa de 2,3 atm a 8,5 atm. Si el volumen final es de 2 L, ¿cuál era el inicial, si la temperatura ha permanecido constante?
- 3) Un globo contiene 10 L de un gas a presión atmosférica y 0 °C. Si el globo puede duplicar su volumen antes de estallar, llegará a explotar si lo calentamos hasta 50 °C?
- 4) Un recipiente rígido contiene un gas a 5,25 atm y 25 °C. Si la presión no debe sobrepasar 9,75 atm, ¿hasta qué temperatura se podría calentar sin peligro?
- 5) Calcula a qué temperatura debe calentarse un gas encerrado en un recipiente a una temperatura de 30 °C y 2 atm de presión, para que su presión se duplique.
- 6) Un recipiente que puede variar su volumen contiene 12 L de un gas a 3,2 atm y 430 °C.
 - a) ¿Qué volumen alcanzará si aumentamos la temperatura hasta los 1850 °C manteniendo constante la presión?
 - b) ¿Y si mantenemos el volumen constante, qué presión alcanzará?

APARTADO 3: LOS SISTEMAS MATERIALES

Los sistemas materiales se clasifican según que puedan o no separarse en otras sustancias por procedimientos físicos.

Los componentes de las **MEZCLAS** se pueden separar mediante procedimientos físicos, las sustancias puras NO.



3.1- TÉCNICAS DE SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA

➤ **FILTRACIÓN:** para separar un sólido insoluble en el seno de un líquido: agua y arena.

VÍDEO: [La filtración](#)

➤ **DECANTACIÓN:** para separar dos líquidos de distinta densidad que no se mezclan: agua y aceite

VÍDEO: [La decantación](#)

➤ **SEPARACIÓN MAGNÉTICA:** retira con un imán un componente: azufre y limaduras de hierro.

VÍDEO: [La separación magnética \(imantación\)](#)

➤ **CRISTALIZACIÓN:** para separar un sólido soluble en el seno de un líquido (agua y sal).

VÍDEO: [La cristalización](#)

➤ **DESTILACIÓN:** para separar dos líquidos que se mezclan, en base a su diferente temperatura de ebullición.

VÍDEO: [La destilación](#)

3.2- LAS DISOLUCIONES

Una **disolución** es un sistema material homogéneo formado por la mezcla de dos o más sustancias. Al componente mayoritario de una disolución se le denomina **disolvente**, mientras que al resto de componentes se les conoce como **solutos**.

3.2.1- TIPOS DE DISOLUCIONES

Antes de hablar de los tipos de disoluciones existentes debemos conocer un concepto que nos va a ayudar a entender la clasificación de las disoluciones.

Solubilidad: Llamamos solubilidad de una sustancia a la máxima cantidad de esa sustancia que se puede disolver en una cantidad de disolvente a una temperatura determinada. Cuanto mayor sea la temperatura, mayor será la solubilidad de una sustancia.

Así podemos entender los siguientes tipos de disoluciones:

- ➔ **Disolución diluida:** es aquella disolución donde la cantidad de soluto está muy alejada de su solubilidad.
- ➔ **Disolución concentrada:** es aquella disolución donde la cantidad de soluto está muy cerca de su solubilidad.
- ➔ **Disolución saturada:** es aquella disolución que no admite más soluto.
- ➔ **Disolución sobresaturada:** es aquella disolución que presenta más soluto del que puede admitir, para ello habrá que subir la temperatura de la mezcla.

La **concentración** de una disolución expresa de forma numérica la relación en la que se encuentra el soluto respecto a la disolución :

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$

Las principales medidas de concentración son las siguientes:

▪ **Porcentaje en masa**

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

▪ **Porcentaje en volumen**

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

▪ **Concentración en masa**

$$\text{Concentración (g/L)} = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Volumen (L) de disolución}}$$

La Molaridad:

Se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución. Una solución 1 M es aquella que contiene un mol de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

La Molalidad:

Se define como el número de moles de soluto disueltos en un kilogramo de disolvente. Una solución 1 m es aquella que presenta un mol de soluto por kilogramo de solvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kilogramo de solvente}}$$

Recuerda: Para calcular el número de moles de una sustancia simplemente debes aplicar la fórmula:

$$N = \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molecular (umas)}}$$

Existen muchos tipos de disoluciones en función del estado en el que se encuentre el soluto, el disolvente y la disolución:

Soluto	Disolvente	Disolución formada	Ejemplos
Sólido	Sólido	Sólida	Aleaciones metálicas como el acero inoxidable
Sólido	Líquido	Líquida	Suero
Gas	Líquido	Líquida	Bebidas gaseosas
Líquido	Líquido	Líquida	Amoníaco presente en nuestros hogares
Gas	Gas	Gas	Aire

ACTIVIDAD 1: Copia en tu cuaderno y responde a las siguientes cuestiones y problemas:

1. Clasifica estas mezclas en homogéneas y heterogéneas: gaseosa, infusión de hierbas, batido de vainilla, chocolate líquido, leche con cereales, pizza, agua del grifo, mármol, lejía, colonia, zumo de naranja y aire.

2. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

a) ¿en qué propiedad se basa la decantación? ¿Podríamos separar la sal del agua mediante esta técnica? Justifica tu respuesta.

b) Para tratar una herida, el médico te ha dicho que tienes que preparar 400 mL de una disolución de alcohol en agua al 35 % en volumen, ¿qué volumen de agua y alcohol necesitarás para ello?

