

# 4. TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

---

## Sustancias que reaccionan

1. Explica qué son los procesos o cambios físicos y pon ejemplos de ellos.

Los procesos o cambios físicos no producen modificaciones en la naturaleza de las sustancias que intervienen. Los cambios de estado y la separación de las sustancias de una mezcla son ejemplos de cambios físicos.

2. Define procesos o transformaciones químicas y pon ejemplos de ellos.

Una transformación química es un proceso mediante el cual una o más sustancias se transforman en otras diferentes. La electrolisis del agua o la descomposición térmica del azúcar son ejemplos de transformaciones químicas.

3. Describe las diferencias que existen entre una mezcla de azufre y limaduras de hierro y la reacción entre el azufre y el hierro para dar el compuesto sulfuro de hierro.

La mezcla de azufre y limaduras de hierro tiene un aspecto heterogéneo y se puede separar en sus componentes por métodos físicos. La reacción entre el azufre y el hierro es un proceso químico que transforma estas sustancias en una nueva: sulfuro de hierro.

4. Indica en cuáles de los siguientes procesos se produce un cambio químico:

- a) Se rompe una botella de vidrio.
- b) Se mezclan mantequilla y azúcar.
- c) Se quema un trozo de carbón.
- d) Se oxida el hierro.
- e) Se evapora un perfume.
- f) Se quema petróleo.
- g) Se obtiene cobre a partir de óxido de cobre.
- h) Se baten frutas con leche.
- i) Se funde la cera de una vela.

Se produce un cambio químico en c), d), f) y g).

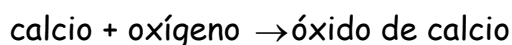
## Las leyes de las reacciones químicas

5. Copia en tu cuaderno y completa los siguientes enunciados:

- a) La masa de un sistema permanece \_\_\_\_\_ cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él.
  - b) Cuando dos o más elementos se combinan para dar un \_\_\_\_\_, lo hacen siempre en proporciones de masas definidas y \_\_\_\_\_.
- a) La masa de un sistema permanece **constante** cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él.
  - b) Cuando dos o más elementos se combinan para dar un **mismo compuesto**, lo hacen siempre en proporciones de masas definidas y constantes.

6. Pesamos una vela antes y después de encenderla y observamos que ha perdido masa.
- ¿Acaso no se cumple la ley de la conservación de la masa?
  - ¿Cómo explicarías este hecho?
- Se cumple la ley de la conservación de la masa.
  - Porque no se ha considerado la masa de las sustancias gaseosas que se han desprendido.
7. Si se calienta un alambre de cobre, se forma óxido de cobre y la masa del alambre aumenta.
- ¿Se cumple la ley de Lavoisier o ley de conservación de la masa?
  - ¿Cómo explicarías este hecho?
- Se cumple la ley de la conservación de la masa.
  - Porque no se ha considerado la masa del oxígeno que se ha combinado con el cobre.

8. El calcio reacciona con el oxígeno del aire para dar óxido de calcio (cal viva):



Copia en tu cuaderno y completa los datos que faltan en esta tabla, aplicando la ley de la conservación de la masa y la ley de las proporciones múltiples.

Experiencia	m calcio (g)	m oxígeno (g)	m óxido de calcio (g)
1	8	3.2	11.2
2	4	1.6	5.6
3	2	0.8	2.8

9. Averigua la composición del óxido de calcio utilizando los datos de la actividad anterior.

El porcentaje de oxígeno es 28.57 % y el porcentaje de calcio 71.43 %.

10. Justifica si es verdadera o falsa esta afirmación: "Si se hacen reaccionar 2.8 g de hierro con 1.6 g de azufre, se obtienen 4.4 g de sulfuro de hierro, y si se desea obtener 6 g de sulfuro de hierro, habrá que hacer reaccionar 3.5 g de hierro con 2.5 g de azufre".

Es falsa porque la proporción 2.8/1.6 es 1.75, pero la proporción 3.5/2.5 es 1.4.

11. 3.07 g de magnesio reaccionan exactamente con 2.02 g de oxígeno para formar óxido de magnesio. ¿Qué cantidad de óxido de magnesio se obtiene? Calcula el porcentaje de oxígeno y de magnesio en el compuesto.

Se obtienen 5.09 g de óxido de magnesio. El porcentaje de magnesio es 60.3 % y el de oxígeno 39.7 %.

## La teoría atómica de Dalton

12. ¿Pueden descomponerse los elementos en otras sustancias más sencillas? ¿Y los compuestos?

Distingue entre elemento y compuesto.

Los elementos no pueden descomponerse en otras sustancias más sencillas. Los compuestos pueden descomponerse en los elementos que los componen.

