

FICHA 1: LA MATERIA Y SU MEDIDA

La materia es todo aquello que tiene **masa** y ocupa un espacio, es decir, tiene **volumen**. Las propiedades de la materia se pueden clasificar en:

- Propiedades generales: son comunes a toda la materia. No sirven para diferenciar unas sustancias de otras. Son la masa y el volumen.
- Propiedades específicas: permiten distinguir unas sustancias de otras. Son la densidad, la solubilidad, el color, el sabor,...

Una **magnitud** es cualquier propiedad de la materia que puede ser medida. Para medir una magnitud utilizamos el Sistema Internacional de unidades (SI) que asigna a cada magnitud una unidad de medida.

En el SI hay siete **magnitudes fundamentales**. Las magnitudes obtenidas al combinar las magnitudes fundamentales se denominan **magnitudes derivadas**.

A veces las unidades no resultan útiles para medir ciertas magnitudes. En estos casos se utilizan los **múltiplos** y **submúltiplos** de las unidades. Para realizar cambios de unidades se utilizan los **factores de conversión**.

1. Indica si los siguientes objetos y elementos son materia:

- | | |
|--|--|
| <p>a. Pelota.....</p> <p>b. Sol.....</p> <p>c. Movimiento.....</p> <p>g. Frío.....</p> <p>h. Sensibilidad.....</p> <p>k. Vidrio.....</p> | <p>d. Oro.....</p> <p>e. Sillón.....</p> <p>f. Árbol.....</p> <p>i. Ventilador.....</p> <p>j. Libro.....</p> <p>l. Roca.....</p> |
|--|--|

2. Señala cuáles de las siguientes propiedades de la materia son generales y cuáles específicas:

- | | |
|--|--|
| <p>a. Temperatura.....</p> <p>b. Flexibilidad.....</p> <p>c. Resistencia.....</p> <p>d. Color.....</p> <p>e. Brillo.....</p> <p>f. Masa.....</p> | <p>g. Rigidez.....</p> <p>h. Sensibilidad.....</p> <p>i. Punto de ebullición.....</p> <p>j. Libro.....</p> <p>k. Volumen.....</p> <p>l. Transparencia.....</p> |
|--|--|

3. Razona cuál de las siguientes características de la materia son magnitudes y cuáles no:

- | | |
|---|--|
| <p>a. El volumen.....</p> <p>b. El color.....</p> <p>c. La temperatura.....</p> | <p>d. La belleza.....</p> <p>e. El sabor.....</p> <p>f. El precio.....</p> |
|---|--|

4. De las siguientes magnitudes. Indica cuáles son fundamentales y cuáles son derivadas.
- | | |
|---------------------|-------------------------------|
| a. Longitud..... | d. Cantidad de sustancia..... |
| b. Volumen..... | e. Presión..... |
| c. Temperatura..... | f. Aceleración..... |
5. Escribe la unidad de las siguientes magnitudes físicas en el SI.
- | | | |
|-------------------|---------------------|---------------------|
| a. Longitud | e. Temperatura..... | i. Fuerza..... |
| b. Tiempo..... | f. Superficie..... | j. Presión..... |
| c. Masa..... | g. Volumen..... | k. Velocidad..... |
| d. Energía..... | h. Densidad..... | l. Aceleración..... |
6. Expresa en unidades del Sistema Internacional las siguientes magnitudes, utilizando la notación científica:
- | | |
|-----------------------------|-------------------|
| a. 20 km..... | c. 1'3 g/ml..... |
| b. 70 cm ² | d. 2.300 min..... |
7. $6'8 \cdot 10^{-6}$ m equivalen a:
- | | |
|---------------------------|-------------|
| a. 0,000068 mm | c. 68 nm |
| b. $6'8 \cdot 10^{-3}$ mm | d. 6.800 km |
8. Expresa en notación científica las siguientes cantidades:
- | | |
|------------------------|---------------------|
| a. 773'3448..... | g. 0'0000009..... |
| b. 78351368'43548..... | h. 4576320..... |
| c. 74000000..... | i. 0'079..... |
| d. 0'00298..... | j. 698'0410..... |
| e. 0'00002..... | k. 0'0000019..... |
| f. 400000000..... | l. 0'000000542..... |
9. Expresa en forma decimal los siguientes números:
- | | |
|------------------------------|--------------------------------|
| a. $3'6 \cdot 10^{-8}$ | e. $8'567 \cdot 10^{-4}$ |
| b. $64 \cdot 10^5$ | f. 10^{-6} |
| c. $9'87 \cdot 10^7$ | g. $2'7 \cdot 10^{-5}$ |
| d. $6'4 \cdot 10^5$ | h. $6'789 \cdot 10^8$ |
10. El resultado de la operación: $32,0 \cdot 10^3$ g + $1,6 \cdot 10^4$ g es :
- | | |
|--------------------------|-----------------------|
| a. $4'8 \cdot 10^6$ g | c. $4'8 \cdot 10^4$ g |
| b. $4'8 \cdot 10^{-4}$ g | d. $48 \cdot 10^4$ g |
11. La densidad del hierro es $7'8$ g/cm³. Expresa su equivalencia en el Sistema Internacional.