3. Completa las siguientes frases:

a) En las mezclas _____ podemos distinguir los componentes a simple vista, mientras que en las _____ no es posible ni siquiera con un microscopio.

b) El hierro (Fe) es un _____ mientras que el óxido de hierro (FeO) es un _____

c) En los compuestos químicos, los componentes intervienen siempre en proporciones _____, mientras que en las _____ no.

4. La tasa máxima de alcohol en sangre para conductores noveles es 0,3 g/L. Si una persona tiene unos 6 L de sangre ¿cuál es la máxima cantidad de alcohol que puede ingerir para estar en condiciones de conducir?

5. Para fabricar un anillo, un joyero emplea 15,73 g de plata pura y 1,27 g de cobre. Calcula el tanto por ciento en masa de soluto en dicha aleación.

6. Calcula el porcentaje en masa de:

a) La disolución que se obtiene al añadir 40 g de sal a 500 mL de agua

b) Una disolución de azúcar en agua que contiene 30 g de soluto en 600 cm³ de agua (densidad del agua = 1 g/cm³).

7. La riqueza de azúcar en las magdalenas es del 51,5%. ¿Qué cantidad de azúcar ingieres al comer tres magdalenas si cada una tiene una masa de 60 g?

8. ¿En cuántos litros de agua tendríamos que disolver 100 g de sal para conseguir una disolución cuya concentración sea de 5 g/L?

9. Se hace una vinagreta con 75 mL de vinagre y 225 mL de aceite. Halla la concentración

en % en volumen

10. Un limpiador contiene amoníaco y agua. ¿qué cantidad de amoníaco puro hay en una botella de 1,5 L si su concentración es del 3 % en volumen?
11. En los análisis de sangre se indica como valor normal de glucosa en sangre, entre 70 y 105 mg/L. Si en una muestra hay 2 mg de glucosa en 20 mL de disolución sanguínea, ¿estará dentro del intervalo normal en sangre? Expresa la concentración en g/L .
12. Calcular la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico H_2SO_4 siendo la cantidad de ácido 2 moles en 2,5L de solución.
13. Calcular la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico H_2SO_4 siendo la masa del disolvente de 600 gramos y la cantidad de ácido 2 moles.
14. Calcular los gramos de metanol CH_3OH en una disolución 15 molar donde la disolución ocupa 50 ml.
15. Calcular las moles de metanol CH_3OH en una disolución 15 molal donde el disolvente son 50 gramos de agua.
16. Calcular la molaridad de una disolución con 200g de glicerina $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ contenidos en 200 ml de disolución.
17. Calcular la molalidad de una disolución con 3 moles de glicerina $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ en 200 gramos de agua.
18. Calcular el volumen de solución producida con 150 g de de ácido nítrico HNO_3 al 12 molar.
19. Calcular la masa de agua necesaria para producir una disolución con 2,5 moles de ácido nítrico HNO_3 al 12 molal.
20. Determinar la molaridad de una disolución formada por 100g de hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, en una solución que ocupa 0,200 L.
21. Determinar la molalidad de una disolución formada por 0,5 moles de hidróxido de calcio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, en 200 g de agua, H_2O , si la densidad de esta disolución es 1050 g/mL.

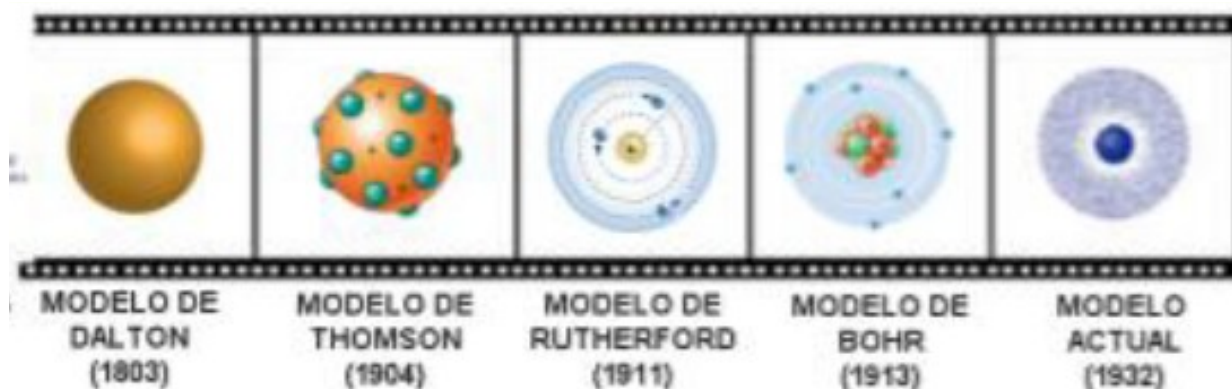
ACTIVIDAD 2: Visualiza el siguiente vídeo y contesta a las preguntas en tu cuaderno

VÍDEO: As salinas de Ulló

1. ¿En qué ría se encuentran las salinas?
2. ¿Cuáles son las principales utilidades de la sal?
3. ¿Cómo funcionaban las salinas?

APARTADO 4: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

La pequeña “historia” del átomo es un ejemplo magnífico del **MÉTODO CIENTÍFICO**: se idean modelos de como creemos que es la realidad, que son válidos si explican hechos conocidos y previenen otros desconocidos, y dejan de ser válidos cuando nuevos resultados experimentales no concuerdan con el modelo. Esto es lo que ocurrió con la idea de átomo.

