



FÍSICA Y QUÍMICA

Cuaderno de Recuperación

3º ESO

Nombre: _____

Grupo: _____

Año académico: _____

1

El método científico. La medida

El conocimiento que tenemos sobre la naturaleza se debe fundamentalmente al trabajo de los científicos. Estos siguen un procedimiento denominado **MÉTODO CIENTÍFICO**:

Actividad que consiste en describir las leyes que rigen la naturaleza mediante un proceso válido y fiable.

que si bien no se considerarse como un conjunto de normas estrictas que se aplican de forma consecutiva y rigurosa, si es posible señalar etapas comunes a cualquier investigación científica:

- La observación.
- La emisión de hipótesis.
- La experimentación.
- El análisis de resultados



Actividades

1. Relaciona mediante flechas:

Hipótesis
Problema
Ley
Teoría
Diseño experimental

Posible método a seguir para contrastar hipótesis
Conjunto amplio de contenidos científicos (leyes, hipótesis, modelos...)
Hipótesis contrastada que se puede expresar mediante relación matemática
Algo para lo cual, de entrada, no se conoce la solución
Conjetura respecto a una posible respuesta o solución de un problema

2. Ordena las etapas que siguen en una investigación científica:

- Análisis de resultados
- Experimentación
- Enunciado de leyes y Teorías
- Observación
- Publicación de resultados
- Planteamiento de hipótesis

3. En ocasiones por la calle, o en algunas secciones de revistas y periódicos podemos leer anuncios parecidos a este:

El nuevo ~~absorbegrasas~~: LIPOSORB

La píldora que succiona la grasa y la atrapa como un imán, librándote de ella de una forma natural. Pierde peso sin pasar hambre, sin dietas, comiendo lo que desees. La idea es tan brillante como simple. ¿Has visto alguna vez un pez con sobrepeso? ¡Claro que no! porque sus cuerpos contienen ~~Liposorb~~, la molécula ~~quitagrasa~~, que ahora está a la venta en pastillas.

- Escribe unas líneas expresando tu opinión objetiva sobre el pretendido carácter científico de estos reclamos publicitarios. ¿por qué crees que abunda este tipo de anuncios en los diferentes medios de comunicación?
- ¿Qué opinas cuando ofrecen "resultados garantizados"?

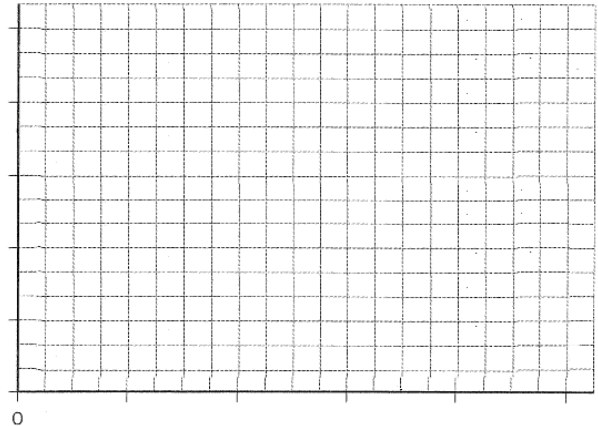


4. Colgando sucesivas masas de un muelle se han obtenido los datos de la tabla:

Alargamiento (cm)	2	3	4	5	6
Masa colgante (g)	10	15	20	25	30

Aplica las etapas del método científico al ejemplo dado y explícalas.
Representa gráficamente la relación entre la masa y el alargamiento del muelle.

- ¿qué tipo de relación hay entre estas magnitudes?
- Propón una ecuación que relacione el alargamiento y la masa.
- ¿cuánto se alargaría el muelle al colgar del extremo libre una masa de 50 g?



MAGNITUDES FUNDAMENTALES Y DERIVADAS

Estudiar un fenómeno significa dos cosas: reconocer qué magnitudes intervienen en él y determinar cómo están relacionadas entre sí. Entendemos por **MAGNITUD**, cualquier característica de los cuerpos que pueda medirse de manera objetiva.

Unas se miden directamente, comparándolas con la unidad correspondiente, son **magnitudes fundamentales** y otras se miden indirectamente, con una fórmula matemática que permita relacionarlas, son las **magnitudes derivadas**.

Magnitud fundamental	Unidad patrón	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	Kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad de corriente	amperio	A
Intensidad luminosa	candela	cd

Actividades

5. Indica las características de una persona que se consideran magnitudes físicas:

- ▶ la simpatía ___
- ▶ La masa ___
- ▶ La belleza ___
- La habilidad ___
- La altura ___
- La velocidad ___

6. Al medir el tiempo que tarda en llenarse una piscina con 50 m³ obtenemos un valor de 50 minutos. Identifica magnitud, cantidad y unidad.

7. Completa la siguiente tabla:

Magnitud	Unidad en el S.I.	Símbolo de la unidad
Masa		
Tiempo		
Longitud		
Temperatura		
Intensidad de corriente		
Intensidad luminosa		
Cantidad de sustancia		
Velocidad		
Volumen		
Densidad		



LA MEDIDA

Medir es comparar. Las propiedades que se miden en el ámbito científico se llaman **MAGNITUDES**, y el resultado se expresa en unidades del **SISTEMA INTERNACIONAL**, un acuerdo entre estados donde se decide qué comparar. Su uso, en España, está aprobado por ley desde 1967.

Como las medidas tienen un rango de posibilidades enormes, se usan **múltiplos** y **submúltiplos** de ellas y se expresan en **NOTACIÓN CIENTÍFICA**.

Múltiplos

Factor	Prefijo	Símbolo
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
10^2	hecto	h
10^1	deca	da

submúltiplos

Factor	Prefijo	Símbolo
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	u
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p

$$923600000000 = 9,236 \times 10^{11}$$

$$0,000132 = 1,32 \times 10^{-4}$$

La parte entera debe tener siempre una sola cifra.

Actividades

8. Escribe estas cantidades utilizando la notación científica:

- a. 0, 000 000 000 72 Km
- b. 300.000 Km/s
- c. 7 80, 42 cm
- d. 0, 004 520 Kg

9. Indica cinco múltiplos y cinco submúltiplos de estas unidades:

múltiplos				Unidad	submúltiplos			
				m				
				m ²				
				m ³				
				Litro				

10. Verdadero o falso:

- a) Las propiedades de los cuerpos que se pueden medir se llaman magnitudes fundamentales ___
- b) El dm³ es unidad de volumen ___
- c) Los múltiplos del segundo son el minuto, la hora y el día ___
- d) El peso se mide en Newton ___
- e) El litro es la unidad de volumen del S.I. ___

TRANSFORMACIÓN DE UNIDADES MEDIANTE FACTORES DE CONVERSIÓN:

El **factor de conversión** es una fracción unitaria ya que el numerador y el denominador valen lo mismo, son valores iguales expresados en unidades distintas. Basta multiplicar la medida que queramos convertir por el factor de conversión correspondiente.

¿Cómo se expresan 15 m/s en Km/h?

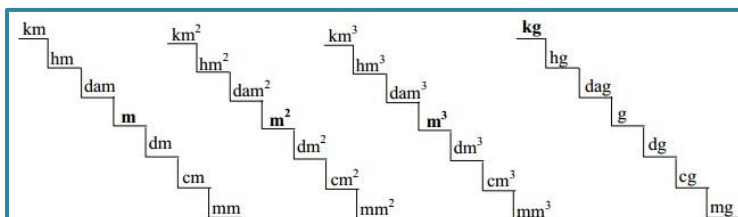
Relación entre unidades $1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$, $1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$.

Factores de conversión $\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = 1$; $\frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 1$

Transformación $15 \frac{\text{m}}{\text{s}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 54 \frac{\text{km}}{\text{h}}$

Actividades

11. La altura de una torre es de 125 m. Expresa esta altura en mm, cm y Km.



12. La masa de un cuerpo es de 300 g. Expresa esta masa en mg, hg y dag.

En la escalera de la longitud, cada escalón es 10 veces mayor que el escalón inmediato inferior.
 En la escalera de la superficie, cada escalón es 100 veces (10²) el escalón inmediato inferior.
 En la escalera del volumen, cada escalón es 1000 veces (10³) el escalón inmediato inferior.
 En la escalera de la masa, cada escalón es 10 veces el escalón inmediato inferior.



13. El suelo de una habitación tiene 350 cm de largo y 2800 mm de ancho. Halla su área en m² y en cm² expresando el resultado en notación científica.

14. Expresar en las unidades que se indican las siguientes medidas utilizando factores de conversión:

- a) 15 L → m³
- b) 25000 hL → L
- c) 50 cm² → m²
- d) 660 s → h

El litro es unidad de capacidad
 1 L = 1.000 cm³ = 10³ cm³
 1 L = 1.000 ml = 10³ ml.
Por tanto: 1 mL = 1 cm³

Expresar en unidades del Sistema Internacional y ordenar de mayor a menor, estas velocidades:

- a) 180 Km/h b) 60 m/s c) 3000 m/min

15. Expresar en unidades del Sistema Internacional siguiendo las mismas pautas del ejemplo resuelto:

▪ 45 Km	45.000 m	45. 10 ³ m	4,5.10 ⁴ m
▪ 250 MHz			
▪ 420 dam			
▪ 45 min			
▪ 0,3 Km			
▪ 85 mm			
▪ 0,08 g			
▪ 125 ml			

16. Expresar en unidades del Sistema Internacional, utilizando factores de conversión y expresando el resultado en notación científica:

- 135 Km/h
- 5 días
- 0,35 hm
- 450 mm²
- 1,5.10⁶ cm
- 6,3.10⁵ Km
- 1 hora 20 minutos
- 0,8 g/cm³
- 400 mg
- 328,5 g
- 40°C
- 60 hL

17. Toma los datos necesarios y calcula qué volumen corresponde a 1 Kg de aire, a 1 tonelada de platino y a 1 saco de 50 Kg de sal común.