12. Haz las siguientes conversiones de unidades derivadas:

a. Velocidad = 72 km/h en m/s

b. Concentración = 1'5 mg/mL en g/L

c. Superficie = 600000 m² en Km²

13. Ordena de mayor a menor estas magnitudes:

a. 154'5 cm ; 1551 mm ; 0'1534 m.....

b. 25 min ; 250 s ; 0'25 h.....

c. 36 km/h ; 9 m/s ; 990 cm/s.....

14. Se ha medido la duración del año (período de la órbita solar) en diferentes planetas del Sistema Solar, obteniéndose los siguientes resultados:

Mercurio: 87'9 días; Venus: 224'7 días; La Tierra: 365'2 días; Júpiter: 11'86 años;
Saturno: 29'46 años.

a. Organiza los datos en una tabla, expresando el período en días.

b. ¿Qué conclusión puedes obtener, a partir de los datos, con relación a la distancia de los planetas al Sol (1 año = 365'2 días)?

15. Juan quiere saber el gasto de gasolina de su coche. Para ello ha recogido los datos que se muestran en la siguiente tabla:

Distancia (km)	Gasto de gasolina (litros)
100	6
250	15
300	18
350	21

- a. Representa estos datos en una gráfica.
- b. Si el precio de la gasolina es 1'15 euros / litro, ¿cuánto le costará a Juan ir desde Madrid hasta Zaragoza si la distancia entre ellas es de 325 km? Dedúcelo utilizando la gráfica.

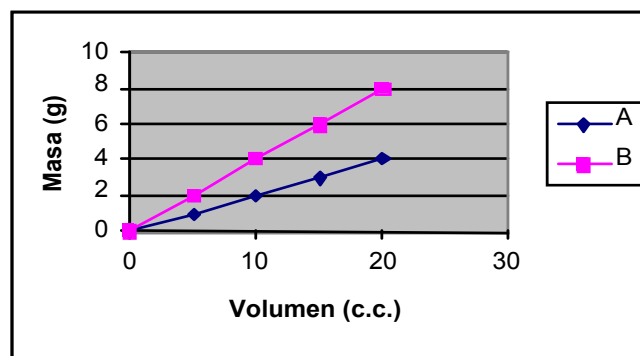
16. En un laboratorio se ha medido la temperatura que alcanza un líquido a intervalos regulares de tiempo, obteniéndose los siguientes resultados:

Tiempo (min)	0	1	2	3	4	5
Temperatura (°C)	25	29	35	37	41	45

- a. Representar los datos en una gráfica.

- b. ¿Qué tipo de gráfica se obtiene?
- c. ¿Crees que algún punto puede corresponder a una medida mal hecha?

