

TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

1. Si 3,2 g de azufre se combinan totalmente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio, ¿podrán combinarse también totalmente 4 g de azufre con 20 g de mercurio para formar el mismo compuesto? ¿por qué?
2. Se analizaron dos muestras con estas composiciones:
Muestra A: 39,563 g de Sn y 5,333 g de O.
Muestra B: 29,673 g de Sn y 4,000 g de O.
Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.
3. Se analizaron dos muestras con estas composiciones:
Muestra A: 19,782 g de Sn y 2,667 g de O.
Muestra B: 23,738 g de Sn y 6,400 g de O.
Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.
4. El estaño puede formar con el oxígeno dos tipos de óxidos: en el óxido A, la proporción en masa entre el estaño y el oxígeno es 7,42:1, y en el óxido B, 3,71:1.
a) ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?
b) Si el óxido A se compone de un átomo de Sn y otro de O, indica la composición del óxido B.
5. Se ha comprobado experimentalmente que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para originar 17,5 g de cierto compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si hacemos reaccionar 4,7 g de A con 11,5 g de B?
Sol: 15,7 g
6. El azufre y el cinc se combinan en la relación 16 g de azufre y 32,7 g de cinc. ¿Qué cantidad de sulfuro de cinc se obtendrá al combinar químicamente 20 g de azufre con 20 g de cinc?
Sol: 29,8 g
7. Si la proporción en masa en la que se combinan carbono y oxígeno para dar monóxido de carbono (CO) es 3:4, ¿qué cantidad de oxígeno reaccionará totalmente con 12 g de carbono? ¿Qué ocurrirá si deseamos combinar 12 g de carbono con 17 g de oxígeno?
8. ¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de átomos?
a) 10 g de Na
b) 10 g de CO₂
c) 2 mol de NH₃
9. Un átomo de determinado elemento tiene una masa de $3,819 \cdot 10^{-23}$ g, ¿cuánto vale su masa atómica?
10. Indica cuántos moles de H₂O son:
a) 3,42 g de H₂O
b) 10 cm³ de H₂O
c) $1,82 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O
Sol: a) 0,19 mol; b) 0,56 mol; c) 0,3 mol
11. ¿Dónde hay mayor número de moléculas, en 30 g de SO₂ o en 25 g de CO₂?
12. En una muestra de fósforo hay 10^{24} átomos. Calcula:
a) La cantidad, en mol, de átomos de fósforo que hay en la muestra.
b) La cantidad, en mol, de moléculas de fósforo que hay en la muestra, si se sabe que la molécula de fósforo es P₄.
Sol: a) 1,66 mol; b) 0,415 mol
13. Calcula:
a) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 200 g de nitrato de bario, Ba(NO₃)₂?
b) ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 0,15 mol de pentóxido de di fósforo, P₂O₅?
c) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,15 mol de trióxido de di fósforo, P₂O₃?
d) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5,22 g de nitrato de bario, Ba(NO₃)₂?
Sol: 4,59 mol; b) $1,807 \cdot 10^{23}$ átomos de fósforo; c) 7,2 g de O; d) $7,21 \cdot 10^{22}$ átomos de O
14. El azufre, el oxígeno y el cinc forman sulfato de cinc, en la siguiente relación S:O:Zn; 1:1,99:2,04. Calcula la composición centesimal.
Sol: 19,9 % de S; 39,6 % de O; 40,5 % de Zn
15. Tenemos 25 kg de un abono nitrogenado de una riqueza en nitrato de potasio (KNO₃) del 60 %. Calcula la cantidad, en kg, de nitrógeno que contiene el abono.
Sol: 2,1 kg
16. Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio, Al₂(SO₄)₃.
Sol: 15,8 % de Al; 28,1 % de S; 56,1 % de O
17. Calcula la composición centesimal del nitrato de potasio (KNO₃).
Sol: 38,6 % de K; 13,9 % de N; 47,5 % de O
18. Un óxido de vanadio que pesaba 3,53 g se redujo con hidrógeno, con lo que se obtuvo agua y otro óxido de vanadio que pesaba 2,909 g. Este segundo óxido se volvió a reducir hasta obtener 1,979 g de metal.
a) ¿Cuáles son las fórmulas empíricas de ambos óxidos?
b) ¿Cuál es la cantidad total de agua formada en las dos reacciones?
Sol: a) V₂O₃; V₂O₅; b) 1,74 g
19. El análisis de un compuesto de carbono dio los siguientes porcentajes: 30,45 % de C, 3,83 % de H, 45,69 % de Cl y 20,23 % de oxígeno. Se sabe que la masa molar del compuesto es 157 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto de carbono?
Sol: C₄H₆O₂Cl₂
20. a) Calcula la composición centesimal del ácido acético (CH₃ – COOH).
b) A partir de la composición centesimal del ácido acético, determina su fórmula empírica y su fórmula molecular.
Sol: a) 6,67% H; 40% C; 53,33% O. b) (CH₂O)_n