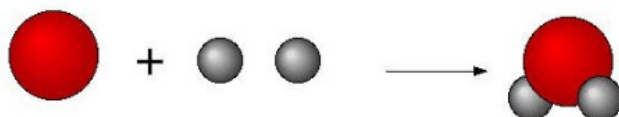


4.1. LOS MODELOS ATÓMICOS

Un **modelo atómico** es una representación que describe las partes que tiene un átomo y cómo están dispuestas para formar un todo. Veamos los distintos modelos que han ido surgiendo:

➤ Modelo atómico de Dalton 1808-1810:

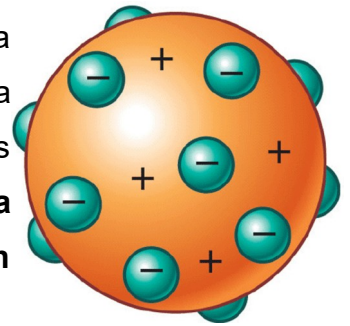
- Un **átomo** es la **partícula más pequeña de un elemento** que conserva sus propiedades.
- Un **elemento** es una sustancia que **está formada por átomos iguales**.
- Un **compuesto** es una sustancia que está formada por **átomos distintos combinados en una relación numérica sencilla y constante**.
- En una **reacción química los átomos no se crean ni se destruyen**, solo cambian las uniones entre ellos.



Teníamos la siguiente situación a principios del s. XIX: Dalton determinara que la materia estaba formada por átomos. Distintas experiencias demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas. Por lo tanto, la pregunta era: **¿LAS CARGAS ELÉCTRICAS FORMAN PARTE DE LOS ÁTOMOS?**

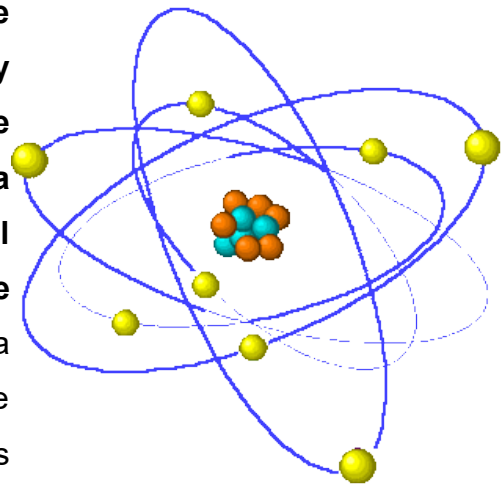
➤ **El modelo atómico de Thomson (modelo pudin de pasas)**

J.J. Thomson encontró que en los átomos existe una partícula con carga eléctrica negativa, a la que llamó **electrón**. Pero como la materia solo muestra sus propiedades eléctricas en determinadas condiciones, debemos suponer que es neutra. Así: **“El átomo es una esfera maciza de carga positiva en la que se encuentran incrustados los electrones”**



➤ **El modelo atómico de Rutherford**

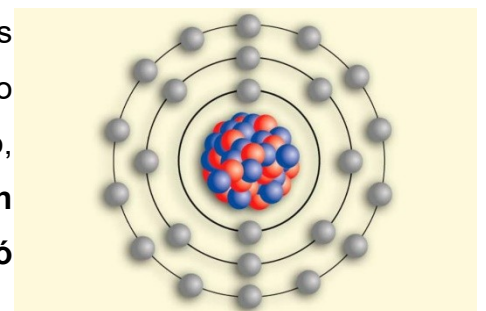
Este científico descubrió el **protón**: partícula que tiene la misma carga que el electrón, pero positiva, y su masa es unas 1840 veces mayor que la del electrón. Postuló que: **El átomo tiene un núcleo central en el que están concentradas la carga positiva y prácticamente toda su masa. La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que están fuera del núcleo. El núcleo contiene protones en número igual al de electrones del átomo.** Los electrones giran a mucha velocidad en torno al núcleo y están separados de éste por una gran distancia. La suma de la masa de los protones y de los electrones no coincide con la masa total del átomo, por lo que Rutherford supuso que en el núcleo tenía que existir otro tipo de partículas. Posteriormente, James Chadwick descubrió estas partículas sin carga, y masa similar a la del protón, que recibieron el nombre de **neutrones**.



VÍDEO: Experimento de Rutherford

➤ **Modelo atómico de Bohr**

La gran diferencia entre este y el anterior modelo es que en el de Rutherford los electrones giran describiendo órbitas que pueden estar a una distancia cualquiera del núcleo, mientras **que en el modelo de Bohr sólo se pueden encontrar girando en determinados niveles a los que llamó órbitas**



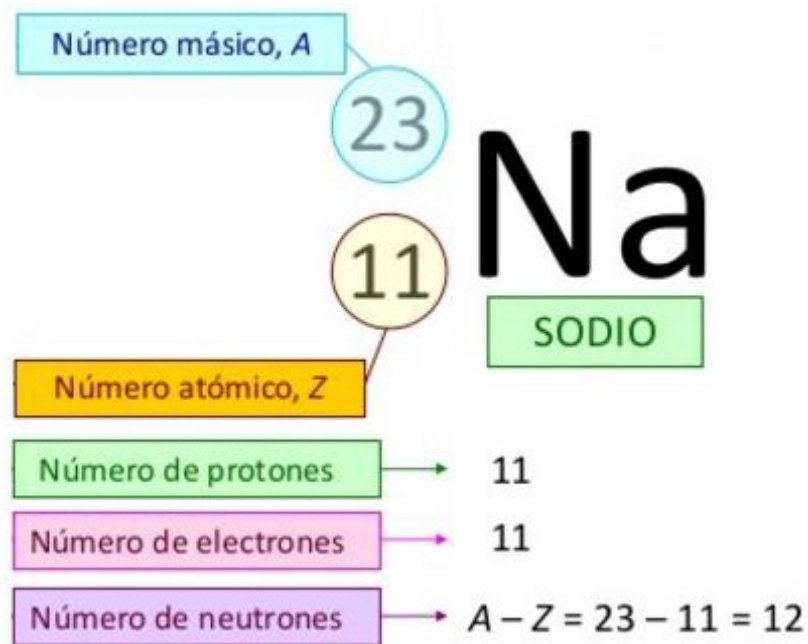
➤ **El modelo actual: llamado mecánico-cuántico**