17. Observa estas dos gráficas correspondientes a dos cuerpos distintos A y B. Calcula la densidad de cada uno de ellos y completa la tabla:



	Volumen (cm ³)	Masa (g)	Densidad (kg/m ³)
A	10		
B		4	

18. Una enfermera ha controlado la temperatura de un enfermo durante el tiempo que permaneció ingresado en el hospital. El primer día ingresó sin fiebre (37 °C); la fiebre le subió el segundo día a 39 °C y se mantuvo así durante tres días. A partir de entonces, la fiebre bajó a razón de medio grado por día. Cuando el enfermo estuvo durante tres días sin fiebre, se le dio el alta. Reconstruye el gráfico de la temperatura.

19. La masa de la Tierra es $5'98 \cdot 10^{24}$ kg, y la masa de Júpiter es 317'94 veces mayor.
- ¿Cuánto vale la masa de Júpiter en unidades del Sistema Internacional?
 - Si la densidad de la Tierra es $5'52 \text{ g / cm}^3$, calcula el volumen terrestre.
20. Explica el procedimiento que emplearías para medir el volumen de aire que hay en una habitación cerrada si sólo dispones de una cinta métrica. ¿En qué unidades expresarías dicho volumen?

21. Completa la siguiente tabla:

	Masa (.....)	Volumen (.....)	Densidad (kg/L)
Agua destilada	1'00	1'00	
Agua de mar		3'40	1'02
Hielo	3'10		0'92
Mercurio		0'11	13'60

22. Con una balanza se han realizado varias medidas de la masa de un cuerpo, obteniéndose los siguientes resultados expresados en gramos: 20'14 ; 20'16 ; 19'94 ; 20'09
- Calcula el valor más probable para la masa del cuerpo.
 - Expresa los resultados en forma de una tabla.

FICHA 2: ESTADOS FÍSICOS DE LA MATERIA

Todo lo que nos rodea y podemos percibir con nuestros sentidos está formado de **materia**. La materia es todo aquellos que tiene **masa** y ocupa un espacio, es decir, tiene **volumen**. La materia que observamos se puede presentar en estado **sólido, líquido o gaseoso**.

Cuando las condiciones de presión y temperatura se modifican, las sustancias **cambian de estado**:

- *El proceso mediante el cual un sólido pasa al estado líquido se llama fusión. El proceso inverso se llama solidificación.*
- *El proceso mediante el cual un líquido pasa a gas se llama vaporización. El proceso inverso se llama condensación.*
- *El paso directo de sólido a gas se llama sublimación. El proceso inverso se llama sublimación regresiva.*

La **teoría cinética de la materia** explica el comportamiento de los sólidos, líquidos y gases, así como de los cambios de estado. Según esta teoría:

- *La materia (sólidos, líquidos y gases) está formada por pequeñas partículas en continuo movimiento. Entre las partículas hay vacío.*
- *Las partículas se mueven más o menos libremente dependiendo del estado.*
- *Cuando las partículas se mueven más rápidamente es porque la temperatura es mayor.*

Las **leyes de los gases** estudian el comportamiento de los gases cuando variamos algunas de las siguientes magnitudes: P= Presión (atm) ; V=Volumen (L) ; T=Temperatura (K)

- Ley de Boyle – Mariotte: Cuando un gas experimenta transformaciones a temperatura constante, se cumple que: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$
- Ley de Gay- Lussac: Cuando un gas experimenta transformaciones a volumen constante, se cumple que: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
- Ley de Charles: Cuando un gas experimenta transformaciones a presión constante, se cumple que: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Conversión de unidades: 1atm=760 mmHg ; T(K)=T(°C)+273 ; 1L=1dm³

1. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escribe correctamente las frases falsas:
 - a. Las sustancias líquidas tienen forma variable.....
 - b. Las sustancias gaseosas y líquidas tienen forma constante.....
.....
 - c. Los sólidos y líquidos se pueden comprimir.....
 - d. Los líquidos, debido a su capacidad de expandirse, tienden a ocupar el máximo volumen posible.....
 - e. Los sólidos son compresibles; su forma y su tamaño son variables.....
.....

- f. Los líquidos no tiene forma propia, por lo que adoptan la forma del recipiente que los contiene.....
- g. Los gases tienen pequeña compresibilidad.....
- h. Los sólidos no tienen forma propia.....

