

FÍSICA Y QUÍMICA

3º ESO

Adaptación curricular

Jaime Ruiz-Mateos



Este es un texto libre. Se puede imprimir, se puede fotocopiar, se puede copiar y transmitir por cualquier medio mecánico o digital por expreso deseo del autor. Sólo queda prohibido su uso para fines comerciales.

ESQUEMA DE LA ASIGNATURA

- 1) Introducción a la Física y Química
- 2) La materia
- 3) Las disoluciones
- 4) El átomo
- 5) La tabla periódica y el enlace químico
- 6) Formulación y nomenclatura
- 7) Las reacciones químicas

TEMA 1: INTRODUCCIÓN A LA FÍSICA Y QUÍMICA

Esquema

1. Definiciones del tema
2. ¿Qué son la Física y la Química?
3. El método científico
4. Magnitudes y unidades
5. Transformación de unidades
6. Notación científica
7. Consejos para resolver los problemas

1. Definiciones del tema

- Ciencia: conocimiento objetivo de las cosas por sus causas, sus propiedades y sus consecuencias o efectos.
- Física: ciencia que estudia los procesos en los que no hay cambio de composición.
- Química: ciencia que estudia los procesos en los que hay cambio de composición.
- Método científico: conjunto de etapas que se llevan a cabo en una investigación científica.
- Hipótesis: suposición para explicar un fenómeno.
- Magnitud: todo aquello que se puede medir.
- Unidad: aquello que se toma como referencia para poder medir.
- Medir: comparar una magnitud con una unidad.

2. ¿Qué son la Física y la Química?

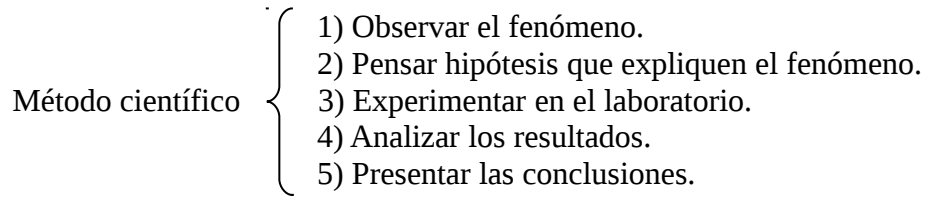
- La Física estudia los fenómenos en los que no hay cambio de composición.
- La Química estudia los fenómenos en los que sí hay cambio de composición.

Ejercicio: clasifica los siguientes fenómenos en físicos o químicos:

- a) La caída de una manzana de un árbol.
- b) El eco.
- c) Calentar agua líquida hasta convertirla en vapor.
- d) La oxidación de una puntilla.
- e) Empujar un coche.
- f) Mezclar lejía y amoníaco.
- g) Mezclar sal y agua.

3. El método científico

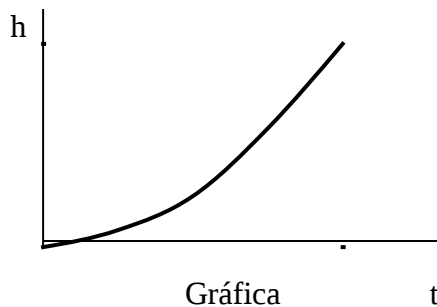
- Es el conjunto de etapas que se siguen para llevar a cabo una investigación científica.
- Las etapas del método científico son las siguientes:



- Las medidas que se hacen en el laboratorio se pueden representar de tres formas:

Altura	Tiempo
0'5	0'3
1	0'4
1'5	0'5
2	0'6

Tabla



$$h = 5 t^2$$

Fórmula

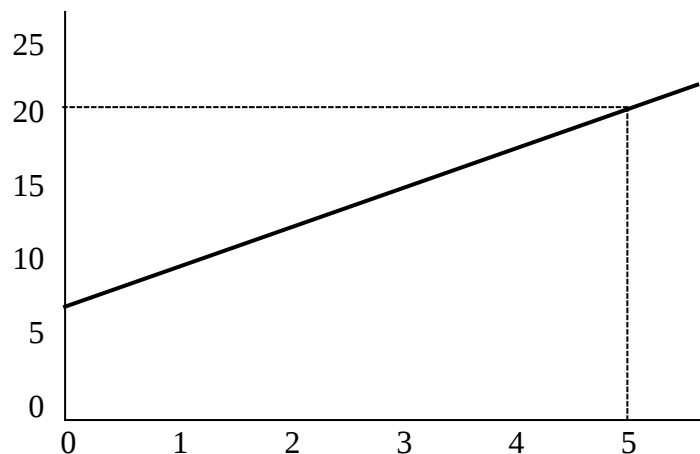
Ejemplo: representa: $y = 3x + 6$

Es una recta, porque la x no está elevada al cuadrado, luego sólo necesitamos dos puntos:

x	y
0	$3 \cdot 0 + 6 = 6$
5	$3 \cdot 5 + 6 = 21$

Los puntos son el (0 , 6) y el (5 , 21).

La representación sería:



Ejercicios: representa:

a) $y = x + 4$

b) $y = -x + 5$

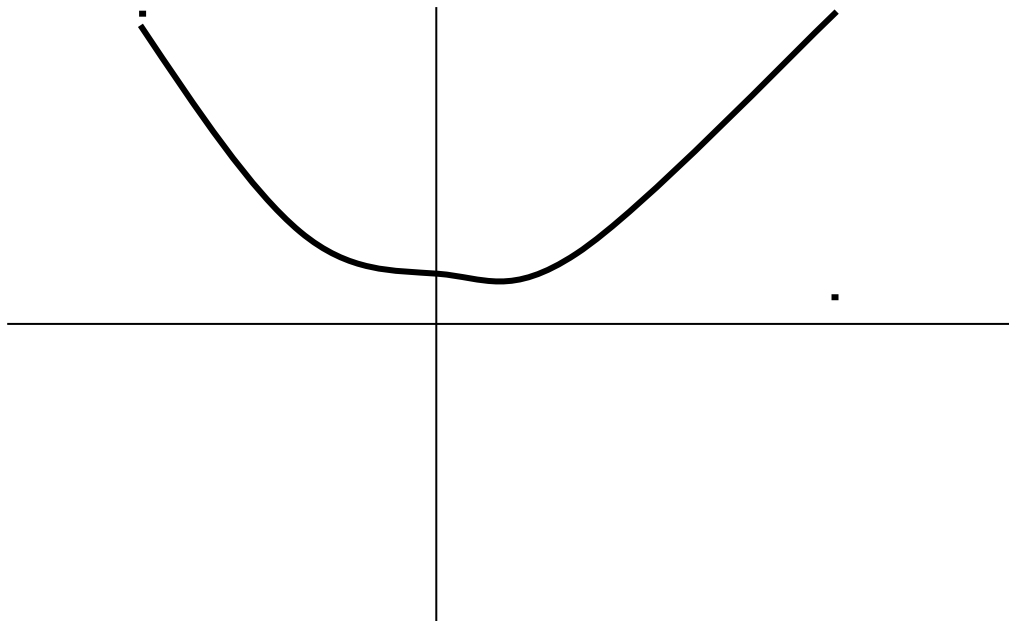
c) $y = 2x + 4$

d) $y = -3x + 6$

- Para representar una curva, se necesitan al menos seis puntos.
- Una curva tiene la x al cuadrado.

Ejemplo: representa: $y = x^2 + 4$

x	y
-3	$(-3)^2 + 4 = 13$
-2	$(-2)^2 + 4 = 8$
-1	$(-1)^2 + 4 = 5$
0	$0^2 + 4 = 4$
1	$(+1)^2 + 4 = 5$
2	$(+2)^2 + 4 = 8$
3	$(+3)^2 + 4 = 13$



Ejercicios: representa:

a) $y = -x^2 + 4$

b) $y = x^2$

c) $y = -x^2$

d) $y = x^2 + 3$

4. Magnitudes y unidades

- El Sistema Internacional (SI) es un conjunto de unidades utilizado por muchos países:
- Algunas unidades del SI son:
-

Magnitud	Unidad
Longitud	m
Masa	kg
Tiempo	s
Área o superficie	m ²
Volumen	m ³
Velocidad	m/s
Aceleración	m/s ²
Fuerza	N, newton
Trabajo	J, julio
Energía	J, julio
Potencia	w, vatio
Densidad	kg/m ³
Presión	Pa, pascal

5. Transformación de unidades

- Para transformar unidades, es necesario conocer la siguiente tabla de prefijos:

Prefijo	Símbolo	Equivalencia
kilo	k	10 ³
hecto	h	10 ²
deca	da	10
m ,g ,s, l		
deci	d	0'1
centi	c	0'01
mili	m	0'001

Ejemplo: 1 kg = 1000 g, 1 cm = 0'01 m.

Ejercicio: completa estas igualdades:

1) 1 mg = 2) 1 dam = 3) 1 cs =

4) 5 ml = 5) 4 kg = 6) 60 cm =

* Transformación de unidades lineales: se cuentan los pasos que hay entre una unidad y otra en la tabla, pero sin contar una de las dos. Hay que multiplicar o dividir por 10, 100 o 1000. Si subimos, hay que dividir y si bajamos, hay que multiplicar.