Un elemento es una sustancia formada por átomos iguales. Un compuesto es una sustancia formada por átomos distintos combinados en proporciones fijas.

13. ¿Puede existir un compuesto formado por un átomo de una clase y 1.5 átomos de otra clase?

No puede existir un compuesto formado por un átomo de una clase y 1.5 átomos de otra clase.

14. ¿Cómo se explica la ley de Lavoisier a partir de la teoría de la teoría atómica de Dalton?

Los átomos son indestructibles e indivisibles y en una reacción química solo cambia la organización de los átomos, por eso la masa inicial es igual a la masa final.

15. ¿Cómo se justifica la ley de Proust a partir de la teoría atómica de Dalton?

Cuando dos o más átomos de elementos diferentes se combinan para formar un mismo compuesto lo hacen en una relación de números enteros sencillos.

16. ¿Estaba en lo cierto Dalton al suponer que la molécula de agua era HO? ¿Qué hipótesis se planteó Dalton para suponer que esa podía ser su fórmula?

Dalton no estuvo afortunado al suponer que la molécula de agua era HO. Según Dalton las fórmulas eran las más simples posibles.

17. Si los átomos de cierta sustancia son todos iguales, ¿de qué sustancia se trata?

De un elemento químico.

## Relación entre sustancias gaseosas

18. Indica si este enunciado es verdadero o falso y justifica tu respuesta: *"La suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas que reaccionan es igual a la suma de los volúmenes de las sustancias que se obtienen en una reacción química entre gases"*

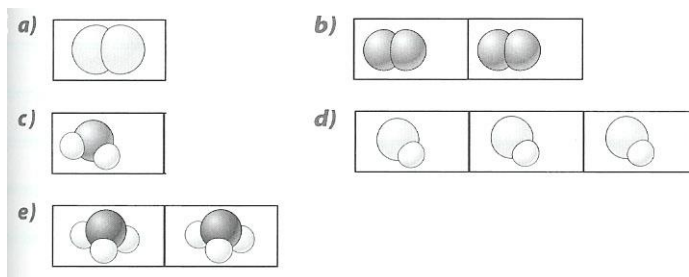
El enunciado es falso. En una reacción entre sustancias gaseosas no se cumple la conservación de los volúmenes.

19. Un total de 2 L de hidrógeno reaccionan con 1 L de oxígeno para dar 2 L de agua, medidos todos en las mismas condiciones de presión y temperatura; ¿contradice esta reacción el principio de conservación de la masa?

No contradice el principio de conservación de la masa porque se trata de una relación entre los volúmenes de combinación de las sustancias gaseosas.

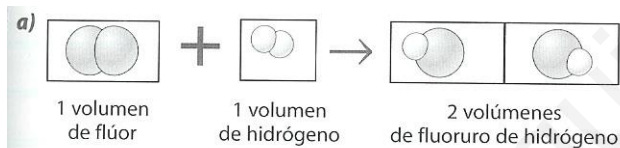
20. Dibuja un recipiente que contenga en las mismas condiciones de presión y temperatura:

- Un volumen de cloro.
- Dos volúmenes de oxígeno.
- Un volumen de agua.
- Tres volúmenes de cloruro de hidrógeno.
- Dos volúmenes de amoníaco.



21. Se hace reaccionar 1 volumen de hidrógeno con otro volumen igual de gas flúor y se obtienen dos volúmenes de fluoruro de hidrógeno. Todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

- Representa la reacción en forma de dibujo.
- Explica esta reacción con la ley de Avogadro.
- ¿Por qué la teoría de Dalton no hubiera servido para explicar esta reacción?
- ¿Qué diferencia hay entre el átomo de flúor (F), y la molécula de flúor, (F<sub>2</sub>)?



- Una molécula de hidrógeno reacciona con una molécula de flúor para dar 2 moléculas de fluoruro de hidrógeno.
- Porque para Dalton los gases están constituidos por átomos, no por agregados de átomos o moléculas.
- El átomo de flúor, F, es la partícula más pequeña de flúor que puede entrar en juego en una reacción química, y la molécula de flúor, F<sub>2</sub>, es la forma en que se presenta el flúor en la naturaleza en estado libre.

22. ¿Qué diferencia hay entre el átomo de oxígeno, (O), y la molécula de oxígeno, (O<sub>2</sub>)?

El átomo de oxígeno, O, es la partícula más pequeña de oxígeno que puede entrar en juego en una reacción química, y la molécula de oxígeno, O<sub>2</sub>, es la forma en que se presenta el oxígeno en la naturaleza en estado libre.