2. Completa las siguientes frases:

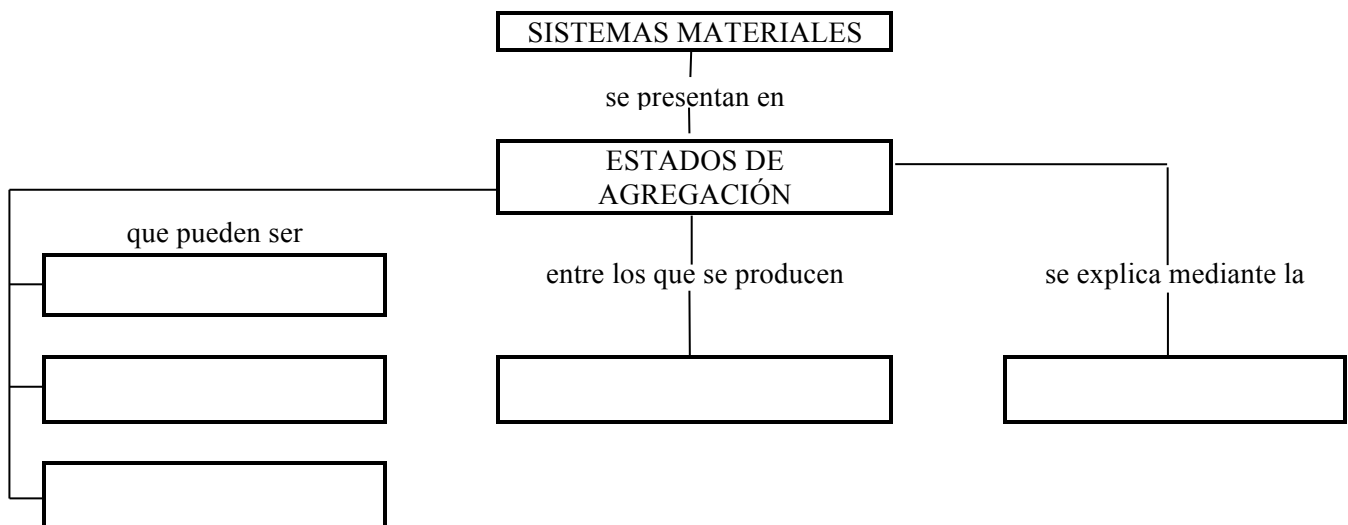
- a. El paso de sólido a gas se llama
- b. El paso de gas a sólido se llama
- c. El paso de líquido a gas se llama
- d. El paso de gas a líquido se llama
- e. El paso de líquido a sólido se llama
- f. El paso de sólido a líquido se llama

3. Marca únicamente las frases verdaderas:

- a. Cuando una sustancia cambia de estado se transforma en otra sustancia.
- b. En todos los cambios de estado se produce un aumento de temperatura.
- c. Si calentamos una sustancia sólida podemos fundirla.
- d. Para que el agua pase del estado líquido al sólido es necesario alcanzar una temperatura de 100°C o más.
- e. La temperatura del cambio de estado sólido a líquido es la misma que la temperatura de cambio de líquido a sólido.
- f. El punto de fusión del agua coincide con el punto de ebullición.

4. Completa los cuadros del esquema con las palabras:

Teoría cinética – Líquidos – Sólidos – Gases – Cambios de estado



5. Marca únicamente las frases verdaderas:
- a. Cuando una sustancia cambia de estado se transforma en otras sustancia.
 - b. En todos los cambios de estado se produce un aumento de temperatura.
 - c. Si calentamos una sustancia sólida podemos fundirla.
 - d. Para que el agua pase del estado líquido al sólido es necesario alcanzar una temperatura de 100°C o más.
 - e. La temperatura del cambio de estado sólido a líquido es la misma que la temperatura de cambio de líquido a sólido.
 - f. El punto de fusión del agua coincide con el punto de ebullición.

6. Imagina que tomas una jeringuilla (¡sin aguja!) y realizas la siguiente experiencia:

1. Levantas el émbolo de la jeringuilla para que se llene de aire.
2. Luego cierras el orificio con el dedo, con cuidado para que no escape nada de aire.
3. A continuación, empujas sobre el émbolo con fuerza sin quitar el dedo del agujero.