A 1 atm. de presión	Densidad en g/cm ³
Aire	0,0013
Benceno	0,88
Sal Común	2,16
Etanol	0,79
Oro	19,3
Platino	21,4

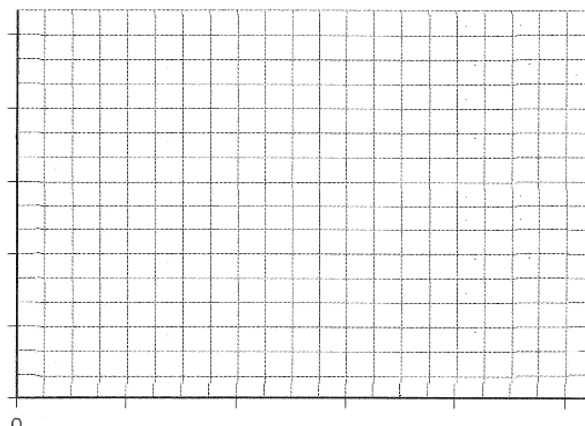


18. Los datos de la tabla se refieren a un material por determinar. Representa en una gráfica la masa frente al volumen.

MASA (g)	240	120	60	360	24	480
VOLUMEN (cm³)	100	50	25	150	10	200

- ▶ ¿Qué relación existe entre ambas magnitudes?

- ▶ ¿Cuál será la masa de una pieza de 5 cm³ de este material?



19. Cambia las unidades al S.I. utilizando factores de conversión:

- a) En Estados Unidos la velocidad de algunas carreteras está limitada a 55 millas/h.
- b) En la ficha de un jugador de la NBA aparece: altura 7,0 pies.
- c) Un jugador de fútbol americano recorre 100 yardas con el balón.

Datos: 1 pie = 30 cm; 1 yarda = 0,91 m; 1 milla = 1,609 Km

ERRORES EN LA MEDIDA:

Al realizar medidas se cometen **errores** cuya magnitud es conveniente saber.

El error absoluto no nos da idea de la calidad de la medida. Para tener una idea de si la medida realizada es buena o mala hay que calcular el error relativo, que se indica normalmente en tanto por ciento.

Error absoluto. Se define como la diferencia entre el valor medido o calculado y el valor verdadero o exacto.

$$E_a = V_{\text{medido}} - V_{\text{verdadero}}$$

Si el error absoluto es positivo se comete un error por exceso (se mide más que el valor verdadero).

Si el error absoluto es negativo se comete error por defecto (se mide menos del valor verdadero)

Error relativo. Se puede definir como el tanto por ciento de error que representa el error absoluto. El error relativo nos da idea de la calidad de la medida.

$$E_r = \frac{|E_a|}{V_{\text{verd}}} \cdot 100$$

Donde $|E_a|$ es el valor del error absoluto con signo positivo.

cifras significativas

(c.s) de una medida son todas las que se conocen con certeza, más una dudosa; una masa con una balanza que aprecia mg: 2,103 g → 4 c.s → el 2, el 1 y el 0 se conocen con certeza, el 3 es dudoso. Nunca daremos el resultado con más cifras de las que aprecia el aparato de medida, pues no son significativas.

Actividades

20. Un cronómetro marca 10,45 s ± 0,01 s. Interpreta el resultado de esa medida.

21. Con una regla graduada en milímetros, medimos el grosor de una moneda de 1 € y obtenemos un valor de 2 mm, indica la precisión de la regla y la expresión correcta de la medida.



22. Determinar el número de cifras significativas de las siguientes medidas y operaciones:

- a) 0,0420
- b) 210,0
- c) $0,54 + 3,1$

- d) $2,3 \cdot 0,04$

23. Al medir la longitud de un campo de fútbol de 101,56 m se ha obtenido un valor de 102 m. Al medir el espesor de un libro de 3,25 cm se obtuvo, 32 mm. Compara los errores absolutos y relativos y diga qué medida es más precisa.

24. En una carrera de 100 m lisos hay cinco cronometradores. Los tiempos que han medido para el vencedor de la carrera han sido los siguientes: 10,45 s; 10,62 s; 10,71 s; 10,52 s y 10,71 s. ¿cuál será el tiempo oficial del ganador?

25. Cuatro alumnos miden el grosor de un libro obteniendo los siguientes resultados: 1,18 dm; 1,20 dm; 1,23 dm y 1,20 dm.

- a) ¿cuál es el valor más representativo de la serie de medidas realizadas?
- b) ¿qué error absoluto afectará a ese valor?
- c) ¿cuál es la expresión correcta para el grosor del libro?

2 La materia

El Universo está formado por materia y energía. La materia ordinaria se haya en estado sólido líquido o gaseoso; además de otras propiedades posee masa y volumen y está formada por partículas.

La **TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR** explica el comportamiento y los estados de agregación de la materia apoyándose en dos postulados:

- ▶ Las partículas que forman la materia están en continuo movimiento.
- ▶ Cuanto mayor es la temperatura, mayor es el movimiento de las partículas.

Sólido	Líquido	Gas
Forma fija	Forma del recipiente	Forma del recipiente
Volumen fijo	Volumen fijo	Volumen del recipiente
No se pueden comprimir	No se pueden comprimir	Se pueden comprimir
No fluyen	Fluyen	Fluyen

Propiedad	Sólido	Líquido	Gas
Fuerza entre partículas	Grande	Intermedia	Pequeña
Velocidad de las partículas	Menor	Intermedia	Mayor
Posición que ocupan las partículas	Siempre la misma, sólo pueden vibrar	Se pueden desplazar y cambia de posición	Se pueden desplazar y cambia de posición

Las propiedades de los gases van a depender de las condiciones externas. Las variables que definen el estado de un gas son: presión, volumen y temperatura. Cualquier variación en una de ellas supondrá un cambio en las otras dos:

- Cuando la temperatura permanece constante, si se aumenta la presión disminuye el volumen del gas. $P \cdot V = K$
- Si la presión es constante, un aumento de la temperatura hace que aumente el volumen del gas. $V/T = K$
- Si el volumen es constante, al aumentar la temperatura aumenta la presión que ejerce el gas. $P/T = K$

Los **CAMBIOS DE ESTADO** se deben a cambios de presión o temperatura, y ocurren cuando una sustancia aumenta o disminuye su energía interna. Para fundir un sólido y vaporizar un líquido se absorbe energía. Cuando un gas pasa a líquido y un líquido se solidifica se desprende energía en forma de calor.



La **VAPORIZACIÓN** puede producirse de dos modos:

- **EVAPORACIÓN:** afecta solo a la superficie del líquido y se produce a cualquier temperatura.
- **EBULLICIÓN:** afecta a toda la masa del líquido y ocurre a una temperatura fija, $T_{\text{ebullición}}$.

Al calentar un sólido, aumenta su temperatura, sus partículas se mueven más, cuando las **fuerzas de cohesión** no pueden mantenerlas fijas, éstas deslizan una sobre otra: **el sólido se convierte en líquido, (fusión)** a una temperatura que se conoce como **punto de fusión** y no varía hasta que todo el sólido se haya convertido en líquido. Si el líquido se sigue calentando, sube la temperatura y llega un momento en que las **fuerzas** son incapaces de mantener juntas las partículas, éste hierve y **se convierte en gas**. La $T_{\text{ebullición}}$, no cambia hasta que todo el líquido se ha transformado en gas. Hay sólidos, como el hielo seco (CO_2 sólido) usado en espectáculos para formar nieblas, que cuando se calientan se convierten directamente en gas (**sublimación**).

Actividades

26. Indica cuáles de los siguientes procesos son físicos y cuáles químicos:

- ▶ La fusión del hielo
- ▶ El rallado del pan
- ▶ El teñido de una tela
- ▶ La fabricación de jabón
- ▶ La combustión del papel
- ▶ La talla de un diamante

27. Asocia estas propiedades al estado sólido, líquido o gaseoso:

- Volumen y forma variables.
- Las partículas constituyen grupos que vibran y cambian de posición.
- Volumen y forma constante.
- Grandes fuerzas de atracción entre sus partículas.
- Volumen constante y forma variable, se adaptan al recipiente que los contiene.
- Las partículas se mueven libremente a gran velocidad.

28. Explica por qué

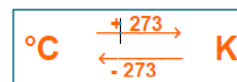
- Desaparecen con el tiempo, las bolitas de naftalina que se cuelgan en los armarios.
- Los cristales del coche se empañan con frecuencia en invierno.