Ejemplo: transforma: 1 dag \rightarrow mg

$$1 \text{ dag} = 1 \cdot 10000 = 10000 \text{ mg}$$

Ejemplo: transforma: 8 cg \rightarrow kg

$$8 \text{ cg} = \frac{8}{100000} = 0'00008 \text{ kg}$$

Ejercicios: transforma:

1) 80 km en cm

2) 4 mg en hg

3) 12 dg en dag

4) 40 h en s

5) 50 ml en kl

6) 200 dag en g

7) 70 cg en hg

8) 500 kg en dg

9) 1000 cl en hl

10) 50 s en ms

* Transformación de unidades cuadradas: son aquellas que están elevadas al cuadrado. Ahora, hay que multiplicar el número de ceros por 2.

Ejemplo: transforma: 20 hm² en cm²

$$20 \text{ hm}^2 = 20 \cdot 100000000 = 2.000.000.000 \text{ cm}^2$$

Ejercicio: transforma:

1) 30000 m² en hm²

2) 800 dag² en mg²

3) 5 km² en cm²

4) 230 cg² en dag²

5) 10 cm² en mm²

6) 40 s^2 en das^2

7) 600 cl^2 en hl^2

8) 90 km^2 en hm^2

9) 4 l en dal^2

10) 60 kg^2 en cg^2

6. Notación científica

- Es la forma de escribir los números muy pequeños o muy grandes utilizando potencias de diez.
- La coma tiene que estar después del primer número.
- El primer número tiene que ser distinto de cero.

Ejemplo: estos números están escritos en notación científica:

$$6'34 \cdot 10^{-8} \quad 2'63 \cdot 10^4 \quad 6'86 \cdot 10^{-23}$$

Ejemplo: estos números no están escritos en notación científica:

$$16'34 \cdot 10^{-8} \quad 263 \cdot 10^4 \quad 0'686 \cdot 10^{-23}$$

- Para pasar un número a notación científica:

- a) Si desplazamos la coma a la izquierda, al exponente del 10 hay que sumarle un número.
- b) Si desplazamos la coma a la derecha, al exponente del 10 hay que restarle un número.

Ejemplos:

$$4530000 = 4'53 \cdot 10^6$$

$$0'0007281 = 7'281 \cdot 10^{-4}$$

$$3272'168 = 3'272168 \cdot 10^{-3}$$

Ejercicio: escribe estos números en notación científica:

1) 0'00002413 =

2) 82'327 · 10⁴ =

3) 0'0007 · 10⁸ =

4) 36'21 · 10⁻⁵ =

5) 0'000005

6) 874563

7) 789'67 · 10³⁴

8) 0'0000456 · 10³²

9) 765'45 · 10⁵

10) 123'45 · 10⁻⁸⁸

TEMA 2: LA MATERIA

Esquema

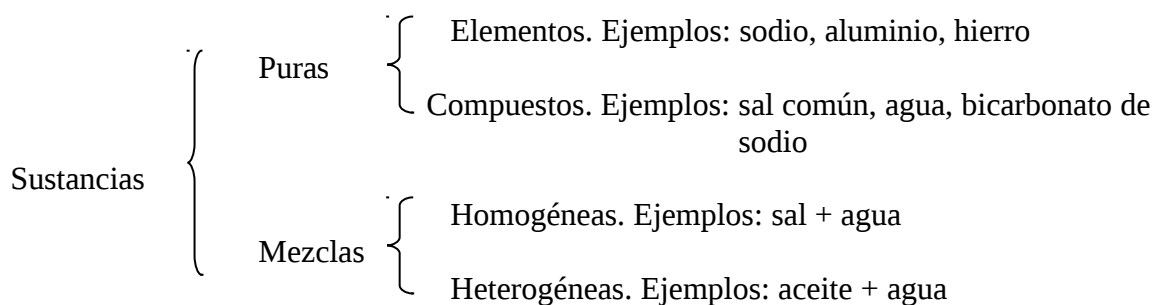
1. Definiciones del tema
2. Introducción
3. Propiedades de la materia
4. Estados de agregación
5. La teoría cinética
6. Cambios de estado
7. Temperatura y presión

1. Definiciones del tema

- 1) Sustancia: producto químico con una determinada composición.
- 2) Composición: lista de compuestos químicos que tiene una sustancia.
- 3) Propiedades cualitativas: aquellas que no se pueden medir.
- 4) Propiedades cuantitativas: aquellas que se pueden medir o calcular.
- 5) Propiedades intensivas: aquellas que no dependen del tamaño.
- 6) Propiedades extensivas: aquellas que dependen del tamaño.
- 7) Propiedades generales: aquellas que no dependen de la sustancia de la que se trate.
- 8) Propiedades características o específicas: aquellas que dependen de la sustancia de la que se trate.
- 9) Solubilidad: cantidad de sustancia que se puede disolver en una cierta cantidad de agua.
- 10) Densidad: masa que tiene un cuerpo por unidad de volumen.


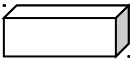


2. Introducción

Las sustancias se clasifican así:



3. Propiedades de la materia

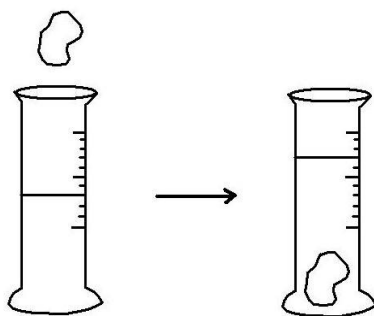
- La masa se mide con la balanza.
- El volumen se mide dependiendo de que el cuerpo sea regular o irregular.
- Si la forma es regular, se aplica la fórmula correspondiente:

Cuerpo	Dibujo	Volumen
Cubo		l^3
Prisma		$a \cdot b \cdot c$
Cilindro		$\pi r^2 h$
Esfera		$\frac{4 \cdot \pi \cdot r^3}{3}$

Ejercicios:

- 1) Calcula el volumen de un cubo de 5 cm de lado.
- 2) Calcula el volumen de un cubo de 20 metros de lado.
- 3) Calcula el volumen de una caja de zapatos de: 20 cm · 10 cm · 7 cm
- 4) Calcula el volumen de una habitación de 7 m · 5 m · 3 m
- 5) Calcula el volumen de un cilindro de 5 cm de radio y 7 cm de altura.
- 6) Calcula el volumen de un cilindro de 2 m de radio y 3 m de altura.

El volumen de un cuerpo irregular se mide metiéndolo en una probeta con agua y midiendo la subida del agua. El volumen del cuerpo es la diferencia de volúmenes.



Ejercicio: se introduce una piedra en una probeta con 50 ml de agua. Si el nivel asciende hasta 70 ml, ¿cuál es el volumen de la piedra?

Las propiedades de la materia se pueden clasificar de varias formas:

a) Dependiendo de si se pueden medir o no:

- Cuantitativas: se pueden medir.
- Cualitativas: no se pueden medir.

b) Dependiendo de si dependen del tamaño o no:

- Extensivas: dependen del tamaño.
- Intensivas: no dependen del tamaño.

c) Dependiendo de si dependen de la sustancia o no:

- Generales: son aquellas cuyo valor no depende de la sustancia. Ejemplos: masa, volumen y temperatura.

- Características o específicas: son aquellas cuyo valor sí depende de la sustancia.

Ejemplos: densidad, temperatura de fusión, temperatura de ebullición y solubilidad.

Ejercicio: clasifica las siguientes magnitudes o propiedades en cuantitativas o cualitativas, intensivas o extensivas y generales o características:

1) Volumen:

2) Densidad:

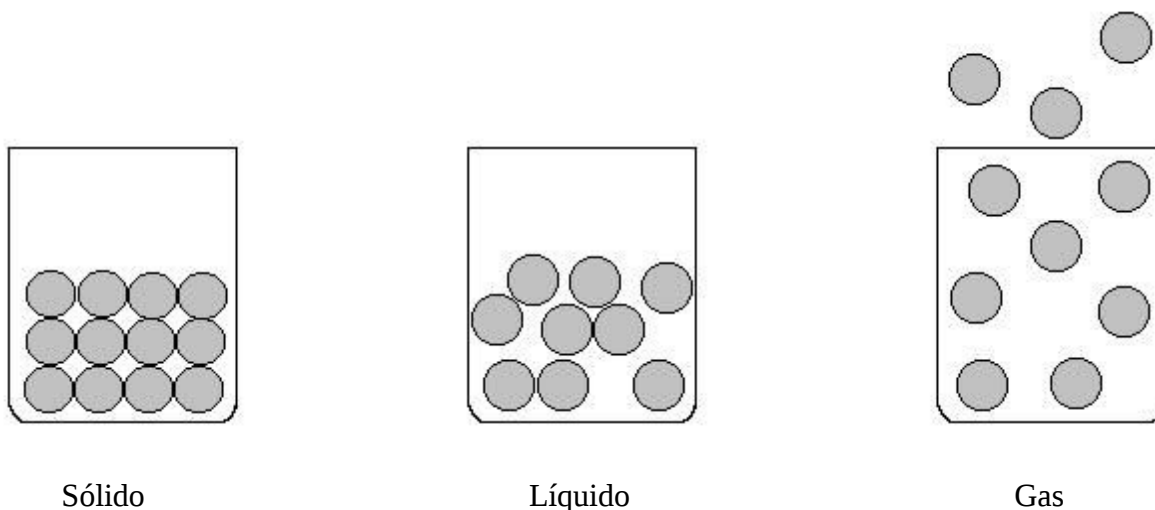
3) Temperatura:

4) Longitud:

4. Estados de agregación

- Son las formas en las que las sustancias pueden presentarse.
- Son tres: sólido, líquido y gas.
- Casi todas las sustancias puras pueden estar como sólido, líquido o gas. Hay algunas que sólo pueden estar en uno o en dos estados. Ejemplo: la madera sólo puede estar como sólido.