- a. Al empujarlo, ¿el émbolo baja?
- b. ¿Qué ocurre con el aire que está en el interior de la jeringuilla?
- c. ¿Qué magnitudes están variando al bajar el émbolo?
- d. ¿Qué ocurre si ahora sueltas el émbolo?
- e. ¿Ocurrirá lo mismo si llenamos la jeringuilla con agua?

7. Ponemos una sopladera en la boca de un matraz y vamos calentando poco a poco:

- a. ¿Qué ocurre?
 - b. ¿Qué ha pasado con el aire contenido en la sopladera?
- A continuación, dejamos enfriar el matraz ¿Qué ocurre?

8. A partir de los datos recogidos en las actividades anteriores completa:
- Cuando aumentamos la de un gas sin cambiar su el volumen
 - Cuando la de un gas sin cambiar su temperatura, el aumenta
 - Cuando calentamos un gas, su volumen
 - Cuando un gas, su disminuye
 - Cuando un gas se expande la distancia entre sus partículas
9. En un recipiente de 5 litros se introduce gas nitrógeno a la presión de 2'5 atm. ¿Qué presión ejercerá si duplicamos el volumen del recipiente sin que varíe su temperatura?
10. Un gas ejerce una presión de 2000 mmHg a 10 °C. ¿Cuál será su temperatura si ha pasado a ejercer una presión de 9 atm sin que varíe el volumen?
11. Un gas ocupa un volumen de 8 litros a 100 °C. ¿Cuál será su temperatura si ha pasado a ocupar un volumen de 4 litros sin que varíe su presión?

12. Una masa de gas ocupa un volumen de 6 litros a una presión de 780 mmHg y 20°C de temperatura. Calcula el volumen que ocupará el gas si aumentamos la presión a 3 atm, manteniendo la temperatura constante.

13. Una cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 2'5 litros a 100°C. Se calienta hasta 200°C manteniendo constante la presión. ¿Cuál es el volumen final ocupado por el gas?

14. Un volumen de 6 litros de gas en condiciones normales ($P=1\text{ atm}$; $T=273\text{ K}$) se calienta hasta los 300 K. Calcula la presión si el proceso se ha realizado en condiciones de volumen constante.

3. Escribe la definición de cada tipo de sustancia según su composición y la posibilidad de separar sus elementos componentes. Pon un ejemplo de cada una.
- a. Mezcla heterogénea es.....
.....
.....
 - b. Mezcla homogénea es.....
.....
.....
 - c. Compuesto es
.....
.....
 - d. Elemento es.....
.....
.....
4. Define:
- a. Solute:.....
.....
 - b. Disolvente:.....
.....
 - c. Solubilidad de una sustancia en un disolvente:.....
.....
 - d. Disolución saturada:.....
.....
5. Dadas las siguientes mezclas, ¿serán homogéneas o heterogéneas? ¿Qué método utilizarías para separar sus componentes?
- a. Arena + Hierro
 - b. Agua + Sal.....
 - c. Aceite + Agua.....
6. Se mezclan 15 ml de alcohol con 85 ml de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen que corresponde a la disolución formada?

7. Se disolvieron 50 g de soluto en 130 g de disolución. Calcular el % en masa.

8. Determina la cantidad de soluto necesaria para preparar 1,5 litros de una disolución de azúcar en agua al 5% en masa.

9. Explica cómo prepararías 2 litros de una disolución de alcohol en agua, al 30% en volumen.

10. Se forma una disolución disolviendo 20g de azúcar en 1 litro de agua. Calcula la concentración en % en masa y en g/l.

11. Calcula el % en masa de una disolución en la que por cada 350 g de disolvente se tiene 34 g de soluto.
12. Calcula el % en masa de una disolución en la que se disolvieron 38 g de soluto en 240 cm³ de agua (densidad del agua = 1 g/cm³)
13. Calcula la concentración en (g/L) de una disolución que tiene 47 g de soluto en 500 cm³ de disolución.
14. La solubilidad del carbonato de sodio en agua es de 21,5 g de soluto / 100 g de agua. Clasifica las siguientes disoluciones como concentradas, diluidas o saturadas:
- a) Se añaden 21,5 g de carbonato de sodio en 1 l de agua.....
 - b) Se añaden 21,5 g de carbonato de sodio en 200 ml de agua.....
 - c) Se añaden 21,5 g de carbonato de sodio en 100 ml de agua.....