29. Justifica mediante la teoría cinética los siguientes hechos:

- a. Los gases tienden a ocupar todo el espacio disponible.
- b. Los líquidos y los gases pueden fluir pero los sólidos no.
- c. El gas contenido en un recipiente ejerce presión.
- d. Si a volumen constante, aumentamos la temperatura de un gas, aumenta la presión.

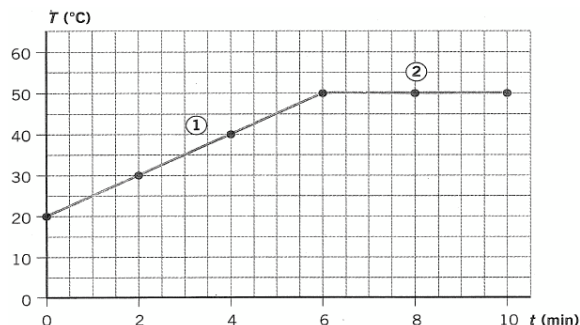
30. Ordena de mayor a menor estas temperaturas: - 75°C ; 260 K; 70°C y 300K



31. A partir de estos datos, indica el estado de agregación de las siguientes sustancias a temperatura ambiente:

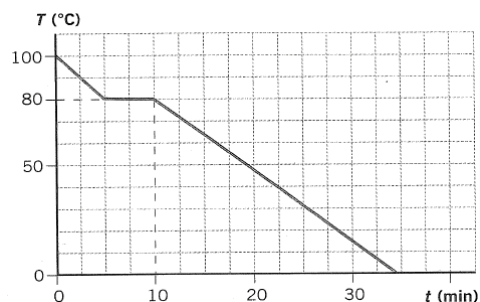
	T _{Fusión}	T _{ebullición}	Estado de agregación
Amoniaco	-78 °C	-33 °C	
Plomo	327 °C	1740 °C	
Glicerina	17 °C	290 °C	

32. Interpreta los diferentes tramos de la gráfica de calentamiento de un líquido según la teoría cinética y di cuál es el punto de ebullición y el punto de condensación.



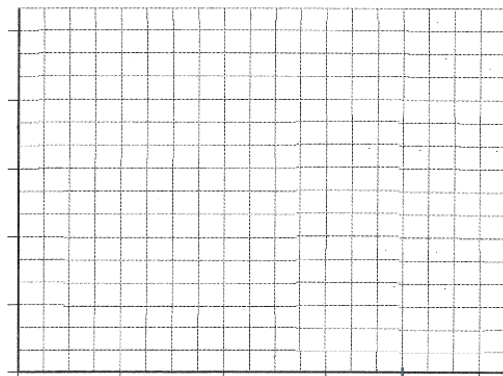
33. La gráfica corresponde al enfriamiento de un líquido contenido en un vaso. Razone cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- ▶ el punto de fusión es de 80°C ___
- ▶ A los 10 min toda la sustancia está en estado sólido ___
- ▶ A los 5 minutos solo hay líquido en el vaso ___
- ▶ El punto de ebullición es inferior a 100°C ___



34. Dibuja la gráfica de calentamiento de una sustancia, que inicialmente se encuentra a 20°C, si sus puntos de fusión y ebullición, son respectivamente, 80°C y 130°C.

- ¿Por qué se mantiene constante la temperatura durante cada uno de los cambios de estado?
- Describe las diferencias y similitudes entre la ebullición y la evaporación



35. El esquema corresponde a dos estados de un mismo gas.

- Expresa matemáticamente la relación que hay entre la presión y el volumen de un estado y la presión y el volumen del otro estado.
- Si el recipiente es de 5 L y la presión inicial 4 atm, ¿qué volumen pasaría a ocupar el gas si la presión se triplica?



36. El esquema representan dos estados de un mismo gas.

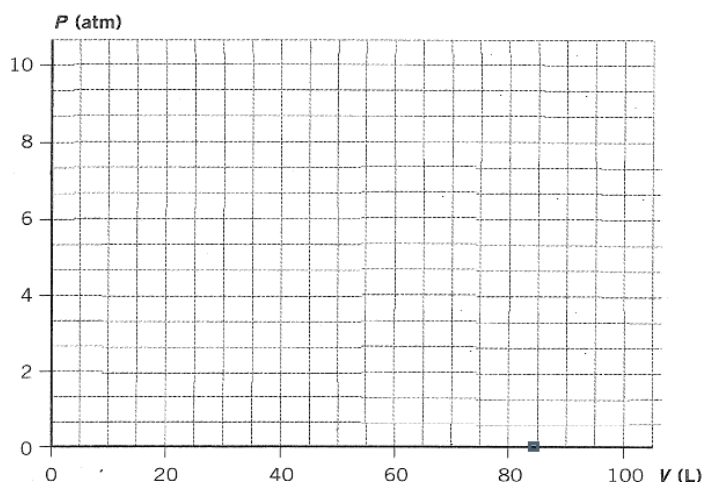
- Expresa matemáticamente la relación que hay entre la temperatura y el volumen.
- Si ocupa un volumen de 5 L a 0°C ¿cuál será su temperatura si ha pasado a ocupar un volumen de 10 L?



37. Observa los datos de presión y volumen de un gas a temperatura constante.

Presión (atm)	1	2	4	5	10
Volumen (L)	100	50	25	20	10

- Representa la gráfica Presión-Volumen.
- Expresa la relación entre las variables en lenguaje científico (enunciado y fórmula matemática)
- ¿cuánto vale el producto P.V para cada caso de la Tabla?
- Calcula la presión necesaria para que el gas ocupe un volumen de 1 L.



3

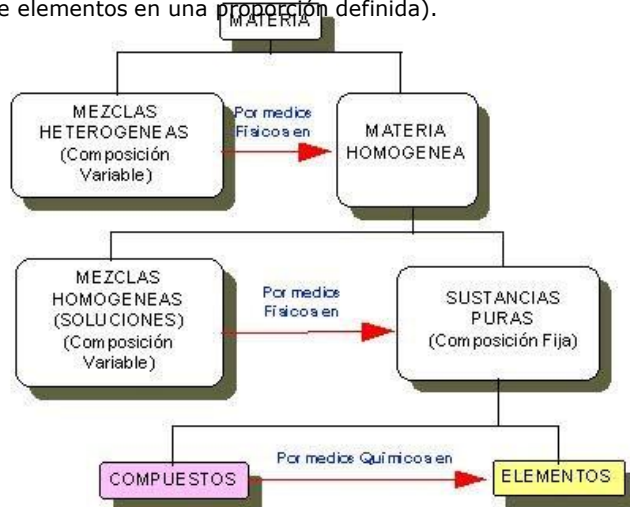
Clasificación de la materia

Todo lo que existe en el universo está compuesto de **MATERIA**. La materia se clasifica en **MEZCLAS** y **SUSTANCIAS PURAS**. Las mezclas son combinaciones de sustancias puras en proporciones variables, mientras que las sustancias puras son **ELEMENTOS** y **COMPUESTOS** (combinación de elementos en una proporción definida).

Si se hace reaccionar Sodio (Na) con Cloro (Cl₂) se obtendrá solo NaCl y no sustancias tales como Na_{0,5}Cl_{2,3} o mezclas raras.

En las mezclas **HOMOGÉNEAS** (Disoluciones: los componentes no se distinguen a simple vista) mientras que en las mezclas **HETEROGÉNEAS** (los componentes se distinguen fácilmente).

Los componentes de las mezclas se separan por procesos físicos, basados en diferencias entre las propiedades físicas de los mismos:



- **Filtración.** Esta técnica se fundamenta en que sus componentes deben ser uno sólido y el otro líquido. Para separar estos componentes se pasa la mezcla por un papel de filtro y de esta manera el sólido quedará en el papel y el líquido lo traspasará.
- **Decantación.** Sirve para separar componentes con distinta densidad, para ello se usa un embudo de decantación donde se deja reposar los líquidos para después vaciar el que está debajo al abrir la llave.
- **Cristalización.** Se emplea para separar un sólido que está disuelto en un líquido, se hace con un cristizador, se deja que el líquido se evapore y así se separa del sólido.
- **Destilación.** Es la técnica más usada para la separación y purificación de líquidos. En primer lugar el líquido pasa a vapor usando un termómetro, y en segundo lugar vuelve a pasar a líquido en un matraz distinto.