Los estados de agregación se diferencian por la distancia entre sus moléculas y por sus fuerzas de atracción:



- Las fuerzas que unen a las moléculas entre sí se llaman fuerzas intermoleculares.

Tabla de propiedades de sólidos, líquidos y gases:

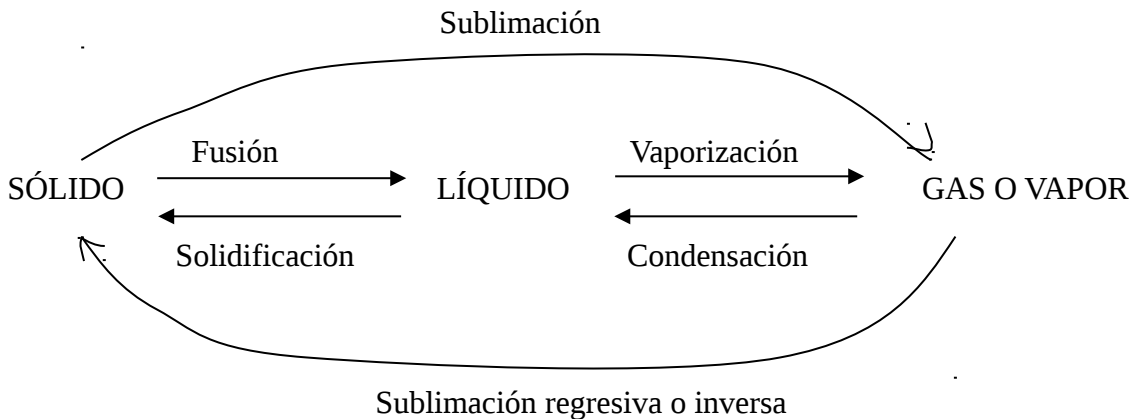
Propiedad	Sólidos	Líquidos	Gases
Fuerzas intermoleculares	Altas	Medias	Bajas
Distancias entre moléculas	Pequeñas	Medias	Altas
Forma	Fija	Variable	Variable

5. La teoría cinética

- Esta teoría explica el comportamiento de sólidos, líquidos y gases en función del movimiento de las moléculas.
- Tiene varios enunciados:
 - 1) Las moléculas de sólidos, líquidos y gases se están moviendo continuamente.
 - 2) Las moléculas de los gases se mueven en línea recta y sin orden. Estas moléculas colisionan continuamente unas contra otras y contra las paredes del recipiente.
 - 3) La temperatura de una sustancia o cuerpo es una consecuencia del movimiento de las moléculas.
 - 4) Cuando a un cuerpo le damos calor, aumenta el movimiento de sus moléculas y, cuando le quitamos calor, disminuye ese movimiento.

6. Cambios de estado

- Los nombres de los cambios de estado son:



- Cuando aumenta la temperatura, se cambia de estado así:

SÓLIDO → LÍQUIDO → GAS

- Al enfriar, ocurre lo contrario:

GAS	}	LÍQUIDO	→	SÓLIDO
-----	---	---------	---	--------
- Durante el cambio de estado, la temperatura permanece constante.
- Hay dos tipos de vaporización:

Evaporación

Vaporización

Ebullición

- Los verbos correspondientes a estos sustantivos son:

Sustantivo

Verbo

Vaporización

Vaporizar(se)

Evaporación

Evaporar(se)

Ebullición

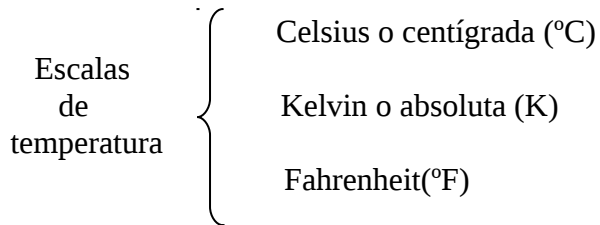
Ebullir o hervir

- Vaporización: es cualquier cambio de estado de líquido a gas.
- Evaporación: es el cambio de estado de líquido a gas que ocurre en la superficie del líquido.
- Ebullición: es el cambio de estado de líquido a gas que ocurre en todos los puntos del líquido.

Diferencias entre evaporación y ebullición	
– Evaporación	– Ebullición
– Ocurre sólo en la superficie	– Ocurre en todo el líquido
– Ocurre a cualquier temperatura, siempre que haya líquido. En el caso del agua, entre 0 y 100 °C.	– Ocurre a una temperatura fija para cada líquido. En el caso del agua, a 100 °C.
– No hace falta calentar	– Normalmente, hace falta calentar
– No hay burbujas	– Hay burbujas

7. Temperatura y presión

- La temperatura de un cuerpo es proporcional al movimiento de sus moléculas: a mayor movimiento, mayor temperatura.
- El aparato que mide la temperatura es el termómetro.
- Para medir la temperatura, se utilizan tres escalas:



Fórmulas para las transformaciones:

$$\begin{array}{ccc} & T_K = T_C + 273 & \\ \text{°C} & \xrightarrow{\hspace{10em}} & \text{K} \\ & T_C = T_K - 273 & \end{array}$$

Ejemplo: transforma 20 °C en K

$$T_K = T_C + 273 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

Ejemplo: transforma 209 K en °C

$$T_C = T_K - 273 = 209 - 273 = -64 \text{ °C}$$

Ejercicio: transforma en °C o en K, según corresponda:

- a) 0 °C b) 0 K c) 100 °C d) 120 K e) 500 °C f) 600 K

- La presión de un gas dentro de un recipiente depende de la cantidad de gas que haya: a mayor cantidad de gas, mayor presión.
- La presión de un gas es consecuencia de los choques de las moléculas entre sí y contra las paredes del recipiente.
- La presión que ejerce la atmósfera se llama presión atmosférica y el aparato que la mide se llama barómetro.
- La presión atmosférica es aproximadamente igual a 1 atm (una atmósfera).
- La presión dentro de un recipiente se mide con el manómetro.



Barómetro



Manómetro de neumático



Manómetro de bombona

- Hay muchas unidades de presión: la atmósfera (atm), los milímetros de mercurio (mm Hg), los pascasles (Pa), los bares (bar), los milibares (mbar) y los kilogramos por centímetro cuadrado (kg/cm²).
- La relación entre la atmósfera y los milímetros de mercurio es: 1 atm = 760 mm Hg.
- Ejemplo: transforma: 3 atm en mm Hg

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$3 \text{ atm} = x$$

$$x = 3 \cdot 760 = 2280 \text{ mm Hg}$$

- Ejemplo: transforma: 1500 mm Hg en atm

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$x = 1500 \text{ mm Hg}$$

$$x = 1500 / 760 = 1'97 \text{ atm}$$

- Ejercicio: transforma: a) 20 atm en mm Hg
c) 1000 mm Hg en atm

- b) 600 mm Hg en atm
d) 3'5 atm en mm Hg

TEMA 3: DISOLUCIONES

Esquema

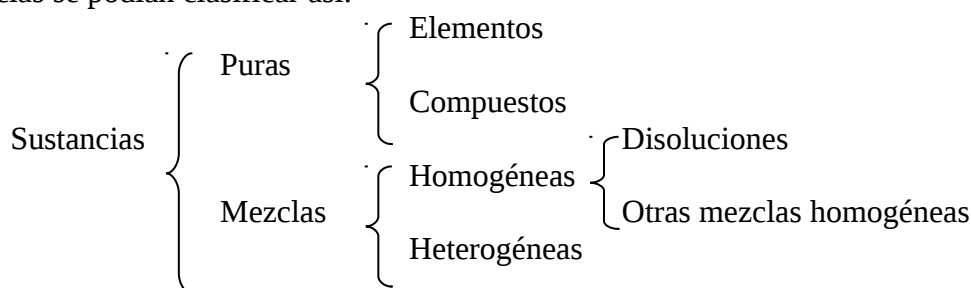
1. Definiciones del tema
2. Introducción
3. Tipos de disoluciones
4. Concentración
5. Solubilidad
6. Separación de los componentes

1. Definiciones del tema

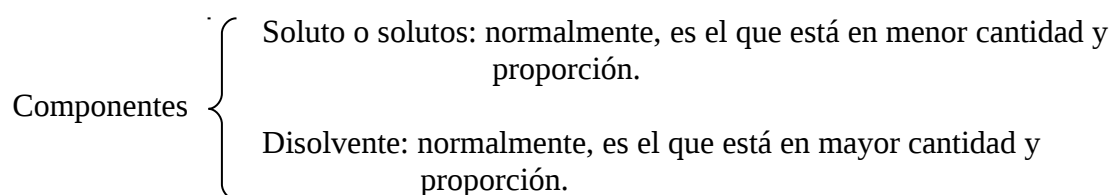
- Disolución: mezcla homogénea de moléculas.
- Solubilidad: masa de una sustancia que se disuelve en una determinada cantidad de agua.
- Saturada: disolución que tiene la máxima concentración posible de soluto.
- Filtración: método de separación de una mezcla heterogénea a través de un filtro.
- Decantación: método de separación de una mezcla basado en la diferencia de densidades de dos sustancias insolubles entre sí.
- Cristalización: método de separación de una mezcla mediante la aparición de cristales del soluto.
- Destilación: método de separación de una mezcla por ebullición y condensación.
- Extracción: método de separación de una mezcla por disolución en otro disolvente.
- Cromatografía: método de separación de una mezcla por separación en un papel de filtro.
- Centrifugación: método de separación de una mezcla por diferencia de densidades y alta velocidad.