Aquí se sustituye la idea de que el electrón se sitúa en determinadas capas de energía por la **idea de orbital: zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima**

Como resultado de todas las investigaciones, el átomo está constituido como sigue: Una zona central o núcleo donde se encuentra el total de la carga positiva (protones), y la mayor parte de la masa del átomo (protones + neutrones). El número de protones es fijo para todos los átomos de un mismo elemento. El número de neutrones puede variar. Una zona externa o corteza, donde están los electrones, que giran alrededor del núcleo. Hay tantos electrones en la corteza como protones en el núcleo, por lo que el conjunto del átomo es eléctricamente neutro.

Llamamos **número atómico, Z**, al número de protones de un átomo.

Llamamos **número másico, A**, al número de protones más neutrones de un átomo.



Partículas subatómicas

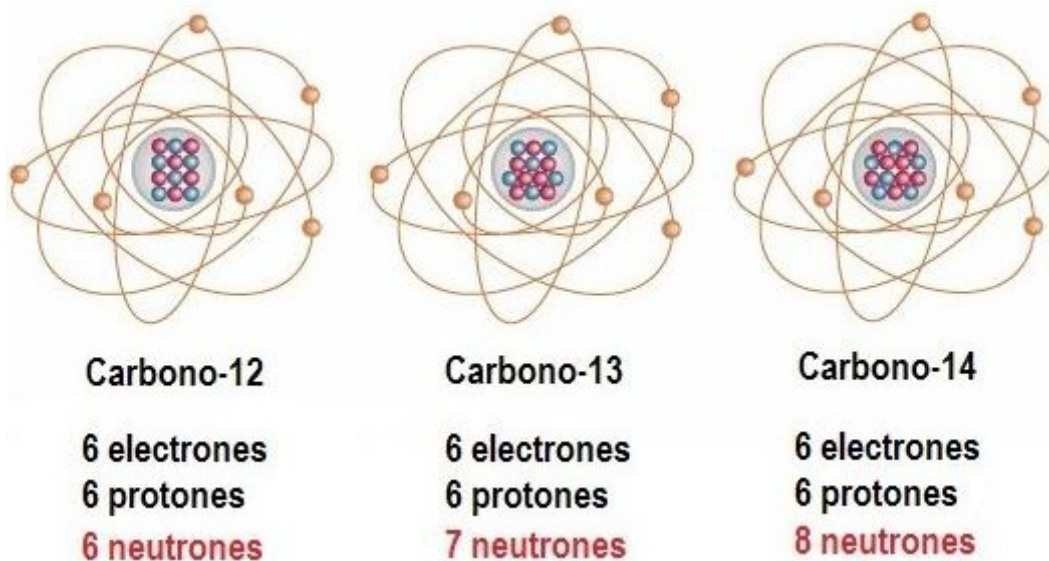
	Protón	Electrón	Neutrón
Masa	$1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Carga	$+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	0

El número de protones es fijo para cada elemento pero el de neutrones puede variar. Los átomos son neutros porque contienen el mismo número de cargas positivas (protones) que de cargas negativas (electrones)

Un **ion** es un átomo con carga eléctrica. Se forma cuando el átomo gana o pierde electrones.

- Si un **átomo gana 1 o más electrones** se forma un ion negativo (**ANIÓN**).
Ejemplos: F^{-1} (F^{-}), S^{-2} .
- Si un **átomo pierde 1 o más electrones** se forma un ion positivo (**CATIÓN**).
Ejemplos: Na^{+1} (Na^{+}), Ca^{+2} .

Los **ISÓTOPOS** son átomos de un mismo elemento químico, por tanto, **con igual número atómico, pero con distinto número másico**, es decir, átomos que **solo se diferencian en el número de neutrones**.



ACTIVIDAD 1: Define:

1. Número atómico, Z.
2. Número másico, A.
3. Ión.
4. Catión.
5. Anión.
6. Isótopos.

4.2- LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Actualmente, la tabla periódica se compone de **118 elementos** distribuidos en 7 filas horizontales llamadas **periodos** y 18 columnas verticales, conocidas como **grupos**. Su descubridor, el químico ruso **Dimitri Mendeléiev**.

GRUPO 1

1

H

Hidrógeno

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

PERIODO 1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

Número atómico

26

3

Estado de oxidación

(los más estables en negrita)

Simbolo químico

Fe

Nombre

Hierro

Metales

No metales

Halógenos

Metaloides

Actinidos

Gases nobles

Lantánidos

1	2											13	14	15	16	17	18		
1	H																	2	He
3	Li	4											5	6	7	8	9	10	
11	Na	12											13	14	15	16	17	18	
19	K	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
37	Rb	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
55	Cs	56	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
87	Fr	88	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	
119*	Uue	120*																	

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

© Periodic Table - Simbólicos

La tabla periódica se encuentra distribuida en columnas (**grupos**) y en filas (**periodos**). Los elementos químicos se encuentran organizados por periodos en orden creciente de su número atómico, Z.