DISOLUCIÓN: mezcla homogénea de dos o más sustancias puras en proporciones variables. Componentes: **DISOLVENTE** (el de mayor cantidad) y **SOLUTO** (el que está en menor cantidad)

La **CONCENTRACIÓN** de una disolución es la cantidad de soluto que hay disuelto en una determinada cantidad de disolvente o en una determinada cantidad de disolución. Hay varias formas de expresarla:

► Tanto por ciento en masa

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

► Tanto por ciento en volumen

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

► Gramos de soluto por litro de disolución

$$\frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{volumen (l) de disolución}}$$

► Molaridad

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen disolución (l)}}$$

Según la proporción relativa de soluto y disolvente, diferenciamos entre, disolución **diluida** (la proporción del soluto respecto al disolvente es muy pequeña), **concentrada** (la relación entre la cantidad de soluto y de disolvente es alta)

SOLUBILIDAD: máxima concentración de soluto que hay en una disolución a una temperatura dada. Hay disoluciones no saturadas (su concentración < solubilidad del soluto), saturadas (concentración = solubilidad del soluto) y sobresaturadas (concentración > solubilidad del soluto)

Actividades

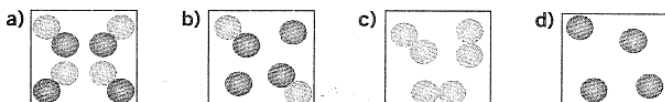
38. Identifica a qué tipo de sustancia: ELEMENTO, COMPUESTO; mezcla HOMOGÉNEA y mezcla HETEROGÉNEA corresponde cada frase:

- ▶ Una sustancia que posee una composición química constante, unas propiedades invariables y que no puede descomponerse en otras más simples _____
- ▶ Una sustancia de aspecto no uniforme, cuya composición y propiedades varían de un punto a otro y cuyos componentes se pueden separar por métodos físicos _____
- ▶ Una sustancia pura cuya composición es fija y que se puede descomponer en otras más simples por métodos químicos _____
- ▶ Una sustancia en la que a simple vista o con un microscopio no se distinguen partes diferentes y que presenta la misma composición y propiedades en todos sus puntos _____

Clasifica como sustancias puras (P) o mezclas (M):

- ▶ sal _____
- ▶ azufre _____
- ▶ plata _____
- ▶ granito _____
- ▶ vinagre _____
- ▶ acetona _____
- ▶ aire _____
- ▶ aluminio _____

39. Indica en cuál o cuáles de los recipientes que se representan hay un elemento químico, un compuesto o una mezcla:



40. Ordena las letras para formar las palabras que correspondan a distintas técnicas de separación de sustancias y di en qué propiedad se basa cada una de ellas.

- N A T A C C I O N D E
- C L O N I C A R I S A T I Z
- R A T I C I F L O N
- C E S T A D I L I N O

41. Indica que disolución es más concentrada, una que se prepara disolviendo 10 g de sal en 100 mL de agua o una que se prepara disolviendo 5 g de sal en 20 mL de agua

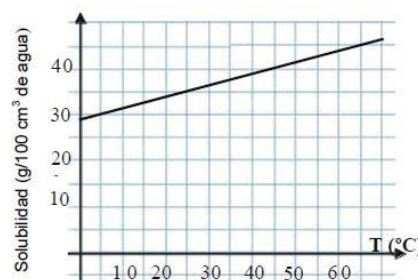
42. Se prepara una disolución con 10 g de nitrato de potasio y 15 g de cloruro de potasio en 475 g de agua. Distingue entre soluto y disolvente y halla el % en masa de cada componente en la disolución obtenida.



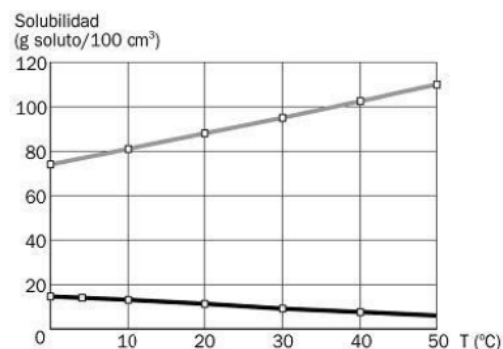
43. La riqueza de azúcar en las magdalenas es de 51,5%. Calcula la cantidad de azúcar que ingerirás al comer dos magdalenas, si cada una tiene una masa de 60 g.
44. El suero fisiológico se prepara disolviendo 3 g de sal en 330 g de agua. Calcula la concentración de sal en el suero en % en masa.
45. Un frasco de colonia indica que tiene un 80% de alcohol. Calcula la cantidad de alcohol necesaria para preparar 280 mL de colonia.
46. El vinagre es una disolución de ácido acético en agua al 3% en masa. Determina cuál es el soluto y cuál el disolvente y halla la cantidad de soluto que hay en 50 g de vinagre.
47. Para preparar un desinfectante mezclamos 400 mL de agua destilada con 200 mL de alcohol etílico y 10 mL de alcohol bencílico. Halla la concentración de cada uno de los solutos en % en volumen.
48. El agua del mar tiene una densidad de 1,03 g/L y una riqueza en sales de un 0,35% en masa. Calcula la concentración de sales en el agua del mar en g/L.
49. Algunas cervezas sin alcohol pueden contener hasta un 1% de alcohol. Si una persona bebe 0,5 L de esta cerveza ¿cuántos mL de alcohol habrá ingerido?

50. En los análisis de sangre, se indica como valor normal de la glucosa en sangre el correspondiente al intervalo entre 70 a 105 mg/L. Si en una muestra se encuentran 2 mg de glucosa en 20 mL de sangre, ¿estará dentro del intervalo normal en sangre? expresa la concentración en g/L

51. A partir de la curva de solubilidad del cloruro de potasio. Hallar:
- la solubilidad de la sal a 45°C
 - La cantidad mínima de agua a 45°C que se necesita para preparar una disolución saturada con 2 Kg de sal.
 - La cantidad de sal necesaria para preparar una disolución saturada de cloruro de potasio en 250 mL de agua a 65°C.



52. Indica razonadamente cuál de estas gráficas corresponde a la solubilidad de un gas y cuál a la de un sólido. Hallar en el caso del sólido la cantidad del mismo que se puede disolver en 5 L de agua a 20°C y la cantidad que se irá al fondo si la temperatura se reduce a 10°C.



Explica con qué guardan relación los siguientes hechos:

- ▶ Resulta enormemente perjudicial que las fábricas viertan agua caliente a los ríos o embalses.
- ▶ Las bebidas gaseadas (refrescos, cerveza o cava), se sirven en vasos o copas que estén fríos.
- ▶ El tapón de una botella de cava sale con más fuerza cuando la botella está a temperatura ambiente que cuando está recién sacada del frigorífico.
- ▶ Ciertos peces acostumbrados a aguas frías pueden morir al trasladarlas a aguas más cálidas.

4

Átomos y moléculas

El átomo es la porción más pequeña de la materia. Demócrito, creía que todos los elementos deberían estar formados por pequeñas partículas que fueran **INDIVISIBLES**. Átomo, en griego, significa **INDIVISIBLE**. Hoy día sabemos, que los átomos no son, como creía Demócrito, indivisibles. De hecho están formados por partículas.

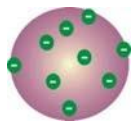
Hacia 1803, el químico inglés **DALTON** propuso su **Teoría atómica**, con estas ideas básicas:

- ▶ Toda la materia está formada por **átomos**.
- ▶ Los **elementos** son sustancias formadas por un solo tipo de átomo.
- ▶ Los **compuestos** resultan de la unión de átomos de diferentes elementos.

Nombre	Símbolo	Posición	Carga	Masa
PROTÓN	\oplus	En el núcleo	Positiva	Apreciable
NEUTRÓN	\circ	En el núcleo	Sin carga	Apreciable
ELECTRÓN	\ominus	En la corteza	Negativa	Muy pequeña

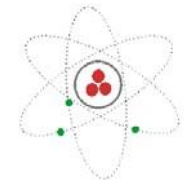


MODELOS ATÓMICOS



Modelo de **THOMSON**: el átomo es una esfera maciza de carga τ en la que están incrustados los electrones como pasas en un pastel y en nº suficiente para neutralizar la carga τ .

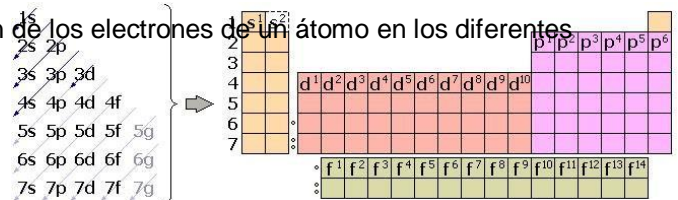
Modelo de **RUTHERFORD**: En el átomo distingue la parte central, el **NÚCLEO**: muy pequeño, (unas cien mil veces menor que el átomo) que contiene los **protones** y **neutrones** y la **CORTEZA**: que ocupa casi todo el volumen del átomo y está formada por **electrones** moviéndose alrededor del núcleo.



Modelo de **BHOR**: los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo; ocupando las órbitas de menor energía posible (las más cercanas al núcleo).

Modelo **ACTUAL**: Los electrones no describen órbitas definidas en torno al núcleo sino que se distribuyen ocupando **orbitales**, agrupados en niveles de energía. Cada nivel tiene diferentes tipos de orbitales (s, p, d y f). En los (s) solo caben 2 electrones, en los (p): 8 e⁻, en los (d): 10 e⁻....

Configuración electrónica de un elemento: distribución de los electrones de un átomo en los diferentes orbitales de cada nivel de energía. El último nivel ocupado se llama **capa de valencia** y los electrones que éste contiene, **electrones de valencia**, (determinan el comportamiento químico del elemento). El diagrama indica el orden de llenado de los orbitales.



IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS

Hay más de un centenar de átomos distintos, tantos como elementos. Para identificar un átomo utilizamos el **número atómico**, que es el número de protones del átomo.