2. Introducción

- Las sustancias se podían clasificar así:



- Los componentes de una disolución son:



3. Tipos de disoluciones

- Se pueden clasificar de dos formas:

a) Atendiendo a la proporción de soluto:

Disolución { Diluida: aquella que tiene baja concentración de soluto.
Concentrada: aquella que tiene alta concentración de soluto.
Saturada: aquella que tiene la máxima concentración de soluto.

b) Atendiendo al estado de agregación de soluto y disolvente.

Soluto	Disolvente	Ejemplos
Gas	Gas	Aire (oxígeno en nitrógeno)
Líquido	Gas	Niebla (agua en aire)
Sólido	Gas	Polvo en el aire
Gas	Líquido	Gaseosa (dióxido de carbono en agua)
Líquido	Líquido	Cubata (alcohol en agua)
Sólido	Líquido	Salmuera (sal en agua)
Gas	Sólido	Hidrógeno en platino
Líquido	Sólido	Amalgama (mercurio en metal)
Sólido	Sólido	Aleaciones

Concentración

- La concentración da idea de la cantidad de soluto que hay en un volumen de disolución.
- Hay muchas formas de expresar la concentración, pero sólo vamos a ver una:
- Porcentaje en masa o en peso:

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

$$\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

- Ejemplo: una disolución tiene 20 g de sal y 100 g de agua. ¿Cuál es su porcentaje?

$$\% \text{ masa} = 20 \cdot 100 / 120 = 16'7 \%$$

- Ejemplo: tenemos 50 g de una disolución al 40 %. Calcula la masa de soluto.

$$\text{masa de soluto} = 50 \cdot 40 / 100 = 200 / 100 = 2 \text{ g}$$

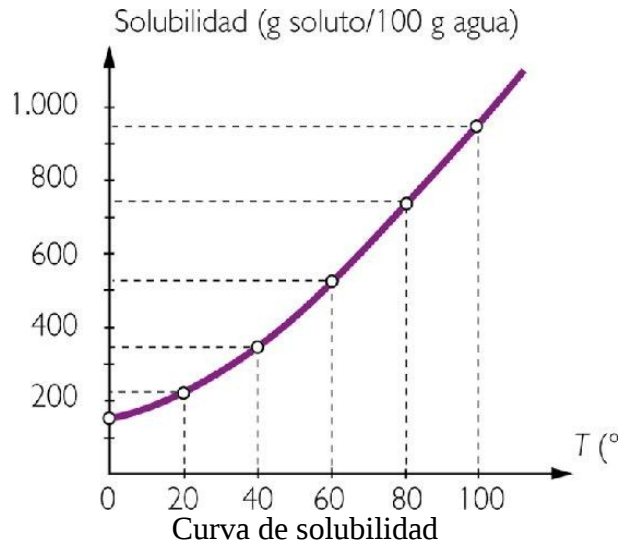
Ejercicios:

- 1) Tenemos 50 g de sal y 80 g de agua. Calcula el porcentaje de la disolución.
- 2) Tenemos 20 g de soluto y 130 g de disolución. Calcula el porcentaje.
- 3) Tenemos 200 g de soluto y 500 g de agua. Calcula el porcentaje.
- 4) Tenemos 50 g de una disolución del 30 %. Calcula la masa de soluto.

5) Tenemos 150 g de una disolución del 80 %. Calcula la masa de soluto.

5. Solubilidad

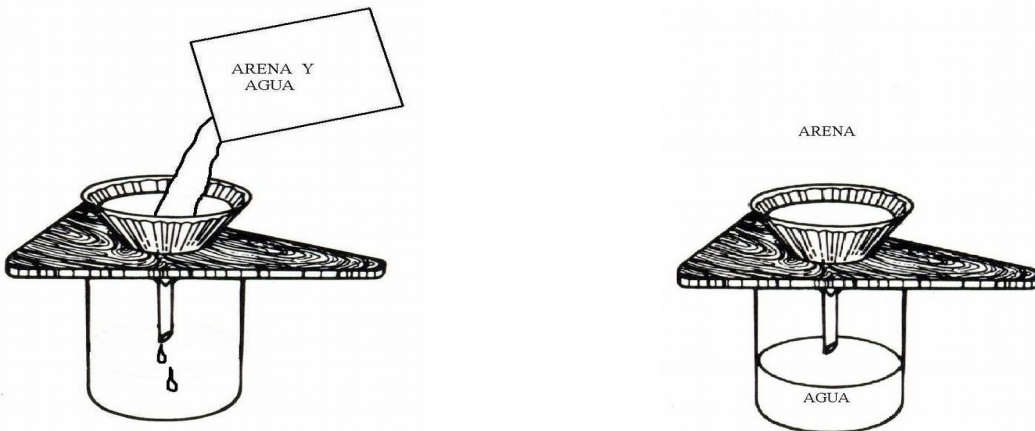
- La solubilidad es la concentración de una disolución saturada.
- Una disolución saturada es aquella que tiene la máxima concentración posible de soluto.
- La solubilidad de una sustancia depende de la temperatura. Normalmente, a mayor temperatura, mayor solubilidad.



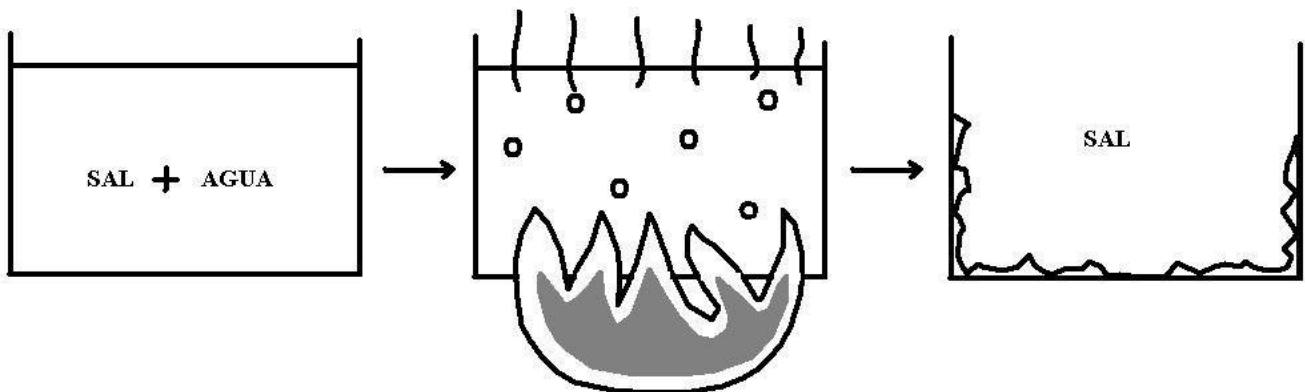
6. Separación de los componentes

- Los componentes de una mezcla se pueden separar por una o varias de las siguientes técnicas:

a) Filtración:

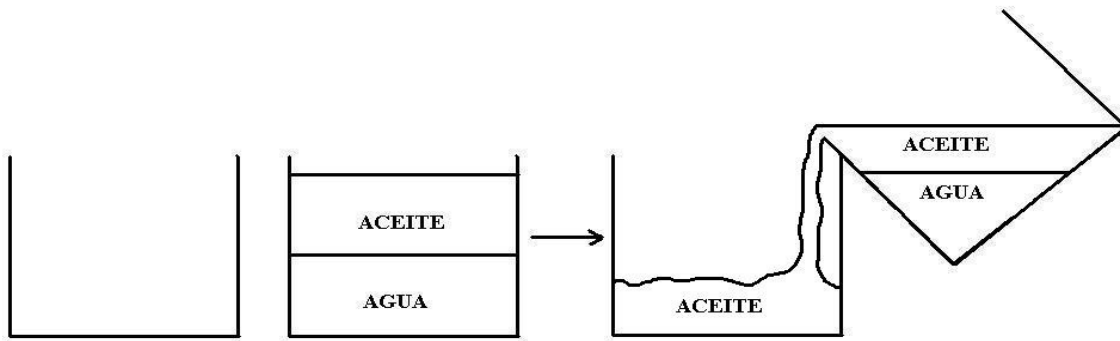


b) Evaporación y/o ebullición:

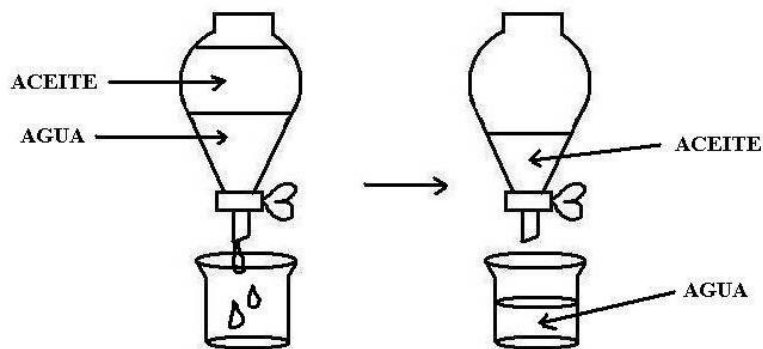


c) Decantación:

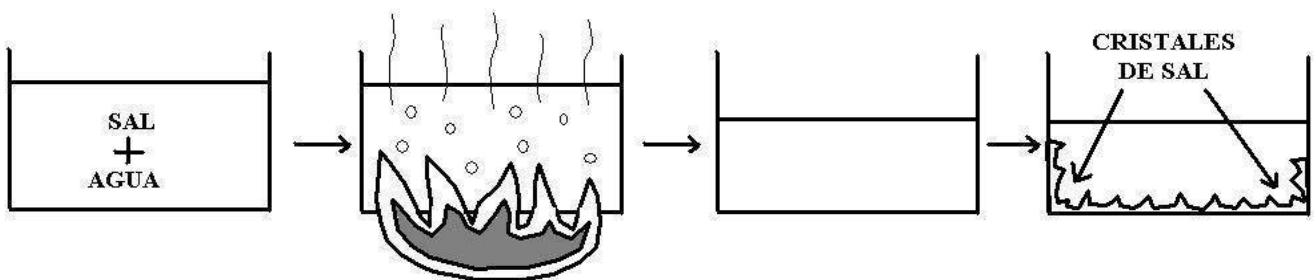
* Primer tipo:



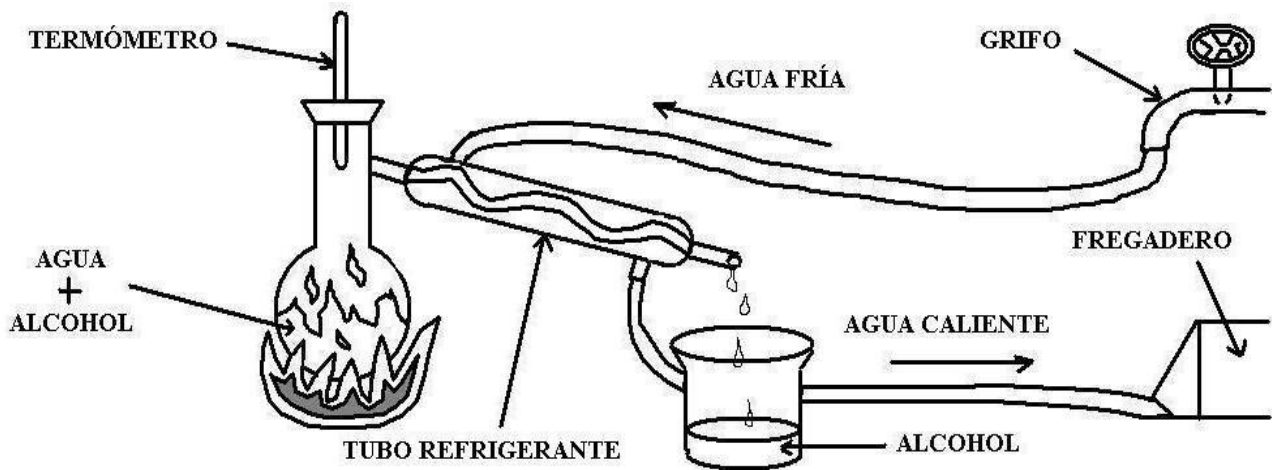
* Segundo tipo:



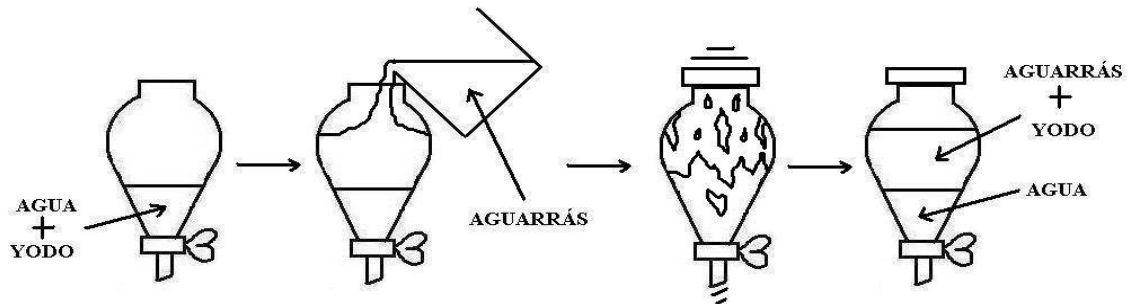
d) Cristalización:



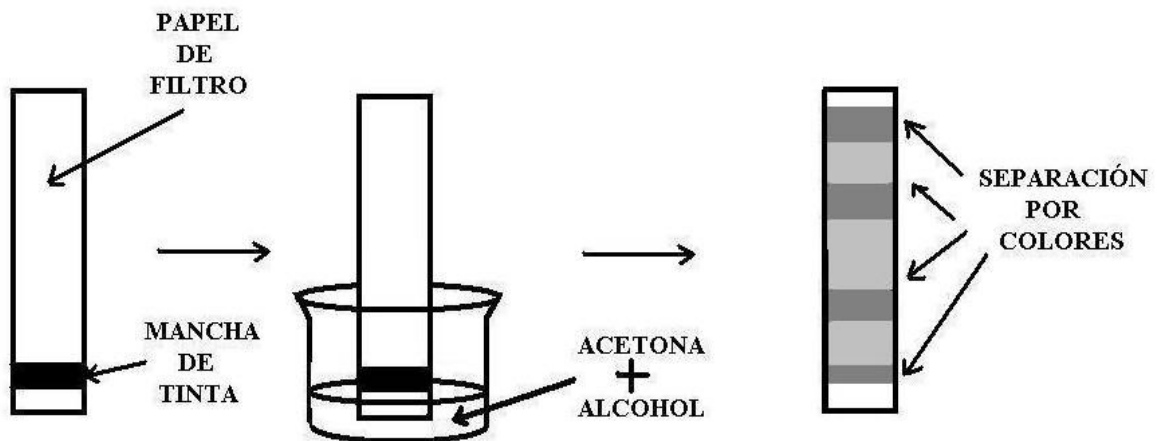
e) Destilación:



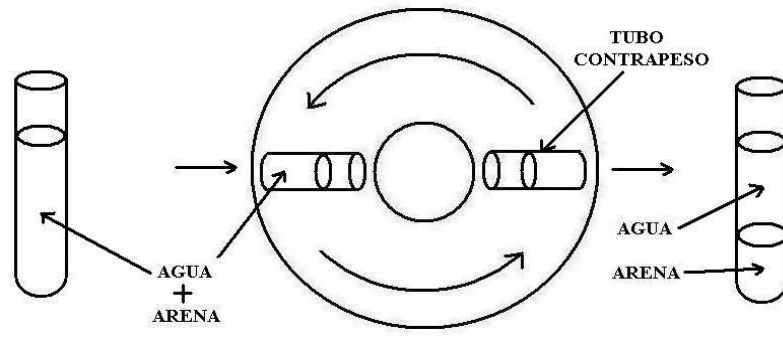
f) Extracción:



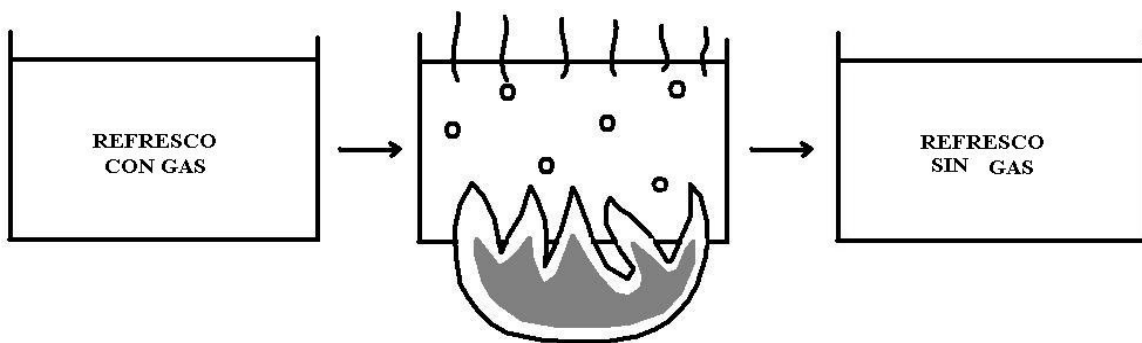
g) Cromatografía:



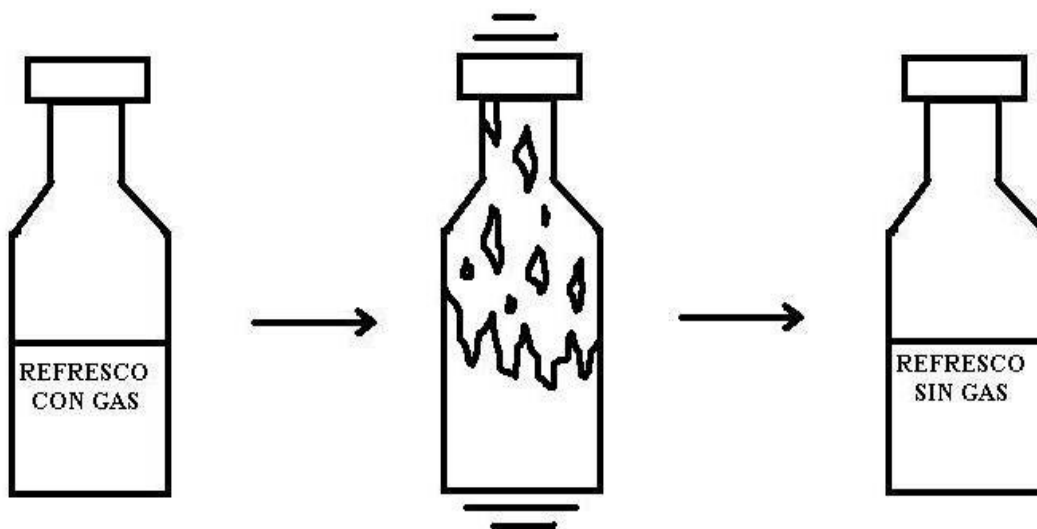
h) Centrifugación:



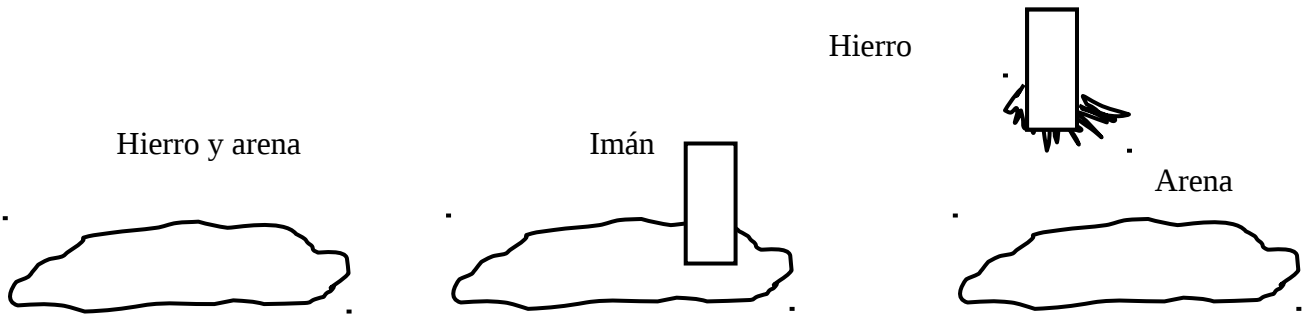
i) Calentamiento suave:



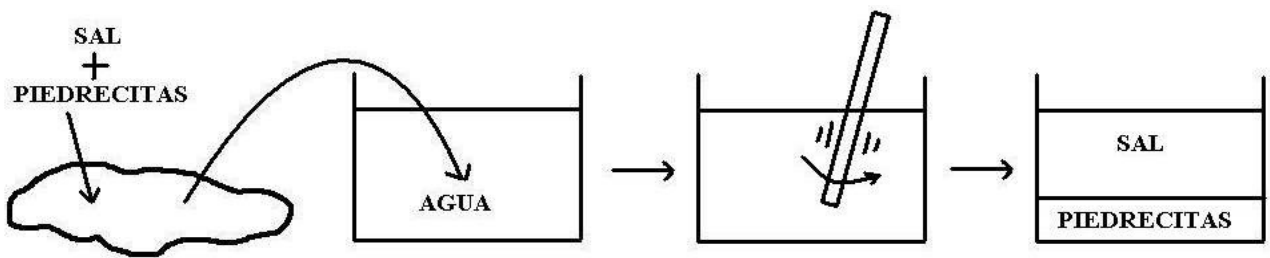
j) Agitación:



k) Separación magnética:



l) Disolución:



TEMA 4: EL ÁTOMO

Esquema

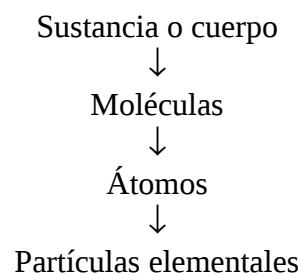
1. Definiciones del tema
2. Introducción
3. Modelos atómicos
4. El núcleo atómico
5. Masas atómicas
6. Iones

1. Definiciones del tema

- **Átomo:** es la parte más pequeña de un elemento que puede participar en una reacción química.
- **Molécula:** es una agrupación de átomos unidos químicamente.
- **Modelo:** es una representación gráfica o abstracta y simplificada de un sistema.
- **Radiactividad:** el núcleo del átomo es inestable y emite continuamente partículas elementales y energía.
- **Isótopos:** átomos del mismo elemento que tienen igual número de neutrones.
- **Ion:** átomo o un grupo de átomos que ha ganado o que ha perdido electrones.

2. Introducción

- La materia está hecha de átomos y de moléculas.
- La materia se puede dividir así:



- Dalton dio la primera teoría atómica, que dice que:
 - 1) La materia está compuesta por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
 - 2) Los átomos del mismo elemento son iguales, es decir, tienen la misma masa y las mismas propiedades químicas.
 - 3) Los átomos de distintos elementos son distintos, es decir, tienen distintas masas y propiedades químicas.
 - 4) Los compuestos químicos están formados por la combinación de átomos de dos o más elementos diferentes. Ejemplo: H₂O
- La materia tiene naturaleza eléctrica.
- Cuando se frota un bolígrafo con un chaleco, adquiere carga eléctrica que puede atraer unos papelillos. Esto significa que la materia está formada por cargas eléctricas.

- Los átomos están formados por estas partículas elementales:

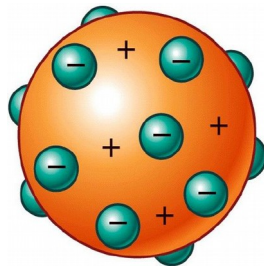
Partícula	Símbolo	Carga	Masa
Protón	p	+	1 uma
Electrón	e ⁻	-	0 uma
Neutrón	n	0	1 uma

uma = unidad de masa atómica

3. Modelos atómicos

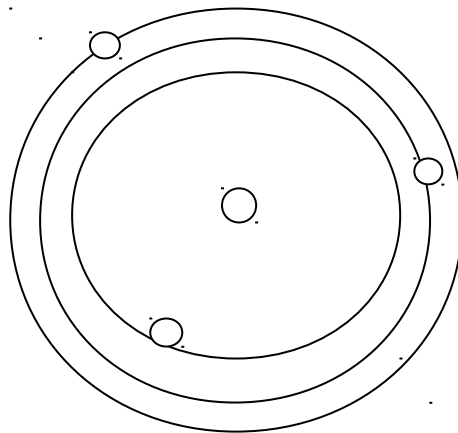
- Un modelo es una representación gráfica y simplificada de un sistema.
- Los principales modelos atómicos son:

a) Modelo de Thomson: el átomo consiste en una esfera cargada positivamente, dentro de la cual están incrustados los electrones.



Modelo de Thomson

b) Modelo de Rutherford:



Modelo de Rutherford

Enunciados del modelo de Rutherford:

- * El átomo está formado por el núcleo y la corteza.
- * En el núcleo está toda la carga positiva del átomo y casi toda la masa atómica.
- * Los electrones forman la corteza del átomo. Los electrones giran alrededor del núcleo en trayectorias circulares.
- * Los electrones están muy alejados del núcleo. Entre el núcleo y los electrones no hay nada, es decir, hay un gran espacio vacío.
- * Para que el átomo sea eléctricamente neutro:

nº cargas positivas = nº de cargas negativas

4. El núcleo atómico

- En el núcleo se encuentran los neutrones y los protones.
- Los elementos químicos se pueden escribir así: ${}^A_Z X$
A y Z son dos números.
- Podemos calcular los números de neutrones, protones y electrones:

Número de protones = Z

Número de electrones = Z

Número de neutrones = A – Z

- Ejemplo: ${}^{17}_8 O$. Tiene 9 neutrones, 8 protones y 8 electrones.
- Ejercicio: completa esta tabla:

	${}^7_3 Li$	${}^{19}_9 F$	${}^{195}_{78} Pt$
Neutrones			
Protones			
Electrones			

- Ejercicio: completa esta tabla:

	${}^5_2 He$	${}^9_4 Be$	${}^{12}_5 B$
Neutrones			
Protones			
Electrones			

- Ejercicio: completa esta tabla:

	${}^{12}_6 C$	${}^{16}_7 N$	${}^{19}_{10} Ne$
Neutrones			
Protones			
Electrones			