FICHA 4: PROPIEDADES ELÉCTRICAS DE LA MATERIA Y EL ÁTOMO

Las partículas que forman los átomos son:

- **El protón:** tiene carga eléctrica positiva. Se localiza en el núcleo del átomo.
- **El neutrón:** no tiene carga eléctrica. Se localiza en el núcleo del átomo.
- **El electrón:** tiene carga eléctrica negativa. Se sitúa en una serie de capas girando alrededor del núcleo. Su movimiento genera corriente eléctrica.

Las principales características que permiten identificar a un átomo son:

- **El número atómico:** es el número de protones que tiene su núcleo. Se representa por la letra **Z**
- **El número másico:** es el número de protones (**Z**) más el número de neutrones (**N**) que tiene un átomo. Se representa por la letra **A**

$$A = Z + N$$

Los **isótopos** son átomos del mismo elemento que tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones. Se representan con el mismo símbolo y tienen el mismo **Z** y diferente **A**

Los **iones** son átomos que han ganado o perdido electrones.

- Cuando un átomo pierde electrones adquiere carga positiva y se convierte en un **ión positivo o catión**.
- Cuando un átomo gana electrones adquiere carga negativa y se convierte en un **ión negativo o anión**.

1. Completa las frases:
 - a. El número atómico, **Z**, representa el número de que un átomo tiene en su
 - b. El número másico, **A**, representa el número de y de que un átomo tiene en su
 - c. El número de electrones en un átomo neutro coincide con el número de
2. Elige la respuesta adecuada. Un cuerpo es neutro cuando:
 - a. No tiene cargas eléctricas.
 - b. Tiene el mismo número de protones que de neutrones.
 - c. Ha perdido sus electrones.
 - d. Tiene el mismo número de protones que de electrones.
3. Responde si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - a. Un cuerpo se carga positivamente si gana protones, y negativamente si gana electrones.
 - b. Un cuerpo se carga positivamente si pierde electrones, y negativamente si los gana.
 - c. Todos los cuerpos tienen electrones y protones. Por tanto, todos los cuerpos están cargados.
 - d. Un cuerpo neutro tiene tantos protones como electrones.

4. Completa la siguiente tabla:

Elemento	Símbolo	Z	A	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
Plata				47	61	
	C	6	12			
Calcio					20	20
Oxígeno			16	8		
	F	9				9
Hierro				26	30	

5. Completa la siguiente tabla:

Especie atómica	Símbolo	Z	A	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
	Mg ²⁺	12	24			
	Cu ²⁺	29			34	
Anión fluoruro				9	10	
	S ²⁻	8	16			
Catión sodio			23	11		
	B ³⁺				6	2

6. Completa la siguiente tabla:

Símbolo del ión	Nombre del ión	Nº de e ⁻ ganados	Nº de e ⁻ perdidos
Br ⁻			
Al ³⁺			
O ²⁻			
N ³⁻			
Li ⁺			
Sr ²⁺			

7. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes átomos?

¹⁰⁷ Ag	³¹ P	³⁹ K	⁷⁹ Br	³⁹ Ar	⁴ He	¹⁶ O
47	15	19	35	18	2	8

8. Un átomo neutro tiene 30 neutrones en su núcleo y 25 electrones en la corteza. Determina cuál es el valor de su número atómico y de su número másico.
9. El carbono tiene de número atómico 6. Existen tres isótopos de carbono, cuyas masas atómicas son 12, 13 y 14, respectivamente. Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada isótopo. Dibuja la estructura de cada uno de ellos.