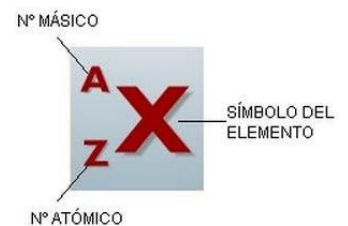
Z = Número atómico = número de protones que contiene el núcleo de un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.

A = Número másico = nº de protones τ nº de neutrones del núcleo.

▶ **ISÓTOPOS** son átomos de un mismo elemento con igual nº atómico y distinto nº másico, que solo se diferencian en el nº de neutrones.

▶ **IÓN**: átomo con defecto o exceso de electrones. Hay iones positivos (cationes) y negativos (aniones)

▶ **MASA ATÓMICA**: La masa de un átomo es muy pequeña y se mide en unidades de masa atómica (u)
 1 u = la doceava parte de la masa de un átomo de ¹²C = m_{protón} = 1,66 · 10⁻²⁷ Kg. La masa atómica de un elemento es la media ponderada, según las abundancias en la Naturaleza, de las masas de sus isótopos y es la que figura en la Tabla periódica.



50 V 23 Vanadio	Nº atómico =	23
	Nº másico =	50
	protones =	23
	neutrones =	27
	electrones =	23

$$M_{at} = \frac{(m)(\%) + (m)(\%) + \dots}{100}$$

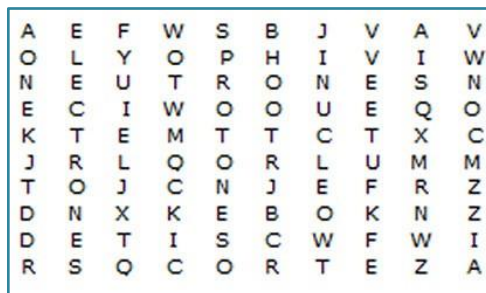
M.at. = peso atómico del elemento
 m = masa de cada isótopo.
 % = porcentaje de abundancia de cada isótopo



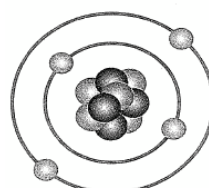
Actividades

53. Encuentra en la siguiente sopa de letras, las partes y partículas del átomo:

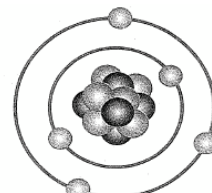
54. Explica por qué desestimo Rutherford el modelo atómico de Thomson después de la experiencia de la lámina de oro.



Elemento	Símbolo	p ⁺	n ^o	e ⁻	Z	A
Berilio						
Boro						



Berilio



Boro

55. Analiza los dibujos y completa la tabla:

56. Señala a qué modelo atómico corresponde cada uno de los siguientes avances científicos:

- ▶ Los electrones giran en órbitas circulares cualesquiera _____
- ▶ Los electrones se distribuyen ocupando orbitales _____
- ▶ Los electrones giran en órbitas circulares bien definidas _____
- ▶ Los electrones están repartidos uniformemente en el átomo _____
- ▶ Los átomos son indivisibles _____

57. Completa la siguiente tabla:

Nombre del elemento	Símbolo	Z	A	e ⁻	p ⁺	n ^o	Configuración electrónica	Electrones de valencia
	O	8				9		
Flúor	¹⁹ ₉ F							
	Mg		24				1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	
	Cl		35		17			7
	¹⁴ ₇ N							
calcio		20				20		
Potasio			39	19				
	Ne		20		10			

- ▶ ¿qué elementos de la tabla son metales?
- ▶ Enumere dos propiedades características de los metales.
- ▶ ¿cómo conseguiría el Mg la configuración estable de gas noble?
- ▶ Justifica qué tipo de enlace se dará entre el Mg y el Cl; escribe la fórmula del compuesto que resulta y enumera dos propiedades características del mismo.



58. Si la masa de un átomo de nitrógeno es 14 u ¿cuál es su masa en gramos? ($1 \text{ u} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$)

Si la masa atómica media del nitrógeno es 14 u y sabemos que está formado por dos isótopos, de masas 14 u y 15 u, determina el porcentaje de abundancia de cada isótopo en la corteza terrestre.

59. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas:

- ▶ Si un átomo que tiene 4 p^+ , 4 e^- y 5 n^0 , pierde dos electrones ¿qué carga adquiere?
- ▶ Si un átomo que tiene 7 p^+ , 7 e^- y 8 n^0 , gana tres electrones ¿qué carga adquiere?
- ▶ Si los átomos están formados por partículas con carga eléctrica ¿Por qué son neutros?
- ▶ Los electrones ¿pueden girar alrededor del núcleo en infinitas órbitas?
- ▶ ¿Por qué los siguientes átomos tienen el mismo número másico y distinto símbolo?
 ${}_{18}^{39}\text{Ar}$ y ${}_{19}^{39}\text{K}$

60. Indica cuáles de los siguientes núcleos son isótopos del mismo elemento:

- a) ${}_{7}^{14}\text{X}$ b) ${}_{6}^{13}\text{X}$ c) ${}_{3}^{7}\text{X}$ d) ${}_{6}^{12}\text{X}$ e) ${}_{12}^{24}\text{X}$ f) ${}_{7}^{15}\text{X}$

61. El elemento bromo se presenta en forma de dos isótopos, uno de masa 79 u y abundancia relativa del 51% y otro cuya masa es de 81 u y tiene una abundancia relativa del 49% ¿cuál es la masa atómica media del Bromo?

62. Explica razonadamente:

- ▶ ¿qué es un radioisótopo?
- ▶ Los técnicos que realizan radiografías abandonan la sala en la que está el paciente, justo antes de tomar la imagen. ¿de qué se protegen?

AGRUPACIONES DE ÁTOMOS

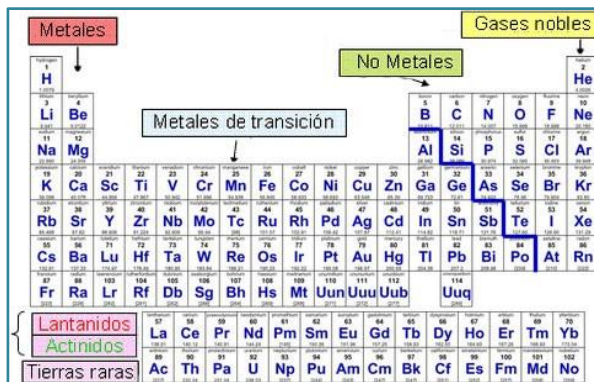
Un **elemento químico** es una sustancia pura formada por átomos iguales. Se representan con un **símbolo**. Tantos elementos distintos... es fácil hacerse un lío. Para evitarlo, se ordenan en la **tabla periódica**.

¿Por qué se unen los átomos?

Los átomos de los gases nobles son **muy estables**; aparecen en la naturaleza sin enlazarse con otros átomos, debido a que tienen su capa de valencia completa con 8 e⁻. Los demás átomos quieren ser así de estables, y para lograrlo deben perder o ganar e⁻ de sus capas más externas. Los átomos se unen con otros para lograr la configuración estable de los gases nobles. Así forman un **enlace: unión entre átomos de forma estable para formar una sustancia química**.

Las propiedades de una sustancia están condicionadas en gran medida por el tipo de enlace:

- En la **tabla periódica actual**, los elementos se ordenan de izquierda a derecha y de arriba abajo, en orden creciente de número atómico. Se estructura en 18 grupos y 7 periodos.
- Los elementos con el mismo número de electrones en su última capa presentan las mismas propiedades químicas y están situados en un mismo grupo.
- Los elementos que tienen el mismo número de capas electrónicas se sitúan en un mismo periodo.



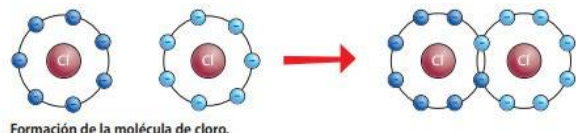
Enlace Iónico: Se produce por transferencia de e⁻ del átomo del metal al del no metal. Se forman iones r^+ y - que se atraen y se agrupan formando estructuras cristalinas, un **cristal iónico**.

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</p> <p>$\text{Na}^+ \text{e}^- \text{Cl}^-$</p>	<p>La atracción electrostática no se limita a un solo par de iones, cada ion se rodea del máximo posible de iones de carga opuesta, formando un cristal iónico.</p>

SUSTANCIAS IONICAS	
Propiedades	
Son sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición.	
Se fracturan al golpearlos, formando cristales de menor tamaño.	
En general, se disuelven en agua.	
No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero son conductores en estado líquido y en disolución.	

Enlace Covalente:

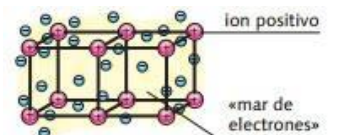
Se forma entre dos átomos no metálicos por compartición de e⁻ para completar sus capas de valencia. Puede ser sencillo o múltiple (doble, triple,...) según compartan uno o más pares de e⁻. Hay sustancias covalentes moleculares y atómicas (cristales covalentes).