Los elementos del **grupo 1** reciben el nombre de **alcalinos**.

Los elementos del **grupo 2** reciben el nombre de **alcalinotérreos**.

Los elementos del **grupo 13** reciben el nombre de **térreos**.

Los elementos del **grupo 14** reciben el nombre de **carbonoideos**.

Los elementos del **grupo 15** reciben el nombre de **nitrogenoideos**.

Los elementos del **grupo 16** reciben el nombre de **anfígenos**.

Los elementos del **grupo 17** reciben el nombre de **halógenos**.

Los elementos del **grupo 18** reciben el nombre de **gases nobles**.

Los elementos de la tabla periódica pueden clasificarse también en 3 grandes categorías:

- a) **METALES:** son considerados metales, aproximadamente, los elementos químicos de los 13 primeros grupos. Se caracterizan por las siguientes propiedades:

Metales

- Poseen un brillo característico.
- Son opacos.
- Buenos conductores del calor y la corriente eléctrica.
- Maleables y dúctiles, es decir, pueden formar láminas delgadas y alambres
- Con la excepción del mercurio, son sólidos a temperatura ambiente, y la mayoría tiene elevados puntos de fusión.
- Tienden a perder electrones.
- Ejemplos: oro, cobre, aluminio, estaño

- b) **NO METALES:** son considerados no metales, aproximadamente, los elementos químicos de los grupos desde el 14 al 17. Se caracterizan por las siguientes propiedades:

No metales

- No tienen brillo metálico.
- Malos conductores del calor y la electricidad.
- A temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gases.
- En estado sólido son frágiles.
- En general, los sólidos tienen puntos de fusión bajos, y los líquidos tienen punto de ebullición también bajos.
- Tienden a captar electrones.
- Ejemplos: azufre(s), bromo(l), flúor(g), yodo(s)

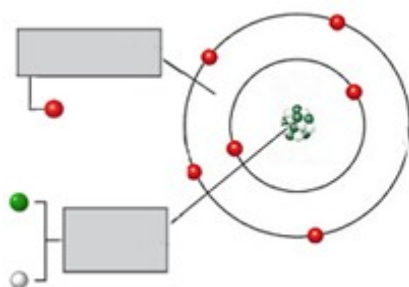
- c) **GASES NOBLES:** son los elementos del grupo 18. Se caracterizan por estar en estados gaseoso y ser muy estables. Nunca ganan ni pierden electrones y nunca reaccionan con otros elementos para formar compuestos.

ACTIVIDAD 2: Copia en tu cuaderno y contesta a las siguientes cuestiones:

1. ¿Quién fue el descubridor de la tabla periódica?
2. ¿Qué elementos forman el grupo de los alcalinos? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.
3. ¿Qué elementos forman el grupo de los alcalinotérreos? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.
4. ¿Qué elementos forman el grupo de los térreos? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.
5. ¿Qué elementos forman el grupo de los carbonóideos? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.
6. ¿Qué elementos forman el grupo de los nitrogenóideos? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.
7. ¿Qué elementos forman el grupo de los anfígenos? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.
8. ¿Qué elementos forman el grupo de los halógenos? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.
9. ¿Qué elementos forman el grupo de los gases nobles? Escribe su nombre, su símbolo y su número atómico, Z.

ACTIVIDAD 3: Copia y responde las siguientes cuestiones en tu cuaderno:

1. Nombra las partes del átomo y di que partículas se encuentran en cada una de ellas, en el átomo de la figura cuyo número másico es 13.



2. Indica razonadamente si las siguientes afirmaciones son o no ciertas y corrige las que sean falsas:
 - a) El núcleo de un átomo contiene protones y electrones
 - b) El protón y el neutrón tienen la misma carga
 - c) El protón y el electrón tienen masas parecidas
 - d) Cuando un átomo neutro pierde dos electrones se convierte en un catión

- e) Los isótopos de un elemento se diferencian en el número de protones
- f) Si un átomo tiene 9 protones, 9 electrones y 10 neutrones, su número atómico es 10.
- g) Los elementos se disponen en la tabla periódica por orden creciente de su número másico
- h) Los metales se sitúan a la izquierda y en el centro de la tabla periódica

3. Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Z	A	p	e	n
	$^{31}_{15}\text{P}$					
potasio			39		19	
	Au			79		118
	F	9	19			
cobre		29				34
oxígeno		8				8
	Al			13		14
cloro			35		17	
	Fe		56	26		

- 4. ¿qué carga adquiere un átomo cuando gana 3 electrones? ¿Y cuándo pierde 2 electrones?
- 5. ¿cuántos protones, electrones y neutrones tiene el ion $^{56}_{26}\text{Fe}^{+3}$?
- 6. A partir del esquema de la tabla periódica, indica el nombre y el símbolo de:
 - a) el elemento de $Z=8$
 - b) el elemento de $Z=11$
 - c) el gas noble del primer período
 - d) el segundo elemento del grupo de los halógenos.
 - e) el tercer elemento del grupo de los alcalinotérreos
 - f) el elemento del tercer período que pertenece al grupo 13
 - g) dos elementos metálicos del cuarto período
 - i) dos elementos que se hallen en la naturaleza en estado sólido
 - j) un metal líquido