21. a) ¿Cuál es la masa, en gramos, de un átomo de calcio?
b) ¿Cuántos átomos de cobre hay en 2,5 g de ese elemento?
c) Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 20 g de tetracloruro de carbono?

Sol: a) $6,67 \cdot 10^{-23}$ g/átomo de Ca; b) $2,37 \cdot 10^{22}$ átomos de Cu; c) $7,82 \cdot 10^{22}$ moléculas de Cl_4C

22. Un recipiente de 1L de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27°C y 0,1 atmósferas de presión. Calcula:

- a) La masa de amoníaco presente.
b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$.

Sol: a) 0,069 g de NH_3 ; b) $2,4 \cdot 10^{21}$ moléculas de NH_3 ; c) $2,4 \cdot 10^{21}$ átomos de N; $7,2 \cdot 10^{21}$ átomos de H

23. En 10 gramos de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

- a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
b) ¿Cuántos moles de iones sulfato?
c) Cuántos átomos hay de oxígeno?

Sol: a) 0,025 mol de sal; b) 0,075 mol de iones sulfato; c) $1,8 \cdot 10^{23}$ átomos de O

24. Una bombona de gas butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad, calcula:

- a) El número de moles de butano.
b) El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

Sol: a) 206,9 mol de butano; b) $5 \cdot 10^{26}$ átomos de C y $1,25 \cdot 10^{27}$ átomos de H

25. Calcular:

- a) La masa, en gramos, de una molécula de agua.
b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
c) El número de moléculas que hay en 11,2 L de gas hidrógeno en c.n. de presión y temperatura.

Sol: a) $3 \cdot 10^{23}$ g/molécula de agua; b) $1,34 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno; c) $3,011 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2

26. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. Si su masa molecular es 88.

- a) Determine su fórmula molecular.
b) Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

Sol: a) es $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$; b) $2,74 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno

27. En 0,5 moles de CO_2 , calcule:

- a) El número de moléculas de CO_2 .
b) La masa de CO_2 .
c) El número total de átomos.

Sol: a) $3,011 \cdot 10^{23}$ moléculas CO_2 ; b) 22 g; c) $9,033 \cdot 10^{23}$ átomos

28. a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 20 L de oxígeno molecular en c.n.?

- b) Una persona bebe al día 2 L de agua. Suponiendo que la densidad del agua es 1 g/mL. ¿Cuántos

átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Sol: a) $1,075 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno; b) $1,34 \cdot 10^{26}$ átomos de hidrógeno

29. Sabiendo que la masa molecular del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué ocupará más volumen, 1 mol de H_2 o 1 mol de O_2 en iguales condiciones de P y T.
b) ¿Qué tendrá más masa, 1 mol de H_2 o 1 mol de O_2 .
c) ¿Dónde habrá más moléculas, en 1 mol de H_2 o 1 mol de O_2 .

Sol: a) el mismo; b) 1 mol de O_2 ; c) las mismas

30. ¿Dónde hay más número de átomos:

- a) 0,5 mol de SO_2
b) 14 g de N_2
c) 67,2 L de gas helio en c.n. de P y T.

Sol: En ese volumen de helio.

31. Tres recipientes contienen cada uno: 1 L de gas CH_4 , 2 L de gas N_2 1,5 L de gas O_2 , en c.n.

- a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas.
b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos.
c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

Sol: a) Nitrógeno; b) Metano; c) Oxígeno