SUSTANCIAS COVALENTES	
Sustancias moleculares	
Propiedades	
Tienen bajos puntos de fusión y ebullición, por lo que son gases o líquidos a temperatura ambiente.	
No se disuelven (o se disuelven muy poco) en agua.	
No conducen la corriente eléctrica (algunas lo hacen débilmente).	
Cristales covalentes	
A temperatura ambiente son sólidos muy duros con altos puntos de fusión.	
No se disuelven en agua.	
No conducen la corriente eléctrica (salvo el grafito).	

Enlace Metálico:

Los metales tienen pocos e⁻ de valencia y sus cristales están formados por cationes, átomos a los que les faltan uno o más e⁻. Los e⁻ desprendidos por todos estos iones entran a formar parte de un fondo común, una nube electrónica que rodea a los iones y los mantiene unidos.



Estructura de los metales. La red metálica está formada por átomos fijos cargados positivamente y sumergidos en un mar de electrones que están deslocalizados y, por tanto, no pertenecen a ningún átomo en concreto.

SUSTANCIAS METALICAS	
Propiedades	
Son sólidos a temperatura ambiente.	
Conducen la corriente eléctrica como sólidos y como líquidos.	
Son deformables.	

Actividades

63. Identifica las siguientes sustancias como elementos o compuestos:

- | | | |
|-----------------------------|---------------------------------------|---|
| ➤ Agua (H ₂ O) | Dióxido de carbono (CO ₂) | Carbono (C) |
| ➤ Oxígeno (O ₂) | Hierro (Fe) | Agua oxigenada (H ₂ O ₂) |



64. ¿cómo están ordenados los elementos en la tabla periódica actual?

- ▶ Define grupo y período dentro de la tabla periódica.

- ▶ ¿Cuántos elementos hay en el segundo período? Escribe sus nombres y sus símbolos respectivos.

- ▶ ¿Qué tienen en común los elementos de un mismo período de la tabla?

65. Completa las columnas de la tabla y responde a las preguntas:

- ▶ ¿presentan alguna semejanza entre sí estos elementos?

Elemento	Símbolo	Z	Grupo	Período	Metal / No metal	Ión (+/-)
Flúor		9				
Cloro		17				
Bromo		35				
Yodo		53				

- ▶ ¿Pertenece todos al mismo grupo? ¿A cuál?

66. Busca el elemento número 15 en la tabla periódica.

- ▶ ¿Cuál es su nombre?
- ▶ ¿A qué grupo y período pertenece?
- ▶ ¿qué elementos son de su mismo grupo? ¿y de su mismo período?

67. Completa la tabla indicando el modo en que se agrupan los átomos:

Sustancia	Átomos/moléculas/cristal
Hidrógen (H ₂)	
Aluminio (Al)	
Helio (He)	
Agua (H ₂ O)	
Cloruro de sodio (NaCl)	



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

- ▶ Los cristales iónicos tienen más cationes que aniones ____
- ▶ El número atómico del H coincide con la posición que ocupa en la tabla periódica ____
- ▶ El Xenón (Xe) es un elemento del 6º grupo de la tabla periódica ____
- ▶ Los cristales iónicos presentan puntos de fusión bajos ____
- ▶ Todos los elementos del grupo 18 son gases que se combinan fácilmente con otros elementos

68. En 100 g de espinacas hay 4 mg de hierro, pero solo se pueden absorber por el organismo un 10%. En los adultos las necesidades diarias de hierro para realizar las funciones vitales se estiman en 14 mg. ¿qué cantidad diaria de espinacas debería consumir un adulto para tener todo el hierro que necesita? Busca información acerca de en qué otros alimentos está presente el hierro, las funciones vitales en las que interviene y los trastornos que provoca su falta.

69. Cuáles de estas propiedades corresponden a un cristal iónico y cuáles a un cristal metálico:

- ▶ Posee elevados puntos de fusión y ebullición _____
- ▶ Es soluble en agua _____
- ▶ Conduce la corriente eléctrica en estado sólido _____
- ▶ Conduce la corriente eléctrica sólo si está disuelto o fundido _____

70. Tenemos cuatro sustancias sólidas con estas propiedades:
Indica cuál es una sustancia iónica, cuál es un metal, cuál una sustancia covalente molecular y cuál un sólido covalente atómico.

Sustancia A	Sustancia B
<ul style="list-style-type: none"> ▶ Altos puntos de fusión y ebullición. ▶ Conduce la corriente eléctrica en estado sólido. ▶ No se disuelve en agua. ▶ Es un elemento. 	<ul style="list-style-type: none"> ▶ Altos puntos de fusión y ebullición. ▶ No conduce la corriente eléctrica en estado sólido. ▶ Se disuelve en agua. ▶ Es un compuesto.
Sustancia C	Sustancia D
<ul style="list-style-type: none"> ▶ Altos puntos de fusión y ebullición. ▶ No conduce la corriente eléctrica en estado sólido. ▶ No se disuelve en agua. ▶ Es un compuesto. 	<ul style="list-style-type: none"> ▶ Bajos puntos de fusión y ebullición. ▶ No conduce la corriente eléctrica en estado sólido. ▶ No se disuelve en agua. ▶ Es un elemento.


5

Cantidad de sustancia: el mol

No hay una balanza capaz de medir la masa de un solo átomo. Por ello los químicos idearon el concepto de masa relativa y crearon una escala adoptando como unidad de referencia, unidad de masa atómica u la doceava parte de la masa del átomo de C-12.

Para facilitar nuestros cálculos medimos la masa de gran cantidad de átomos. 14g, no es la masa de un átomo de N, es la masa de un n° muy grande de átomos, que es siempre el mismo:

$$602.000.000.000.000.000.000.000 = 6,02 \times 10^{23}$$

Realmente un número muy grande, que tiene nombre propio, se llama **NÚMERO DE AVOGADRO**.

Entonces ahora sabemos que con la masa atómica nos referimos a la masa de todos esos átomos. Una nueva palabra: **MOL**

El **MOL** es una unidad de cantidad del tipo de la "docena" pero mucho más grande, ya que 1 docena son 12 unidades y 1 mol son $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades.

El mol designa un conjunto de $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas idénticas. Estas pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones o agrupamientos específicos de ellas.

1 mol de átomos \rightarrow
 $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos
 1 mol de moléculas \rightarrow
 $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas

Es decir:

n mol de moléculas, átomos... de cualquier sustancia, multiplicado por $6,022 \cdot 10^{23}$, es igual al número de moléculas, átomos... de dicha sustancia.

$$n \text{ mol de partículas} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = n^{\circ} \text{ de partículas}$$

- ▶ 1 mol de cualquier elemento tiene una masa en gramos igual al n° que expresa su masa atómica en "u"
- ▶ 1 mol de un compuesto tiene una masa en gramos igual al n° que expresa su masa molecular en "u"

Dióxido de carbono

Está formado por moléculas de CO_2 .

- 1 mol de moléculas de CO_2 tiene una masa de $12 + 16 \cdot 2 = 44$ g.
- La masa molar del CO_2 es 44 g/mol.
- En 44 g de CO_2 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 , es decir, $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C y $6,022 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 1,204 \cdot 10^{24}$ átomos de O.

Información obtenida de una fórmula química

Compuesto formado por moléculas

Una molécula de amoníaco, NH_3 , contiene:

- 1 átomo de nitrógeno.
- 3 átomos de hidrógeno.

Su masa molecular relativa es:

$$1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

Su composición centesimal es:

$$\% \text{ de N} = \frac{14}{17} \cdot 100 = 82,35 \%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{3}{17} \cdot 100 = 17,65 \%$$

Compuesto formado por cristales

En un cristal de cloruro de calcio, CaCl_2 , por cada átomo de calcio en forma de ion Ca^{2+} existen dos iones de cloro, Cl^- .

Su masa molecular relativa es:

$$1 \cdot 40 + 2 \cdot 35,5 = 111$$

Su composición centesimal es:

$$\% \text{ de Ca} = \frac{40}{111} \cdot 100 = 36 \%$$

$$\% \text{ de Cl} = \frac{71}{111} \cdot 100 = 64 \%$$

Comprueba que la suma de los porcentajes es 100.

COMPOSICIÓN CENTESIMAL:

Lo que caracteriza a un compuesto es la proporción fija que hay entre los átomos que lo componen. La composición centesimal de un compuesto químico, es el % en masa de cada uno de los elementos que lo forman.

Calcula la composición centesimal del agua, H_2O .

Primero se halla su masa molecular relativa, para lo cual hay que consultar en la tabla periódica las masas atómicas relativas, que son H = 1 y O = 16. Así:

$$2 \text{ átomos de H} = 2; 1 \text{ átomo de O} = 16 \Rightarrow \text{masa molecular relativa} = 18$$

A continuación, se halla el porcentaje de hidrógeno y de oxígeno en la molécula:

$$\% \text{ de H} = \frac{2}{18} \cdot 100 = 11,1 \%; \quad \% \text{ de O} = \frac{16}{18} \cdot 100 = 88,9 \%$$

La composición centesimal del agua es 11,1 % de hidrógeno y 88,9% de oxígeno.

VOLUMEN MOLAR:

Para referirnos al volumen de un gas hay que indicar a qué temperatura y a qué presión ha sido medido dicho volumen. Por esto se establecen unas condiciones fijas de presión y temperatura para comparar los volúmenes de los gases. Convencionalmente se ha establecido que las condiciones normales de presión y temperatura son 1 atmósfera y 0°C (273 K).