7. Completa la siguiente tabla el relación a dos isótopos del Cloro:

Nombre	Cloro-35	Cloro-37
Número atómico, Z		
Número másico, A		
Número de protones		
Número de electrones		
Número de neutrones		

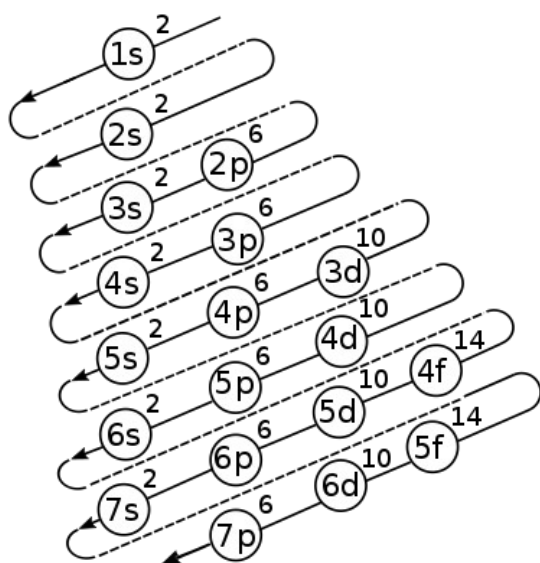
8. Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Z	A	Nº de protones	Nº de electrones	Nº de neutrones	Carga
Catión aluminio	3+						
..... cobre		29	63		28		
		13			13	14	

4.3- LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica describe la ubicación de los electrones alrededor del núcleo de un átomo.

En el siguiente gráfico puedes observar las capas existentes, el orden de llenado y el número de electrones en cada orbital.



Litio Z = 3	1s ² 2s ¹
Oxígeno Z = 8	1s ² 2s ² 2p ⁴
Elemento 3 Z = 17	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵
Elemento 4 Z = 26	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶

ACTIVIDAD 4: Contesta las siguientes cuestiones:

1. Escribe la configuración electrónica del Ca, Ca^{+2} , Fe, F^{-1} , Cl^{-1} , P, Kr, Xe, Ar, He.

4.4- EL ENLACE QUÍMICO

Los átomos que constituyen los distintos tipos de materia pueden aparecer aislados o unidos, formando **moléculas o cristales**

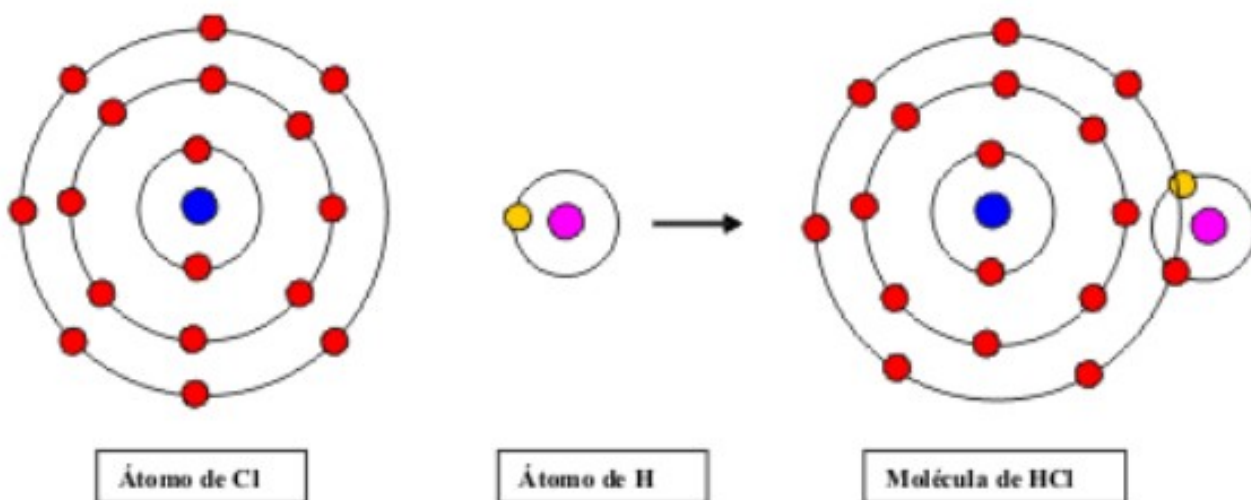
Los átomos se juntan para formar moléculas o cristales **porque juntos tienen menos energía que separados; de hecho los átomos tienden a colocarse de forma que tengan la menor energía posible porque adquieren mayor estabilidad**. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en las moléculas o cristales se llaman **enlace químico**.

El **enlace químico** es una fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos, iones o moléculas. Este enlace es siempre de naturaleza electrostática.

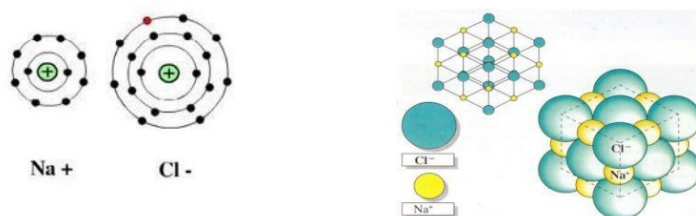
Los átomos se pueden unir entre sí de tres formas que dan lugar a tres tipos de enlace diferentes: **enlace iónico**, **enlace covalente** e **enlace metálico**.

