

4. TEORÍA ATÓMICA-MOLECULAR

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

- a) La maduración de una fruta.
- b) La ebullición del agua.
- c) La congelación del agua.
- d) La corrosión de un clavo de hierro.
- e) La combustión de un papel.
- f) La cocción de un trozo de carne.
- g) La formación del arco iris.

a) Químico, b) Físico, c) Físico, d) Químico, e) Químico, f) Químico, g) Físico.

2. ¿Cuál es la masa de la mezcla en la experiencia 1? Y si las cantidades de azufre y de hierro fueran diferentes, ¿cuál sería la masa de la mezcla? ¿Te atreves a responder lo mismo en el caso de la experiencia 2?

La masa de la mezcla es 4.4 g. La masa de la mezcla es siempre la suma de las masas de las dos sustancias. En este caso concreto y con estas cantidades la masa de la sustancia que se obtiene si es la suma de las dos sustancias iniciales.

3. ¿Qué masa de cloruro de sodio obtenemos si 1 g de sodio se combina exactamente con 1.54 g de cloro?

Se obtienen 2.54 g de cloruro de sodio.

4. Al calentar 46.4 g de óxido de plata en un recipiente abierto, queda un residuo sólido de 43.2 g de masa que está constituido solo por plata. ¿Qué puede haber ocurrido? Indica en tu cuaderno la respuesta correcta:

- a) No se cumple la ley de Lavoisier o ley de la conservación de la masa.
- b) Se ha cometido un error al medir las masas antes y después de la reacción.
- c) Se ha formado 3.2 g de una sustancia gaseosa que ha escapado a la atmósfera.

La respuesta correcta es la c.

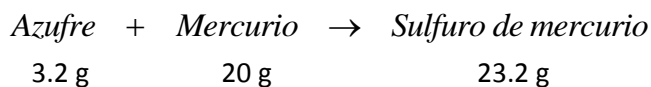
5. Si calentamos azufre (amarillo) y limaduras de hierro (negro) se obtiene sulfuro de hierro (negro). Copia la tabla en tu cuaderno y completa los datos:

Experiencia	m_{Fe} (g)	m_{S} (g)	m_{FeS} (g)	m_{Fe} sobrante (g)	m_{S} sobrante (g)
1	2.8	1.6	4.4	0	0
2	3.0	1.6	4.4	0.2	0
3	2.8	2	4.4	0	0.4
4	1.4	0.8	2.2	0	0

6. Se comprueba de forma experimental que 3.2 g de azufre reaccionan totalmente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio. Calcula:

- La cantidad de sulfuro de mercurio obtenido.
- La masa de azufre necesaria para reaccionar completamente con 5 g de mercurio.
- La masa de mercurio necesaria para reaccionar completamente con 10 g de azufre.

a) La reacción que tiene lugar es:



b) La relación de masas:

$$\frac{m_S}{m_{Hg}} = \frac{3.2 \text{ g}}{20 \text{ g}} = 0.16;$$

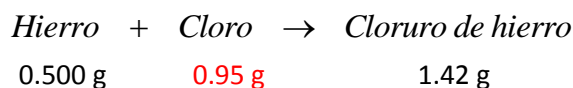
$$m_S = 0.16 \times m_{Hg} = 0.16 \times 5 \text{ g} = 0.8 \text{ g}$$

c) La masa de mercurio para reaccionar completamente con 10 g de azufre:

$$m_{Hg} = \frac{m_S}{0.16} = \frac{10 \text{ g}}{0.16} = 62.5 \text{ g}$$

7. Al calentar 0.500 g de hierro pulverizado en una corriente de cloro gaseoso, se obtienen 1.42 g de otra sustancia (cloruro de hierro). Calcula:

- La masa de cloro que ha reaccionado.
- La relación entre las masas de hierro y cloro que reaccionan.
- La masa de cloro necesaria para reaccionar completamente con 1.5 g de hierro pulverizado.