5. Masas atómicas

- La masa atómica es la masa de un átomo.
- La masa molecular es la masa de una molécula.
- Las masas atómicas y moleculares son muy pequeñas y no se miden en gramos, se miden en umas.
- Una significa unidad de masa atómica.
- Ejemplos: masa del hidrógeno: 1 uma
masa del oxígeno: 18 umas
- Las masas atómicas aparecen en los libros de texto.
- Las masas moleculares se calculan multiplicando el numerito de la fórmula por la masa atómica.
- Ejemplo: calcula la masa molecular del agua, H₂O. La masa atómica del hidrógeno es 1 y la del O es 16.
 $M = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ umas
- Ejercicio: calcula las masas de estas moléculas:

a) NH₃ b) H₂SO₄ c) CuH₂ d) P₂O₅ e) Li₃PO₄

Masas atómicas: N: 14, H: 1, S: 32, O: 16, Cu: 63'54, P: 31, Li: 7

6. Iones

- Un ion es un átomo que ha ganado o que ha perdido electrones.
- Si el átomo gana electrones, el ion es negativo.
- Si el átomo pierde electrones, el ion es positivo.
- Hay dos tipos de iones:

Tipos de iones	{	Anión: ion con carga negativa. Ejemplos: H ⁻ , O ²⁻
		Catión: ion con carga positiva. Ejemplos: H ⁺ , O ²⁺

- Los átomos ganan o pierden electrones con facilidad porque son pequeños y porque están por fuera en el átomo.
- Los metales forman iones positivos y los no metales forman iones negativos.

TEMA 5: LA TABLA PERIÓDICA Y EL ENLACE QUÍMICO

Esquema

1. Definiciones del tema
2. La tabla periódica
3. El enlace químico
4. Propiedades de las sustancias

1. Definiciones del tema

- Un elemento es una sustancia cuyos átomos tienen todos el mismo número de protones.
- Propiedades periódicas: son aquellas que cambian poco a poco al movernos en la tabla.
- Enlace químico: es la fuerza que mantiene unidos a los átomos entre sí o a las moléculas entre sí.
- Enlace iónico: es aquel en el que un átomo le da electrones a otro.
- Enlace covalente: es aquel en el que los electrones giran alrededor de los dos átomos.
- Enlace metálico: es aquel en el que los electrones giran alrededor de todos los átomos.

2. La tabla periódica

- También se la llama sistema periódico.
- Es la ordenación de todos los elementos existentes en el universo.
- Existen unos 112 elementos.
- Los elementos están ordenados por orden creciente del número de protones.
- Las columnas verticales se llaman grupos y las filas horizontales se llaman periodos.
- Los metales están en el centro y a la izquierda en la tabla periódica y los no metales están a la derecha.
- Estas son las características de los metales:
 - 1) Tienen brillo metálico.
 - 2) La mayoría son opacos y grises.
 - 3) Son buenos conductores del calor y la electricidad.
 - 4) Son todos sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, que es líquido.
 - 5) Son dúctiles y maleables. Dúctil significa que se puede extender formando hilos o alambres. Maleable significa que se puede extender formando láminas o planchas.
- Los elementos que hay que conocer en este curso son:

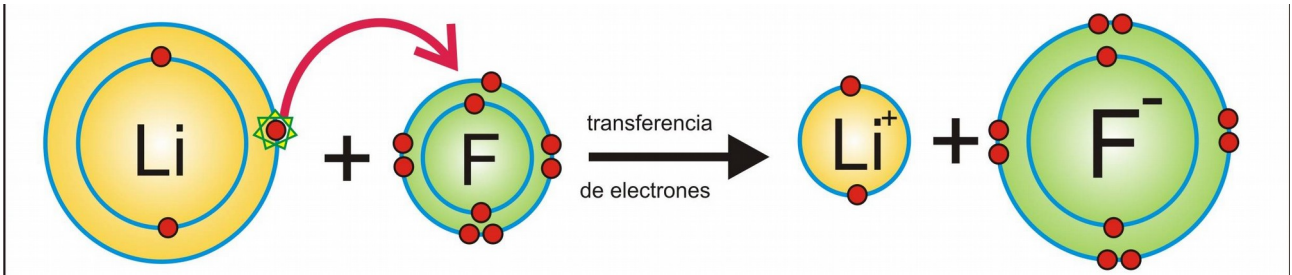
Grupo	Elementos
Alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, francio
Alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra Berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario, radio
Halógenos	F, Cl, Br, I, At

	Flúor, cloro, bromo, yodo, astato
Gases nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn Helio, neón, argón, kriptón, xenón, radón

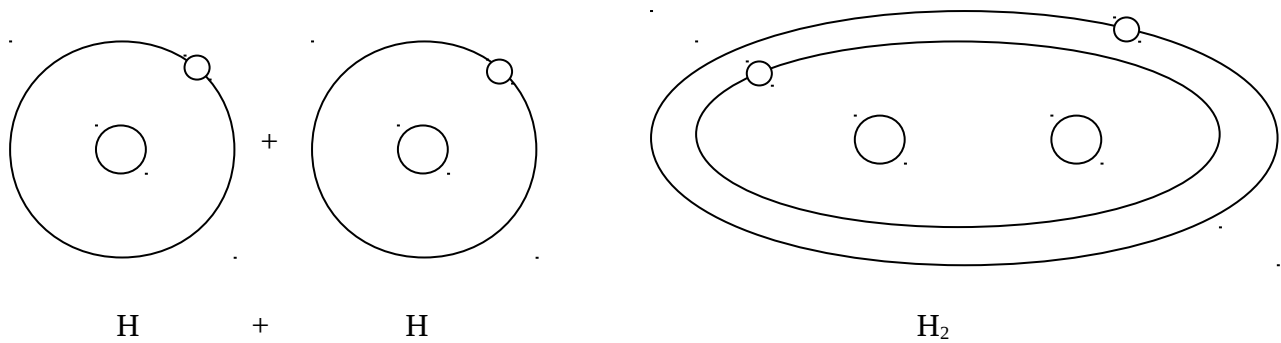
3. El enlace químico

– Son los siguientes:

a) Enlace iónico: el metal le da uno o varios electrones al no metal. Ejemplo: NaCl.

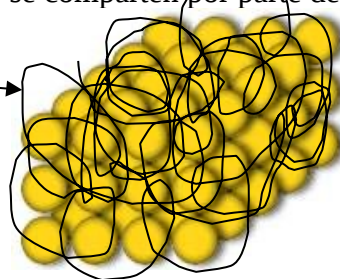


b) Enlace covalente: los electrones se comparten por los dos átomos. Ejemplo: H₂.



c) Enlace metálico: los electrones se comparten por parte de todos los átomos. Ejemplo: el hierro.

Gas electrónico
o nube electrónica



Átomos
metálicos

4. Propiedades de las sustancias

- Propiedades de las sustancias iónicas: son sólidos a temperatura ambiente. Poseen altos puntos de fusión y de ebullición. Se disuelven muy bien en agua. No conducen bien la electricidad en estado sólido.
- Propiedades de las sustancias covalentes: son sólidos a temperatura ambiente. Poseen altos puntos de fusión y de ebullición. Se disuelven mal en agua y en otros disolventes. No conducen bien la electricidad, son aislantes. Tienen una gran dureza, es decir, una gran resistencia a ser rayado.
- Propiedades de las sustancias metálicas: son sólidos a temperatura ambiente. Poseen puntos de fusión y de ebullición medios y altos. Se disuelven mal en agua y en otros disolventes. Son muy buenos conductores de la electricidad. Las densidades suelen ser altas.

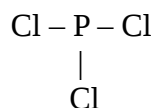
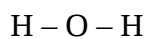
TEMA 6: FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

Esquema

1. Valencias
2. Reglas para formular
3. Elementos químicos
4. Óxidos
5. Hidruros

1. Valencias

La valencia de un elemento es el número de enlaces que forma o que puede formar.
Ejemplos:



Las valencias correspondientes son:

H: 1
O: 2

P: 3
Cl: 1

C: 2
O: 2

VALENCIAS MÁS COMUNES

METALES	NO METALES
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr: 1	C: 2, 4
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra: 2	N: 1, 2, 3, 4, 5
Cr: 2, 3, 6	P: 1, 3, 5
Mn: 2, 3, 4, 6, 7	O: 2
Fe, Co, Ni: 2, 3	S, Se: 2, 4, 6
Pd, Pt: 2, 4	F: 1
Cu: 1, 2	Cl, Br, I: 1, 3, 5, 7
Ag: 1	H: 1
Au: 1, 3	
Zn, Cd: 2	
Hg: 1, 2	
Al, Ga, In: 3	
Tl: 1, 3	
Sn, Pb: 2, 4	
Bi: 3, 5	

SEMIMETALES O METALOIDES

B: 3
Si, Ge: 4
As, Sb: 3, 5
Te, Po: 2, 4, 6

Los nombres de los elementos y sus símbolos son:

Grupo	Elementos
Alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, francio
Alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra Berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario, radio
Grupo del boro	B, Al, Ga, In, Tl Boro, aluminio, galio, indio, talio
Grupo del carbono	C, Si, Ge, Sn, Pb Carbono, silicio, germanio, estaño, plomo
Grupo del nitrógeno	N, P, As, Sb, Bi Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto
Grupo del oxígeno	O, S, Se, Te, Po Oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio
Halógenos	F, Cl, Br, I, At Flúor, cloro, bromo, yodo, astato
Gases nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn Helio, neón, argón, kriptón, xenón, radón
Grupo del níquel	Ni, Pd, Pt Níquel, paladio, platino
Grupo del cobre	Cu, Ag, Au Cobre, plata, oro
Grupo del cinc	Zn, Cd, Hg Cinc, cadmio, mercurio
Otros	Cr, Mn, Fe, Co Cromo, manganeso, hierro, cobalto

2. Reglas para formular

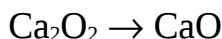
1) Se escribe primero el metal y después el no metal.