Regla del octeto: Los átomos de los gases nobles (He, Ne, Ar...) no se enlazan con otros átomos: son gases monoatómicos, esos átomos ya son estables y no precisan enlazarse con otros para disminuir su energía. ¿Qué tienen de especial estos átomos? Pues que **tienen ocho electrones en la última capa**. Los químicos pensaron que los demás átomos deberían tener también tendencia a tener ocho electrones en la última capa (regla del octeto), y eso pueden conseguirlo enlazándose con otros átomos ganando, perdiendo o compartiendo algunos electrones. Cuando un átomo no logra tener 8 electrones en la última capa, también le interesa tener su última capa (la que sea) completa.

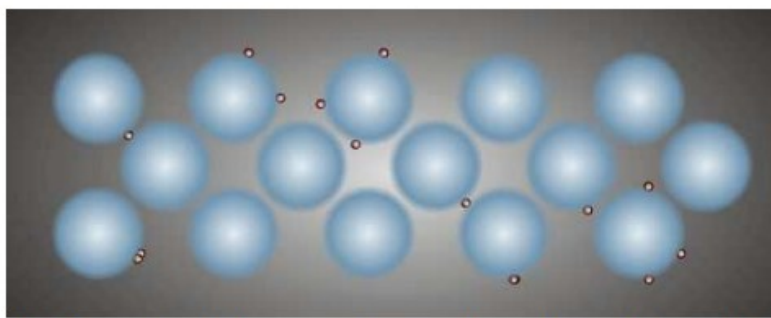
Enlace covalente: ocurre cuando dos átomos comparten sus electrones como, por ejemplo, cuando se unen dos átomos de hidrógeno ($\text{H} + \text{H} = \text{H}_2$). Se da entre los no metales, pues ninguno tiende a perder sus electrones. **El enlace covalente está basado en la compartición de electrones**



Enlace iónico: es debido a la fuerza de atracción entre iones con cargas de signo contrario como, por ejemplo, un Cl^{-1} un Na^{+1} , se atraen y forman NaCl (sal común). Se producen entre no metales y metales. ¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas y las cargas negativas que se forman; es decir, la fuerza de atracción entre los cationes y los aniones.

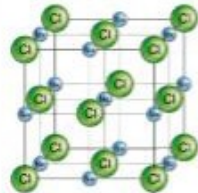
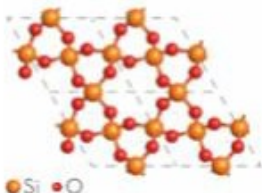
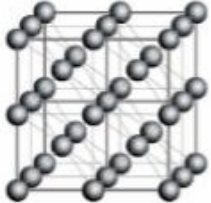


Enlace metálico: en estos casos ninguno de los átomos tiene más posibilidades que el otro de perder o ganar los electrones puesto que es un enlace propio de la unión entre metales y ambos querrían ganar electrones. La forma de cumplir la regla de octeto es mediante la compartición de electrones entre muchos átomos. Se crea una nube de electrones que es compartida por todos los núcleos de los átomos que ceden electrones al conjunto. ¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas de los núcleos y las cargas negativas de la nube de electrones. Este tipo de enlace se da entre los metales y sus aleaciones.



En el siguiente cuadro puedes apreciar un pequeño resumen de las principales características de la materia en función del tipo de enlace existente entre sus átomos:

	IÓNICOS	COVALENTES	METÁLICOS
• Funden a temperaturas	Altas	Muy altas	variables
• Solubles en agua	Si	No	No
• Conducen la electricidad	Solo disueltos o fundidos	No	Si

Sal común (Cloruro de sodio NaCl) 	Cuarzo (Dióxido de silicio SiO₂) 	Hierro (Fe) 
--	---	--

ACTIVIDAD 5: Responde a las siguientes cuestiones en tu cuaderno:

1. ¿Qué tipo de enlace se establece entre un átomo de flúor y un átomo de hidrógeno? Razona la respuesta.

2. La materia está formada por átomos que se unen para dar moléculas o cristales, ¿a qué tipo de agregado (molécula, cristal) corresponden las características que se indican?

a) Presenta una ordenación interna de sus partículas _____

b) Es una agrupación de un número reducido de átomos _____

3. Justifica el tipo de enlace en las siguientes sustancias y di si están formadas por moléculas o cristales:

a) Cloruro de sodio (NaCl) b) Nitrógeno (N₂)

c) Dióxido de carbono (CO₂) d) Plata (Ag)

APARTADO 5: FORMULACIÓN QUÍMICA DE COMPUESTOS BINARIOS

Un compuesto binario es aquel que está formado por dos elementos. Los grupos que vamos a aprender a formular son los siguientes: óxidos (metálicos y no metálicos), hidruros (metálicos y no metálicos) y sales binarias.