a) La masa de cloro que ha reaccionado: $m_{Cl} = 1.42 \text{ g} - 0.500 \text{ g} = 0.95 \text{ g}$

b) La relación de masas:

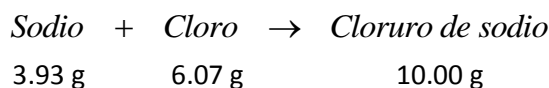
$$\frac{m_{Fe}}{m_{Cl}} = \frac{0.500 \text{ g}}{0.95 \text{ g}} = 0.53;$$

c) La masa de mercurio para reaccionar completamente con 10 g de azufre:

$$m_{Cl} = \frac{m_{Fe}}{0.53} = \frac{1.5 \text{ g}}{0.53} = 2.83 \text{ g}$$

8. Se sabe que 3.93 g de sodio reaccionan completamente con 6.07 g de cloro para dar cloruro de sodio. Calcula:

- La masa de cloruro de sodio que se obtiene.
- El porcentaje de cloro y de sodio que hay en el cloruro de sodio.

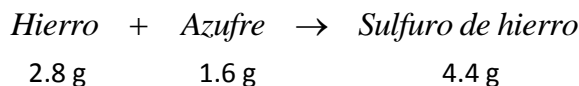


a) Aplicando la ley de conservación de la masa, la masa de cloruro de sodio que se obtiene son: 10.00 g

b) Los porcentajes son:

$$\% Na = \frac{3.93 \text{ g}}{10.00 \text{ g}} \times 100 = 39.3\% ; \quad \% Cl = \frac{6.07 \text{ g}}{10.00 \text{ g}} \times 100 = 60.7\%$$

9. Determina el porcentaje de hierro y el de azufre presentes en el sulfuro de hierro si 2.8 g de hierro reaccionan con 1.6 g de azufre para dar 4.4 g de sulfuro de hierro.



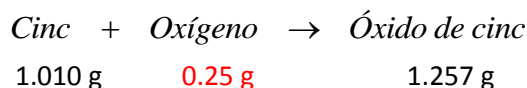
Los porcentajes son:

$$\% Fe = \frac{2.8 \text{ g}}{4.4 \text{ g}} \times 100 = 63.6\% ; \quad \% S = \frac{1.6 \text{ g}}{4.4 \text{ g}} \times 100 = 36.4\%$$

10. Cuando se queman en el aire 1.010 g de cinc se obtienen 1.257 g de óxido de cinc. Calcula:

a) La masa de oxígeno que ha reaccionado con el cinc.

b) El porcentaje de oxígeno y de cinc que hay en el óxido de cinc.



a) La masa de oxígeno que ha reaccionado: $m_o = 1.257 \text{ g} - 1.010 \text{ g} = 0.25 \text{ g}$

b) Los porcentajes son:

$$\% Zn = \frac{1.010 \text{ g}}{1.257 \text{ g}} \times 100 = 80.2\% ; \quad \% O = \frac{0.25 \text{ g}}{1.257 \text{ g}} \times 100 = 19.8\%$$

11. Indica en tu cuaderno si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

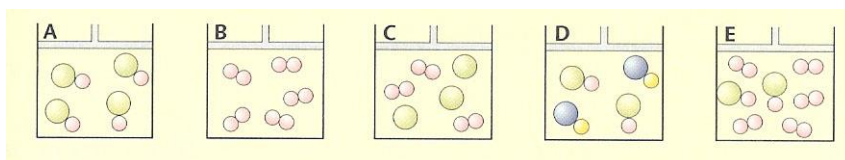
a) Todos los átomos de los elementos gaseosos tienen el mismo tamaño.

b) Todos los átomos de los elementos líquidos son iguales entre sí, pero diferentes de los átomos de los elementos gaseosos.

c) Los átomos de oro son diferentes de los átomos de plata.

a) Falso, b) Falso, c) Verdadero.