23. Escribe de nuevo la teoría cinética de los gases sustituyendo la palabra "partícula" por molécula.

- Los gases están formados por un gran número de moléculas (átomos en el caso de gases nobles) muy pequeñas si se comparan con la distancia que las separa.
- Entre molécula y molécula no hay nada, solo espacio vacío.
- Estas moléculas se mueven continuamente y de forma desordenada.
- Las moléculas en su movimiento, chocan entre sí y contra las paredes del recipiente que contiene el gas.
- La velocidad de las moléculas del gas aumenta al elevar la temperatura y disminuye cuando desciende.

24. Escribe de nuevo la teoría cinética de la materia sustituyendo la palabra "partícula" por átomo o molécula.

- La materia está formada por átomos que son tan pequeños que no podemos ver.
- Estos átomos o moléculas están en continuo movimiento (dependiendo de su estado de agregación) de forma aleatoria.

### Cantidad de sustancia, mol y volumen molar

25. Copia en tu cuaderno y completa la siguiente frase: "Un mol de átomos de plata contiene \_\_\_\_\_ átomos de plata, y un mol de moléculas de oxígeno contiene \_\_\_\_\_ moléculas de oxígeno".

Un mol de átomos de plata contiene  $6.022 \cdot 10^{23}$  átomos de plata y un mol de moléculas de oxígeno contiene  $6.022 \cdot 10^{23}$  moléculas de oxígeno.

26. ¿Dónde hay más moléculas: en 1 mol de hidrógeno,  $H_2$ , o en un mol de agua,  $H_2O$ ?

Hay el mismo número de moléculas.

27. ¿Dónde hay más moléculas: en 1 L de cloro,  $Cl_2$ , o en 1 L de cloruro de hidrógeno,  $HCl$ , medidas ambas sustancias en las mismas condiciones de presión y temperatura?

Hay el mismo número de moléculas.

28. Justifica si el siguiente enunciado es verdadero o falso: "1 mol de cloro,  $Cl_2$ , ocupa siempre el mismo volumen que 1 mol de dióxido de carbono,  $CO_2$ ".

Es falso. Para que sea verdadero hay que indicar que ambas sustancias se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.

29. ¿Por qué razón el volumen de un mol de un gas es el mismo para todos los gases?

Un mol de cualquier gas contiene  $6.022 \cdot 10^{23}$  partículas y por lo tanto ocupan siempre el mismo volumen.

30. Calcula el volumen ocupado en condiciones normales de presión y temperatura por las siguientes cantidades de gases:

- 0.3 mol de hidrógeno.
- 2.5 mol de metano.
- $6.022 \cdot 10^{21}$  moléculas de dióxido de carbono.
- $3.011 \cdot 10^{23}$  átomos de neón.

a) El volumen es :  $0.3 \cancel{\text{mol}} \times 22.4 \frac{\text{L}}{\cancel{\text{mol}}} = 6.72 \text{ L}$

b) El volumen es :  $2.5 \cancel{\text{mol}} \times 22.4 \frac{\text{L}}{\cancel{\text{mol}}} = 56 \text{ L}$

c) El volumen es :

$$\frac{6.022 \times 10^{21} \text{ moléculas } \cancel{CH_4}}{6.022 \times 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = 0.01 \text{ moles } CH_4$$

$$0.01 \text{ moles } \cancel{CH_4} \times 22.4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 0.224 \text{ L}$$

d) El volumen es :

$$\frac{3.011 \times 10^{23} \text{ átomos } \cancel{Ne}}{6.022 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}} = 0.5 \text{ mol } Ne$$

$$0.5 \text{ moles } \cancel{Ne} \times 22.4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 11.2 \text{ L}$$

31. Indica en tu cuaderno cuáles de estas respuestas son verdaderas: para disponer de 2 mol de gas oxígeno hay que tomar...

- a) 20 L de este gas en condiciones normales de presión y temperatura.
  - b)  $12.044 \cdot 10^{23}$  moléculas de este gas.
  - c)  $2 \cdot 10^{23}$  moléculas de este gas.
  - d) 44.8 L de éste gas en condiciones normales de presión y temperatura.
- a) Falso; b) Verdadero; c) Falso; d) Verdadero.

### Conservación de la materia y de la naturaleza

32. Describe todos los pasos y las transformaciones que tienen lugar en el ciclo del carbono. ¿Qué sucedería con los residuos que las bacterias no pueden descomponer o que no pueden ser reciclados artificialmente?

Los residuos que las bacterias no pueden descomponer, permanecen en la naturaleza.

33. Describe todos los pasos del ciclo del agua. ¿Cómo vuelve al ciclo (es decir, cómo se recicla) el agua que utilizamos en nuestros hogares?

El agua se recicla. Vuelve al ciclo mediante las depuradoras.