10. Con las letras de las casillas marcadas encontrarás la respuesta a la siguiente definición: "Nombre que se da a los átomos del mismo elemento que se diferencian en el número de neutrones"

1									
2									
3									
4									
5									
6									
7									
8									

- | | |
|--|--|
| <p>1. <i>Átomo con carga eléctrica.</i></p> <p>2. <i>Carga que adquiere un átomo cuando pierde electrones.</i></p> <p>3. <i>Partícula con carga negativa.</i></p> <p>4. <i>Científico británico que descubrió el electrón.</i></p> | <p>5. <i>Partícula sin carga eléctrica.</i></p> <p>6. <i>Partícula con carga eléctrica positiva.</i></p> <p>7. <i>Fuerza que existe entre las partículas con carga de distinto signo.</i></p> <p>8. <i>Fuerza existente entre las partículas con cargas del mismo signo.</i></p> |
|--|--|

FICHA 6: CAMBIOS QUÍMICOS

Las sustancias pueden sufrir dos tipos de cambios:

- **Cambios físicos:** se producen cuando la naturaleza de las sustancias no cambia, es decir, no se forman sustancias nuevas.
- **Cambios químicos:** se producen cuando las sustancias iniciales se transforman en otras sustancias finales diferentes.

Una reacción química es un proceso en el que a partir de una sustancias iniciales (**reactivos**) se forman sustancias nuevas (**productos**). Para que el proceso tenga lugar es necesario que las partículas de los reactivos choquen entre sí para que los átomos se separen y se reagrupen formando sustancias nuevas.

Para representar de forma abreviada las reacciones químicas, se emplean **ecuaciones químicas**. En toda reacción se cumple la **ley de conservación de la masa**, que dice que la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

En una ecuación química el número de átomos iniciales debe conservarse. Para conseguirlo debemos **ajustar** la ecuación escribiendo delante de cada fórmula un número llamado **coeficiente estequiométrico**, de forma que obtengamos el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

La **masa molecular (MM)** de un compuesto es igual a la suma de las **masas atómicas (A)** de todos los átomos de los elementos que aparecen en su fórmula.

Como el número de átomos y moléculas que intervienen en cualquier proceso es tan enorme, los científicos introdujeron una nueva magnitud para poder expresar cantidades muy grandes mediante números sencillos: el **mol (n)**

$$n = \frac{\text{masa en gramos}}{\text{masa molecular}}$$

En un mol de cualquier sustancia hay **6'022·10²³** partículas de dicha sustancia. Estas pueden ser átomos o moléculas. Este número recibe el nombre de **número de Avogadro**.

Para indicar el volumen de un gas, hay que indicar a qué presión y a qué temperatura estaba dicho gas. Para poder comparar los volúmenes de distintos gases, los científicos han establecido unas condiciones fijas de presión y temperatura llamadas "condiciones normales" y que son: 273 K (=0° C) de temperatura y 1 atm de presión. Se ha calculado que un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22'4 litros. A esta cantidad se la conoce como **volumen molar**.

1. Dada las siguientes reacciones, indica cuáles son los reactivos y cuáles son los productos de la reacción.
 - a. Metano + oxígeno \rightarrow dióxido de carbono + agua
 - b. Hierro + oxígeno \rightarrow óxido de hierro (III)
 - c. Hidrógeno + yodo \rightarrow ácido yodhídrico

2. Indica los reactivos que intervienen y los productos que se forman en las siguientes reacciones químicas.
 - a. El butano arde en contacto con el oxígeno del aire y se convierte en dióxido de carbono y vapor de agua.
 - b. Al arder carbón se produce dióxido de carbono.
 - c. Cuando la gasolina arde en un motor de un coche, se combina con el oxígeno y se producen dióxido de carbono y agua.

3. Representa mediante un modelo de esferas los reactivos y los productos de la reacción de formación del amoníaco: *1 molécula de nitrógeno (N_2) reacciona con 3 moléculas de hidrógeno (H_2) para dar 2 moléculas de amoníaco (NH_3)*
 - a. ¿Quiénes son los reactivos de la reacción? ¿Y los productos?
 - b. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en los reactivos? ¿Y en los productos?
 - c. ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en los reactivos? ¿Y en los productos?
 - d. Se conserva el número de moléculas?