12. ¿Qué recipientes contienen un solo elemento? ¿Y un compuesto? ¿En cuál hay una mezcla de dos elementos? ¿Y de dos compuestos? ¿Y de un elemento y un compuesto?



El recipiente B contiene un solo elemento. El recipiente A contiene un solo compuesto. El recipiente C contiene una mezcla de dos elementos. El recipiente E contiene una mezcla de un elemento y de un compuesto. El recipiente D contiene la mezcla de dos compuestos.

13. Explica por qué los compuestos si pueden descomponerse en sustancias más sencillas, mientras que los elementos no pueden hacerlo.

Los compuestos están formados por la combinación de elementos y pueden descomponerse en estos. Los elementos no pueden descomponerse en otras sustancias simples.

14. En la reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno para dar amoníaco averigua:

- a) La proporción entre el volumen de hidrógeno y el volumen de nitrógeno.
 - b) Si es posible que reaccionen completamente 2 volúmenes de nitrógeno con 3 volúmenes de hidrógeno.
 - c) La proporción entre el volumen de hidrógeno y el volumen de amoníaco.
 - d) Si es posible obtener 2 volúmenes de amoníaco partiendo de 2 volúmenes de hidrógeno.
- a) La proporción entre el volumen de hidrógeno y el de nitrógeno es 3:1.
 - b) No es posible; solo reaccionan 1 volumen de nitrógeno con 3 volúmenes de hidrógeno.
 - c) La proporción entre el volumen de hidrógeno y el de amoníaco es 3:2.
 - d) No es posible; para obtener 2 volúmenes de amoníaco se necesitan 3 volúmenes de hidrógeno.

15. ¿Por qué es importante señalar en la ley de Gay-Lussac que los volúmenes de los gases deben estar medidos en a la misma presión y temperatura?

Porque el volumen de un gas varía de acuerdo con las condiciones de presión y temperatura.

16. Copia en tu cuaderno y completa este esquema:

Según Dalton	Según Avogadro
La partícula de hidrógeno es H	La partícula de hidrógeno es H ₂
La partícula de oxígeno es O	La partícula de oxígeno es O ₂
La partícula de agua es OH	La partícula de agua es H ₂ O

17. Completa los enunciados siguientes en tu cuaderno:

- a) Dos volúmenes de hidrógeno contienen _____ número de moléculas que un volumen de nitrógeno.
 - b) _____ volúmenes de amoníaco contienen _____ número de moléculas que un volumen de agua.
- a) Dos volúmenes de hidrógeno contienen **doblo** número de moléculas que un volumen de nitrógeno.
 - b) **Tres** volúmenes de amoníaco contienen **triple** número de moléculas que un volumen de agua.

18. Escribe de nuevo la teoría atómica de Dalton incluyendo los dos puntos de la hipótesis de Avogadro.

- a) La materia está formada por átomos o moléculas indivisibles.
- b) Los átomos o moléculas son invariables.

- c) Los elementos están formados por átomos iguales y si son gaseosos suelen estarlo por moléculas iguales: tienen la misma masa y las mismas propiedades químicas.
- d) Los átomos de diferentes elementos o las moléculas de diferentes elementos gaseosos tienen masas y propiedades químicas diferentes.
- e) Los compuestos químicos están formados por la combinación de átomos de dos o más elementos diferentes. Si los compuestos son gaseosos forman moléculas.
- f) Cuando dos o más átomos de distintos elementos se combinan para formar un mismo compuesto, lo hacen en una relación de números enteros y sencillos.
- g) Volúmenes iguales de gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen un número idéntico de moléculas.
- h) En las reacciones químicas, los átomos ni se crean ni se destruyen; solamente cambian su distribución.