Antes de aprender a formular, debemos tener clara la siguiente información relativa a las valencias de cada elemento:

NO METALES				METALES		
Nombre	Símbolo	Valencia (+)	Valencia (-)	NOMBRE DEL METAL	SÍMBOLO	VALENCIA
Hidrógeno	H	1	-1	Litio	Li	+1
Flúor	F		-1	Sodio	Na	
Cloro	Cl			Potasio	K	
Bromo	Br	1 3 5 7	-1	Plata	Ag	
Yodo	I			Zinc	Zn	+2
Oxígeno	O	-2		Calcio	Ca	
Azufre	S			Magnesio	Mg	
Selenio	Se	4 6	-2	Bario	Ba	
Telurio	Te			Hierro	Fe	+2, +3
Nitrógeno	N	1 3 5	-3	Cobalto	Co	
Fósforo	P			Níquel	Ni	
Arsénico	As	3 5	-3	Mercuro	Hg	+1, +2
Antimonio	Sb			Cobre	Cu	+1, +3
Boro	B	3		Oro	Au	
Carbono	C	2 4	-4	Aluminio	Al	+3
Silicio	Si	4	-4	Platino	Pt	+2, +4
				Plomo	Pb	
				Estaño	Sn	

5.1- FORMULACIÓN DE LOS ÓXIDOS

ÓXIDOS: Combinaciones con oxígeno

a) Óxidos metálicos

Se forman de la siguiente manera: Oxígeno + metal

Fórmula general: M_xO_y , donde, M = metal, x = valencia del oxígeno (2), y = valencia del metal

SISTEMÁTICA
Óxido de + nombre del metal
con sus correspondientes prefijos numéricos
Fe_2O_3 : trióxido de hierro
PbO_2 : dióxido de plomo

prefijos	
1	nada o mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	hexa-
7	hepta-

b) Óxidos no metálicos

Se forman de la siguiente manera: Oxígeno + no metal

Fórmula general: $NxOy$, donde, N = no metal, x = valencia del oxígeno (2), y = valencia del metal

5.2- FORMULACIÓN DE LOS HIDRUROS

a) Hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 16 y 17

Se forman de la siguiente manera: Hidrógeno + no metal de los grupos 16 y 17 (O, S, Se, Te, Po, F, Cl, Br, I)

Fórmula general: $HxNy$, donde, N = no metal, x = valencia del no metal, y = valencia del hidrógeno (1)

FÓRMULA	SISTEMÁTICA
	No metal-uro + de hidrógeno
HF	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Cloruro de hidrógeno
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno

b) Hidruros no metálicos de los elementos de los grupos 13, 14 y 15

Se forman de la siguiente manera: Hidrógeno + no metal de los grupos 13, 14 y 15 (B, C, Si, Ge, N, P, As, Sb)

Fórmula general: $NxHy$, donde, N = no metal, x = valencia del hidrógeno (1), y = valencia del no metal.

FÓRMULA	SISTEMÁTICA
	Nº át. no metal-hidruro + no metal
BH ₃	Trihidruro de boro
CH ₄	Tetrahidruro de carbono
SbH ₃	Trihidruro de antimonio

c) Hidruros metálicos

Se forman de la siguiente manera: Hidrógeno + metal

Fórmula general: $MxHy$, donde, M = metal, x = valencia del hidrógeno (1), y = valencia del metal

FÓRMULA	SISTEMÁTICA
	Hidruro de + metal con sus correspondientes prefijos numéricos
MgH ₂	Dihidruro de magnesio
SnH ₄	Tetrahidruro de estaño
CoH ₂	Dihidruro de cobalto

d) **Sales binarias**

Se forman de la siguiente manera: metal + no metal

Fórmula: $M_x N_y$, donde: M = metal, N = no metal, x = valencia del no metal, y = valencia del metal.

Para practicar, completa la siguiente tabla en tu cuaderno:

FÓRMULA	SISTEMÁTICA
	No metal-uro + metal con sus correspondientes prefijos numéricos
$FeBr_2$	Dibromuro de hierro
Au_2S_3	Trisulfuro de dioro

	Fórmula	Nombre con prefijos
ÓXIDOS	Na_2O	
		trióxido de azufre
	CuO	
	SnO_2	
		difluoruro de oxígeno
	Fe_2O_3	
HIDRURROS	SnH_4	
		dihidruro de zinc
		cloruro de hidrógeno
	CH_4	
	AuH	
SALES BINARIAS	NH_3	
		dibromuro de calcio
	$NaCl$	
		cloruro de potasio
	Ag_2S	
	$MgBr_2$	

ACTIVIDAD 1: Copia y completa la siguiente tabla sobre formulación de compuestos binarios:

HIDRUROS METÁLICOS

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA O DE COMPOSICIÓN (PREFIJOS)
KH	
NiH ₂	
NaH	
FeH ₂	
BeH ₂	

	monohidruro de cesio
	dihidruro de cobalto
CuH	
	trihidruro de cobalto
AlH ₃	
	dihidruro de platino

HIDRUROS NO METÁLICOS

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA O DE COMPOSICIÓN (PREFIJOS)
HI	
H ₂ Se	
SiH ₄	

NH ₃	
H ₂ O	
	bromuro de hidrógeno
	sulfuro de hidrógeno
PH ₃	
	trihidruro de boro
HF	
AsH ₃	

ÓXIDOS METÁLICOS

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA (PREFIJOS)		
CuO			trióxido de cromo
Cu ₂ O			monóxido de bario
FeO			
Fe ₂ O ₃		HgO	
CaO			trióxido de dialuminio
		Mn ₂ O ₇	
			dióxido de plomo

OXÍGENO CON NO METALES

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA (PREFIJOS)
CO ₂	
O ₃ I ₂	
SO ₂	
O ₇ Cl ₂	
SO ₃	
	dicloruro de trioxígeno
	trióxido de azufre
SeO ₂	
N ₂ O ₅	

SALES BINARIAS

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA (PREFIJOS)
SnCl ₄	
Al ₂ S ₃	
KI	
NaCl	
FeBr ₂	
	Di fluoruro de calcio
PCl ₃	