4. Representa mediante un modelo de esferas los reactivos y los productos de la reacción de formación del amoníaco: *1 molécula de nitrógeno (N_2) reacciona con 3 moléculas de hidrógeno (H_2) para dar 2 moléculas de amoníaco (NH_3)*
- ¿Quiénes son los reactivos de la reacción? ¿Y los productos?
 - ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en los reactivos? ¿Y en los productos?
 - ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en los reactivos? ¿Y en los productos?
 - Se conserva el número de moléculas?
5. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:
- $\underline{\quad} NO + \underline{\quad} O_2 \rightarrow \underline{\quad} NO_2$
 - $\underline{\quad} N_2 + \underline{\quad} H_2 \rightarrow \underline{\quad} NH_3$
 - $\underline{\quad} NO_2 + \underline{\quad} H_2O \rightarrow \underline{\quad} HNO_3 + \underline{\quad} NO$
 - $\underline{\quad} CH_4 + \underline{\quad} O_2 \rightarrow \underline{\quad} CO_2 + \underline{\quad} H_2O$
 - $\underline{\quad} SO_2 + \underline{\quad} O_2 \rightarrow \underline{\quad} SO_3$
 - $\underline{\quad} Al + \underline{\quad} O_2 \rightarrow \underline{\quad} Al_2O_3$
 - $\underline{\quad} C + \underline{\quad} O_2 \rightarrow \underline{\quad} CO_2$
 - $\underline{\quad} HI \rightarrow \underline{\quad} H_2 + \underline{\quad} I_2$
 - $\underline{\quad} H_2SO_4 + \underline{\quad} NaOH \rightarrow \underline{\quad} Na_2SO_4 + \underline{\quad} H_2O$
 - $\underline{\quad} Zn + \underline{\quad} H_2SO_4 \rightarrow \underline{\quad} ZnSO_4 + \underline{\quad} H_2$
6. Escribe las siguientes ecuaciones químicas ajustadas:
- Cloro + cobre \rightarrow cloruro de cobre (III)
 - Fósforo + oxígeno \rightarrow óxido de fósforo (V)
 - Metano + oxígeno \rightarrow dióxido de carbono + agua

7. Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias: agua – dióxido de carbono – cloruro sódico – monóxido de dipotasio.
8. Calcula el número de moles que hay en:
- 48 gramos de metano (.....)
 - 45 gramos de agua (.....)
 - 34 gramos de amoníaco (.....)
9. Calcula la masa en gramos que hay en:
- 2 moles de ácido sulfúrico (.....)
 - 0'5 moles de sal común (.....)
 - 1 mol de Bromo (Br_2)
10. Completa las frases siguientes:
- En un mol de átomos hay átomos.
 - En un mol de moléculas hay moléculas.
 - Un mol de un gas en condiciones normales ocupa litros.

11. ¿Cuántas moléculas hay en 0'5 mol de oxígeno (.....)?
12. ¿Cuántos moles hay en $6'022 \cdot 10^{21}$ átomos de plata (.....)?
13. ¿Cuántas moléculas hay en 125 gr de cloruro de hidrógeno (.....)?
14. ¿Cuántos moles hay en 450 gr de carbonato de calcio (.....)?
15. Consulta la tabla periódica y contesta a las siguientes preguntas:
- a. Un mol de moléculas de dióxido de carbono (.....) tiene una masa de g y contiene:
- moléculas de dióxido de carbono
 - átomos de carbono
 - átomos de oxígeno
- b. Dos moles de amoníaco (.....) tienen una masa de g y contienen:
- moléculas de amoníaco
 - átomos de nitrógeno
 - átomos de hidrógeno
16. Sabiendo que la fórmula del agua oxigenada es H_2O_2 , calcula:
- a. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y de oxígeno hay en una molécula de agua oxigenada?

- b. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y de oxígeno hay en un mol de agua oxigenada?
17. Calcula el volumen ocupado en condiciones normales de presión y temperatura para los siguientes gases:
- a. 0'3 mol de hidrógeno
- b. 2'5 mol de metano
18. ¿Qué volumen ocuparán $6'022 \cdot 10^{21}$ moléculas de dióxido de carbono?