19. Escribe la constante de Avogadro sin utilizar la notación científica.

$$6.022 \times 10^{23} = 602200000000000000000000$$

20. Copia en tu cuaderno y completa las siguientes frases:

- a) En un mol de átomos hay _____ átomos.
 - b) En un mol de moléculas hay _____ moléculas.
 - c) En 0.1 mol de átomos hay _____ átomos.
 - d) En 2 moles de electrones hay _____ electrones.
 - e) En 0.5 mol de moléculas hay _____ moléculas.
 - f) $6.022 \cdot 10^{24}$ moléculas son _____ mol de moléculas.
 - g) $6.022 \cdot 10^{21}$ átomos son _____ mol de átomos.
- a) En un mol de átomos hay $6.022 \cdot 10^{23}$ átomos.
 - b) En un mol de moléculas hay $6.022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 - c) En 0.1 mol de átomos hay $6.022 \cdot 10^{22}$ átomos.
 - d) En 2 moles de electrones hay $1.2044 \cdot 10^{24}$ electrones.
 - e) En 0.5 mol de moléculas hay $3.011 \cdot 10^{23}$ moléculas.
 - f) $6.022 \cdot 10^{24}$ moléculas son 10 moles de moléculas.
 - g) $6.023 \cdot 10^{21}$ átomos son 0.01 mol de átomos.

21. Responde en tu cuaderno si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- a) Volúmenes iguales de nitrógeno (N_2) y de helio (He), medidos los dos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.
 - b) El volumen de 1 mol de cualquier gas es siempre 22.4 L
 - c) $6.023 \cdot 10^{23}$ moléculas de cualquier gas ocupan siempre 22.4 L
- a) Verdadero.
 - b) Falso, no siempre, solo cuando el volumen del gas esté medido a 273 K y 1 atm.
 - c) Falso, por los mismos motivos que en el apartado b).

22. Calcula la cantidad de sustancia, en moles, que hay en los siguientes volúmenes de gases, medidos todos a 273 K y 1 atm: a) 2.24 L; b) 224 L; c) 11.2 L; d) 1.12 L.

- a) 0.1 mol; b) 10 mol; c) 0.5 mol; d) 0.05 moles.

23. Calcula el número de moléculas que hay en los volúmenes de gases de la actividad anterior.

a) $6.022 \cdot 10^{22}$ moléculas; b) $6.022 \cdot 10^{24}$ moléculas; c) $3.011 \cdot 10^{23}$ moléculas; d) $3.011 \cdot 10^{22}$ moléculas.

24. Copia en tu cuaderno y completa la frase: "1 mol de cloro reacciona con 1 mol de hidrógeno para dar 2 moles cloro de cloruro de hidrógeno, medidos a 273 K y 1 atm, significa que _____ L de cloro reaccionan con _____ L de hidrógeno para dar _____ L de cloruro de hidrógeno.

1 mol de cloro reacciona con 1 mol de hidrógeno para dar 2 moles cloro de cloruro de hidrógeno, medidos a 273 K y 1 atm, significa que 22.4 L de cloro reaccionan con 22.4 L de hidrógeno para dar 44.8 L de cloruro de hidrógeno.

25. Si en el ciclo de carbono ha aumentado el número de átomos de carbono que forman parte del dióxido de carbono, ¿de dónde han desaparecido?

Los átomos de carbono que han incrementado el dióxido de carbono han desaparecido de los combustibles fósiles y de la masa vegetal de la Tierra.

26. ¿De qué manera afecta al ciclo del carbono un incendio en un bosque?

Un incendio en el bosque incrementa el dióxido de carbono y disminuye los compuestos del carbono que existen en los vegetales.

27. ¿Qué sucedería si la mayor parte del CO_2 de la atmósfera no se transformara por la fotosíntesis de las plantas?

Se rompería el ciclo del carbono.

28. Describe el recorrido de un átomo de carbono que se encuentra en el tejido de un ser vivo hasta que llega a formar parte de otro ser vivo.

De un vegetal puede pasar directamente a un animal. De un animal por descomposición puede pasar a un vegetal.