Ejemplo: el cloruro de sodio:

ClNa	NaCl
Incorrecto	Correcto

2) Se intercambian las valencias y se simplifica si se puede.

Ejemplo: el óxido de calcio:



3. Elementos químicos

– Los elementos químicos se nombran dependiendo de que estén en esta lista o no:

H, N, O, F, Cl, Br, I, P, S.

– Si no están en esta lista, se dice el nombre y ya está. Ejemplo: Fe: hierro.

– Si está en la lista anterior, puede tener numerito o no tenerlo.

– Si no tiene numerito, se nombran así: (nombre del elemento) atómico.

– Ejemplos: H: hidrógeno atómico Cl: cloro atómico

– Si tiene numerito, se nombran así: (nombre del elemento) molecular.

– Ejemplos: H₂: hidrógeno molecular Cl₂: cloro molecular

– Los números que nos podemos encontrar son:

H₂, N₂, O₂, O₃ (ozono), F₂, Cl₂, Br₂, I₂, P₄, S₈.

– Ejercicio: nombra estos elementos: N, O₂, F, Cl₂, Br, I₂, P, S₈.

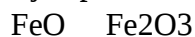
– Ejercicio: formula estos elementos: ozono, oxígeno atómico, flúor molecular, cloro atómico, yodo atómico, fósforo molecular y azufre atómico.

4. Óxidos

– Son elementos que tienen un elemento y oxígeno.

– Se formulan escribiendo primero el otro elemento, después el oxígeno y después se intercambian las valencias.

– Ejemplo: el hierro (III) y el oxígeno, que tiene valencia 2:



– La nomenclatura es la acción de nombrar.

– Vamos a ver una nomenclatura para óxidos: la nomenclatura IUPAC.

– Así se nombra en la nomenclatura IUPAC:

(Prefijo numérico)óxido de (prefijo numérico)(elemento)

– Hay que ir de derecha a izquierda en la fórmula.

– Los prefijos numéricos son: mono, di, tri, tetra, penta, hexa y hepta.

– Ejemplos: FeO: monóxido de hierro Fe₂O₃: trióxido de dihierro

– Ejercicios: nombra los siguientes óxidos:

Al₂O₃ Sb₂O₃ CoO CO₂ Co₂S₃ CuO

Tl ₂ O ₃	CdO	Ni ₂ O ₃	P ₂ O	Cl ₂ O	CrO ₃
Mn ₂ O ₃	Li ₂ O	ZnO	Br ₂ O ₅	SO ₂	BaO
Bi ₂ O ₃	Cr ₂ O ₃	SnO	P ₂ O ₃	CO	SeO ₃

5. Hidruros

- Son elementos que tienen un elemento y el hidrógeno.
- Se formulan escribiendo primero el otro elemento, después el hidrógeno y después se intercambian las valencias.
- Ejemplo: el hierro (III) y el hidrógeno:



- La nomenclatura es la acción de nombrar.
- Se nombran igual que los óxidos, pero con la palabra hidruro.
- Así se nombra en la nomenclatura IUPAC:

(Prefijo numérico)hidruro de (elemento)

- Hay que ir de derecha a izquierda en la fórmula.
- Los prefijos numéricos son: mono, di, tri, tetra, penta, hexa y hepta.
- Ejemplos: FeH₂: dihidruro de hierro FeH₃: trihidruro de hierro
- Ejercicios: nombra los siguientes hidruros:

AlH ₃	SbH ₃	CoH ₂	CH ₄	CoH ₃	CuH
NiH ₂	CdH ₂	NiH ₃	PtH ₂	CaH ₂	CrH ₃
MnH ₃	LiH	ZnH ₂	BeH ₂	AuH ₃	BaH ₂
BiH ₃	CrH ₃	SnH ₄	PdH ₂	CoH ₃	SbH ₃

TEMA 7: REACCIONES QUÍMICAS

Esquema

1. Definiciones del tema
2. Introducción
3. Ajuste de ecuaciones químicas
4. Leyes de las reacciones químicas
5. Reacciones químicas de interés

1. Definiciones del tema

- Reacción química: desaparición de unas sustancias puras y la aparición de otras sustancias puras nuevas.
- Reactivo: sustancia que reacciona en una reacción química.
- Producto: sustancia que se obtiene en una reacción química.
- Combustión: reacción rápida de algunas sustancias con el oxígeno y que desprende mucho calor.
- Síntesis o formación: obtención de un compuesto a partir de sus elementos.
- Neutralización: reacción de un ácido y un hidróxido.

2. Introducción

- Cuando se ponen en contacto dos o más sustancias puras, puede ocurrir que:
 - a) Se disuelvan. Ejemplo: sal + agua.
 - b) No se disuelvan. Ejemplo: aceite + agua.
 - c) Reaccionen. Ejemplo: aceite + sosa cáustica.
- Sabemos que ha ocurrido una reacción química porque ocurre alguno de estos fenómenos:
 - a) La mezcla se calienta o se enfría: normalmente, se calienta.
 - b) Cambio de color.
 - c) Desprendimiento de gases.
 - d) Aparición de un sólido en el fondo.
 - e) Inflamación.
 - f) Explosión.
- La forma de escribir una reacción química se llama ecuación química.
- Ejemplo: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
Se lee así: 2 moléculas de H₂ reaccionan con una molécula de O₂ para dar 2 moléculas de H₂O
- Ejemplo: $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$
- Se lee así: 2 átomos de C reaccionan con una molécula de O₂ para dar 2 moléculas de CO.

3. Ajuste de ecuaciones químicas

- El ajuste consiste en determinar cuáles son los números que deben aparecer delante de cada sustancia en una ecuación química.

- Ejemplo: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

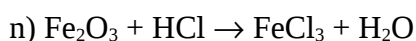
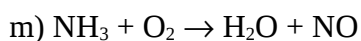
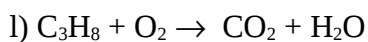
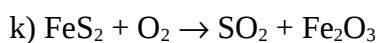
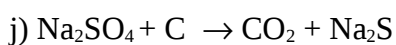
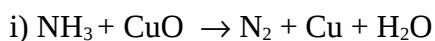
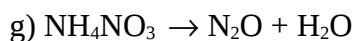
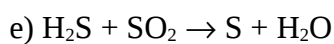
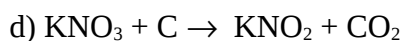
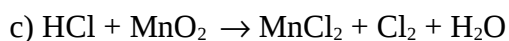
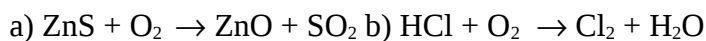
- Los números tienen que ser enteros y lo más pequeños posible.

- Se puede ajustar por tanteo.

- Consiste en hacerlo a ojo, directamente. El número de átomos de cada átomo tiene que ser igual en los dos miembros de la ecuación.

- Ejemplo: ajusta: $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

- Ejercicio: ajusta:



Solución:

- a) 2, 3, 2, 2 b) 4, 1, 2, 2 c) 4, 1, 1, 1, 2 d) 2, 1, 2, 1
e) 2, 1, 3, 2 f) 3, 2, 1 g) 1, 1, 2 h) 2, 1, 3, 3
i) 2, 3, 1, 3, 3 j) 1, 2, 2, 1 k) 4, 11, 8, 2 l) 1, 5, 3, 4
m) 4, 5, 6, 4 n) 1, 6, 2, 3

4. Leyes de las reacciones químicas

– Hay varias leyes o reglas que se cumplen en las reacciones químicas, pero sólo vamos a ver una: Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier: en una reacción química, la masa total permanece constante.

– Ejemplo: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

$$4 \text{ g} + 32 \text{ g} = 36 \text{ g}$$

$$8 \text{ g} + 64 \text{ g} = 72 \text{ g}$$

– Ejercicio: calcula las masas que faltan en esta tabla:

m_{H_2}	m_{O_2}	$m_{\text{H}_2\text{O}}$
4 g	32 g	36 g
a	64 g	72 g
20 g	160 g	b
12 g	c	108 g
40 g	d	360 g

5. Reacciones químicas de interés

– Combustión: cuando una sustancia se quema, reacciona con oxígeno y, normalmente se obtiene dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

Ejemplo: gasolina + oxígeno = CO_2 + H_2O

Ejemplo: madera + oxígeno = CO_2 + H_2O

– Síntesis: se obtiene un compuesto a partir de sus elementos constituyentes.

Ejemplo: hidrógeno + oxígeno → agua nitrógeno + hidrógeno → amoníaco

- Descomposición: a partir de un compuesto se obtienen varios. Normalmente, ocurre al calentar. Ejemplo: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$