El **Volumen molar** es el volumen que ocupa 1 mol de gas medido a 273 K y 1 atm y para todos los gases es 22,4 L. En 22,4 L de cualquier gas hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas

■ x mol de un gas a 273 K y 1 atm, multiplicado por 22,4 L/mol, es igual al número de litros de ese gas.

■ x litros de un gas a 273 K y 1 atm, dividido entre 22,4 L/mol, es igual al número de mol de ese gas.



Actividades

71. Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias:

- ▶ óxido de zinc ZnO
- ▶ Sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$
- ▶ hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$

masas atómicas $Zn=65$; $O=16$; $Al=27$; $Ca=40$; $S=32$

72. Calcula la composición centesimal del metano CH_4 (Datos: masas atómicas $C=12$; $H=1$)

73. Determina cuál de estos compuestos tiene mayor porcentaje de oxígeno:

- ▶ óxido de potasio K_2O
 - ▶ óxido de magnesio MgO
 - ▶ dióxido de carbono CO_2
- masas atómicas $K=39$; $O=16$; $Mg=24$; $C=12$

74. ¿cuál de estas sustancias tiene mayor porcentaje de plata?

- ▶ nitrato de plata $AgNO_3$
 - ▶ yoduro de plata AgI
- masas atómicas $Ag=107,8$; $O=16$; $I=127$; $N=14$

75. Un frasco contiene 120 g de cloruro de calcio $CaCl_2$ ¿cuántos moles de $CaCl_2$ hay en ese recipiente?
Datos: masas atómicas $Cl=35,5$; $Ca=40$;

76. Determina la masa en gramos de:

- ▶ 3 moles de bromuro de sodio $NaBr$
 - ▶ $3,01 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno O_2
- Datos: masas atómicas $Na=23$; $Br=80$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$



77. ¿qué cantidad de sulfuro de hidrógeno H_2S , en moles, hay en 170 g de esa sustancia? ¿y cuántas moléculas? ¿cuántos átomos de azufre y de hidrógeno hay en esa cantidad de sustancia?

Datos: masas atómicas $H=1$; $S=32$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

78. Calcula el volumen que ocupan en condiciones normales (c.n.):

- ▶ 0,4 moles de propano C_3H_8
- ▶ 1,5 moles de CO_2
- ▶ $6,02 \cdot 10^{21}$ moléculas de monóxido de carbono CO
- ▶ $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de Helio He

79. Contesta razonadamente a las preguntas:

- ▶ ¿Dónde hay más moléculas: en 1 L de O_2 , en 1 L de HCl o en 1 L de NH_3 medidas todas las sustancias en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ▶ 1 mol de hidrógeno, H_2 y 1 mol de metano, CH_4 ¿ocupan siempre el mismo volumen?
- ▶ Para disponer de 2 moles de cloro Cl_2 habría que tomar 20 L de ese gas en c.n. o $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas de dicho gas?
- ▶ En 22,4 L de metano CH_4 y en 22,4 L de butano C_4H_{10} medidos ambos en c.n. ¿hay el mismo número de moléculas?

80. En condiciones normales, 1 mL de un gas contiene $4,46 \cdot 10^{-5}$ moles. Halla el número de moléculas que hay en una botella de 1 L llena del gas en esas condiciones.



► **Hidruros NO metálicos:** Combinaciones del H con un elemento de los grupos que van del 13 al 17. El H con valencia (+1) y el no metal (Y) con valencia negativa.

Fórmula general: **YH_x**

Se admiten nombres propios o tradicionales que por otro lado, son los más utilizados y no se utiliza Stock.

Hidruro	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura tradicional
B H ₃	trihidruro de boro	Borano
C H ₄	tetrahidruro de carbono	Metano
Si H ₄	tetrahidruro de silicio	Silano
N H ₃	trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
P H ₃	trihidruro de fósforo	Fosfina
As H ₃	trihidruro de arsénico	Arsina
Sb H ₃	trihidruro de antimonio	Estibina

Cuando el H se combina con elementos de los grupos 16 (salvo el O) y 17, la fórmula es **H_xY**

La N. sistemática sigue otro criterio para estos hidruros ↓

Y las disoluciones acuosas de estas sustancias tienen carácter ácido: **ÁCIDOS HIDRÁCIDOS**

que se nombran utilizando la N. Tradicional →

Nomenclatura Sistemática (gaseosas): **no metal-uro de hidrógeno**

Nomenclatura tradicional (disueltas): **ácido + no metal-hídrico**

Fórmula	Sistemática (sustancia pura)	Tradicional (disolución acuosa)
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
H ₂ Se	seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico

SALES BINARIAS:

Combinaciones de un metal y un no metal. Resultan de sustituir el/los H de un ácido hidrácido por átomos de un metal.

Fórmula general **MH_x** o **M₂H_x** donde x es la valencia del metal.

Nomenclatura Sistemática: **prefijo- no metal de prefijo-metal**

Nomenclatura Stock: **no metal-uro de metal (valencia romanos)**

Fórmula	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock
Na Cl	cloruro de sodio	cloruro de sodio
Fe Cl ₃	triclóruo de hierro	cloruro de hierro (III)
Pt Br ₄	tetrabromuro de platino	bromuro de platino (IV)

COMPUESTOS TERNARIOS:

formados por tres tipos de elementos distintos.

► **HIDRÓXIDOS:** formados por un metal y el grupo hidroxilo (OH). Fórmula general: **M(OH)_x**

M = metal y x la valencia del metal. El grupo OH siempre tiene valencia (-1).

Valencia	Fórmula	N. sistemática	N. stock (la más frecuente)	N. tradicional
3	Fe(OH) ₃	trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico.
2	Pb(OH) ₂	Dihidróxido de plomo	Hidróxido de plomo (II)	Hidróxido plumboso

► **ÁCIDOS OXÁCIDOS:**

Compuestos ternarios formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. Se obtienen a partir del anhídrido correspondiente sumándole una molécula de agua (H₂O). Su fórmula general es:

	TERMINACIONES	Nº DE VALENCIAS CON LAS QUE PUEDE ACTUAR		
Valencia menor ↓ Valencia mayor	Ácido Hipo- -oso			
	Ácido -oso		2	3
	Ácido -ico	1		
	Ácido Per- -ico			4

Fórmula general: **H_aX_bO_c**

El H actúa con valencia (+1); el no metal X con valencia positiva y el oxígeno con valencia (-2). Habitualmente b=1 y en cuanto al valor de a: si la valencia de X es par a=2 y si la valencia de X es impar a=1.

Para nombrarlos existe un nombre sistemático pero suele utilizarse la N. tradicional.

FÓRMULA	TRADICIONAL
H ClO	Ácido hipocloroso
H ClO ₂	Ácido cloroso
H ClO ₃	Ácido clórico
H ClO ₄	Ácido perclórico
H ₂ S O ₂	Ácido hiposulfuroso
H ₂ S O ₃	Ácido sulfuroso
H ₂ S O ₄	Ácido sulfúrico
H N O	Ácido hiponitroso
H N O ₂	Ácido nitroso
H N O ₃	Ácido nítrico



Actividades

81. Formula los siguientes óxidos:

- ▶ óxido de hierro (II)
- ▶ óxido de calcio
- ▶ óxido de plomo (IV)
- ▶ óxido de sodio
- ▶ dióxido de carbono
- ▶ óxido de estaño (II)
- ▶ pentaóxido de dicloro
- ▶ óxido de fósforo (III)
- ▶ trióxido de azufre
- ▶ óxido de bromo (VII)

COMPUESTO	VALENCIAS		SISTEMÁTICA	STOCK
Óxidos metálicos	Oxígeno: -2 Metal: positivas	Pb O ₂	dióxido de plomo	óxido de plomo (IV)
Óxidos no metálicos	Oxígeno: -2 No metal: positivas	Cl ₂ O ₇	heptaóxido de dicloro	óxido de cloro (VII)
Hidruros	Hidrógeno: -1 Metal: positivas	Fe H ₂	dihidruro de hierro	hidruro de hierro (II)
Hidruros no metálicos	Hidrógeno: +1 No metal: negativa	NH ₃	sistemática trihidruro de nitrógeno	Tradicional amoníaco
Ácidos hidrácidos	Hidrógeno: +1 No metal: negativa	H Cl	Sistemática (pura) Cloruro de hidrógeno	tradicional (dis aq) Ácido clorhídrico
Sales (metal+no metal)	Metal: positiva No metal: negativa	Cr ₂ S ₃	Trisulfuro de dicromo	sulfuro de cromo (III)

82. Completar la siguiente tabla:

Fórmula	N. sistemática	N. stock
		Óxido de cloro (III)
I ₂ O ₇		
P ₂ O ₅		
Ni ₂ O ₃		
	Trióxido de dialuminio	
MgO		
	dióxido de selenio	
CuO		

83. Formular los hidruros:

- ▶ trihidruro de cobalto
- ▶ seleniuro de hidrógeno
- ▶ hidruro de plomo (IV)
- ▶ tetrahidruro de carbono
- ▶ cloruro de hidrógeno



84. Completar la siguiente Tabla:

Fórmula	N. Sistemática	N. Stock	N. Tradicional
AuH ₃			
		Hidruro de plomo (II)	
			Fosfina
			Metano
PtH ₄			
NH ₃			
	Tetrahidruro de estaño		
			Sulfuro de hidrógeno
			Hidruro níquelico
			Ácido bromhídrico
CuH ₂			

85. Completar la siguiente Tabla:

Fórmula	N. Sistemática	N. Stock
BeO		
		Hidróxido de platino (IV)
		Cloruro de cobre (I)
		óxido de yodo (I)
	Diyoduro de plomo	
KOH		
		Óxido de aluminio
		Sulfuro de plata
BaH ₂		

86. Formular y nombrar estos ácidos:

- ▶ *Ácido sulfúrico*
- ▶ *Ácido nítrico*
- ▶ *Ácido hipocloroso*
- ▶ *Ácido carbónico*
- ▶ *HIO₄*
- ▶ *HBrO*
- ▶ *H₂SO₃*
- ▶ *HNO₂*



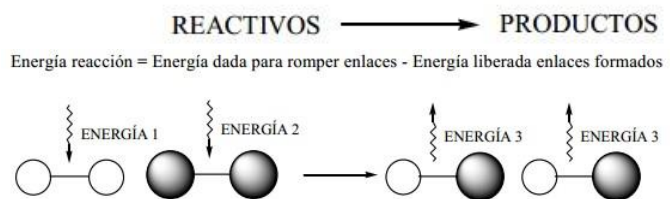
Las reacciones químicas

Cualquier material puede sufrir cambios de distinta índole, unos son **físicos** y otros **químicos**. En los primeros no se modifica la naturaleza del material (movimientos, mezclas o cambios de estado). Sin embargo en los cambios químicos se produce tal modificación del material, que la composición de éste no es la misma que al principio (oxidación de metales, combustión de materiales).



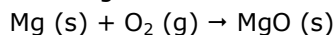
Los fenómenos químicos, reacciones químicas, se caracterizan por tres aspectos que los diferencian de los físicos, que son:

- **Las sustancias iniciales se transforman en otras de distinta naturaleza.**
- **En una reacción química se produce un intercambio de energía con el exterior,** en forma de calor que se absorbe, o que se desprende (combustiones).
- **Los cambios químicos, a diferencia de los físicos, son difíciles de invertir.**

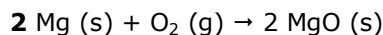


Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**. Por ejemplo: el magnesio, arde por estimulación de una llama produciendo óxido de magnesio. La ecuación que refleja esta reacción es:

Magnesio + oxígeno \rightarrow Óxido de magnesio



En una ecuación química siempre se escriben a la izquierda los reactivos y a la derecha los productos, separados por una flecha (\rightarrow) que indica el sentido de la reacción. Una vez escritas las fórmulas correctamente, tendremos que **AJUSTARLA**



AJUSTAR una ecuación es añadir unos NÚMEROS (coeficientes estequiométricos) delante de las fórmulas de los compuestos para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos miembros. Es una consecuencia de la conservación de la masa.



Ley de conservación de la masa:

En toda reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos; es decir: se conserva la masa del sistema.

Sustancias sólidas (s)
Sustancias líquidas (l)
Sustancias gaseosas (g)
Sustancias disueltas en agua (ac)

Al ajustar una ecuación jamás modifiques las fórmulas, pon los números delante y no modifiques ni introduzcas subíndices.

Una vez ajustada la reacción ¿para qué sirve? La ecuación ajustada nos proporciona una información:

- **cuantitativa**, el Mg reacciona con el O₂ produciéndose óxido de magnesio.
- y lo que es más importante, **cuantitativa**. Eso nos lleva, en buena lógica a realizar una **interpretación molar de la reacción**, más útil de cara a realizar cálculos

2 Mg (s)	+	O ₂ (g)	\rightarrow	2 MgO (s)
2 átomos de Mg		1 molécula de O ₂	producen	2 moléculas de MgO
10 átomos de Mg		5 molécula de O ₂	producen	10 moléculas de MgO
200 átomos de Mg		100 molécula de O ₂	producen	200 moléculas de MgO
2 docenas		1 docena	producen	2 docenas
2 MOLES		1 MOL	producen	2 MOLES

Y conociendo al menos la cantidad de una de las sustancias que intervienen en la reacción, podremos calcular a partir de ella las cantidades de sustancia consumidas o producidas en dicha reacción.

Por tostación del sulfuro de cinc, se obtiene el óxido del metal y se desprende dióxido de azufre. $\text{ZnS (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ SO}_2 \text{ (g)} + \text{ZnO (s)}$.

Si disponemos de 8,5 Kg de sulfuro, ¿Qué cantidad de óxido se producirá? (masas atómicas: S=32; Zn=65,4; O=16)

$M_M \text{ ZnS} = 65,4 + 32 = 97,4 \text{ g/mol}$
 $M_M \text{ O}_2 = 16 \cdot 2 = 32 \text{ g/mol}$
 $M_M \text{ SO}_2 = 32 + 16 \cdot 2 = 64 \text{ g/mol}$
 $M_M \text{ ZnO} = 65,4 + 16 = 81,4 \text{ g/mol}$

Ajustar la ecuación:

2 ZnS (s)	+	3 O ₂ (g)	\rightarrow	2 SO ₂ (g)	+	2 ZnO (s)
2 moles de ZnS		3 moles de O ₂	producen	2 moles de SO ₂		2 moles de ZnO
2 · 97,4 = 194,8 g		3 · 32 = 96 g	producen	2 · 64 = 128 g		2 · 81,4 = 162,8 g

Como los 8,5 Kg de ZnS son $8500 \text{ g} / 97,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 87,3 \text{ moles de ZnS}$
 Se producirán también 87,3 moles de ZnO. Y para calcular su masa:
 $87,3 \text{ moles} \cdot 81,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 7106,2 \text{ g de ZnO} = 7,1 \text{ Kg de ZnO}$

Actividades

87. ¿cuáles son las características de un cambio químico?

88. ¿cómo es que a partir del sodio, un metal de color plateado que reacciona violentamente con el agua y del cloro, un gas tan venenoso que fue usado como un arma en la Primera Guerra Mundial, resulta un compuesto, el cloruro de sodio (la sal de mesa), tan inofensivo que lo comemos todos

89. Indica si los siguientes procesos son físicos o químicos:

- Se fríe un huevo
- Un imán que atrae un trozo de hierro
- Fabricación de un yogur
- Fusión de estaño en la soldadura
- Oxidación de un llave de hierro puesta a la intemperie
- Se quema con un mechero una cinta de magnesio
- Se hincha un neumático
- Dilatación de una barra de hierro
- Combustión del butano en una estufa
- Explosión de la gasolina en los motores de los coches

90. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- ▶ $\text{BaCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4 (\text{aq}) + \text{HCl} (\text{aq})$
- ▶ $\text{PbO} (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{Pb} (\text{s})$
- ▶ $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- ▶ $\text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- ▶ $\text{CO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$
- ▶ $\text{Al} (\text{s}) + \text{S} (\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 (\text{s})$
- ▶ $\text{CH}_4\text{O} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- ▶ $\text{Na} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{NaOH} (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- ▶ $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{Fe} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- ▶ $\text{HCl} (\text{aq}) + \text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

91. El magnesio se combina con el ácido clorhídrico según: $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

- Ajusta la reacción y calcula cuántos gramos de ácido reaccionan con 6 g de Mg.
- Halla la masa de H_2 y de cloruro de magnesio que se obtiene. masas atómicas Mg= 24 ; H=1; Cl=35,5



92. Una de las fases de la metalurgia del estaño consiste en hacer reaccionar el óxido de estaño (IV) con carbón para obtener estaño metálico y monóxido de carbono.
- Escribe la ecuación química y ajústala.
 - Halla la masa de carbón que reacciona completamente con 1000 g de óxido.
 - ¿cuántos gramos de estaño se obtienen? masas atómicas Sn= 118,7; O=16; C=12.

93. El sodio reacciona con el agua según la reacción: $\text{Na (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Na(OH) (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
- Ajusta la ecuación e indica cuáles son los reactivos y cuáles los productos.
 - Halla qué masa de sodio reacciona con 90 g de agua. Masas atómicas Na= 23; H=1; O=16

94. Dada la reacción: $\text{N}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{ (g)}$ (sin ajustar)
- calcula cuántos gramos de amoníaco se obtienen con 59 g de N_2 . masas atómicas N=14; H=1.
 - ¿cuántos moles de hidrógeno reaccionan con los 59 g de nitrógeno?.

95. En la siguiente tabla completa los huecos respecto a las cantidades señaladas para la reacción de descomposición del agua en oxígeno e hidrógeno.

$\text{H}_2\text{O (l)}$	\rightarrow	$\text{H}_2 \text{ (g)}$	$+$	$\text{O}_2 \text{ (g)}$
18 g	producen	2 g		16 g
33,3 g	producen			29,6 g
10 g				

96. El carbono reacciona con el oxígeno según la siguiente reacción: $\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$ Si partimos de 20 g de carbono, calcula:
- Cuántos moles de CO_2 se obtienen. (masas atómicas C=12; O=16)
 - La masa de oxígeno necesaria para que reaccione con los 20 g de carbono.

