

1.- Se ha comprobado experimentalmente que 4,7g del elemento A reaccionan por completo con 12,8g del elemento B para originar 17,5g de cierto compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si hacemos reaccionar 4,7g de A con 11,5g de B?

Sol: 15,7g.

2.- El azufre y el cinc se combinan en la relación 16g de azufre y 32,7g de cinc. ¿Qué cantidad de sulfuro de cinc se obtendrá al combinar químicamente 20g de azufre con 20g de cinc?

Sol: 29,8g.

3.- 14g de nitrógeno reaccionan con 3g de hidrógeno para dar 17g de amoníaco.

a) ¿Se cumple la ley de conservación de la masa?

b) Si 28g de nitrógeno reaccionan con 6g de hidrógeno para dar 34g de amoníaco, ¿se cumple la ley de las proporciones definidas?

c) ¿Qué porcentaje de nitrógeno y de hidrógeno hay en el amoníaco?

d) ¿Qué ocurre si se intenta hacer reaccionar 28g de nitrógeno con 4g de hidrógeno?

Sol: 82,4%; 17,6%

4.- Hacemos reaccionar totalmente 4g de hidrógeno gas con 32g de oxígeno gas y obtenemos agua. Calcula:

a) La masa de agua obtenida.

b) La masa de hidrógeno necesaria para reaccionar 1,2g de oxígeno.

c) Si disponemos de 10g de hidrógeno y 18g de oxígeno, determina que masa de agua podemos obtener e indica la masa del reactivo que sobra.

Sol: 36g; 0,15g; 20,25g de agua y sobra 7,25g de hidrógeno

5.- Al analizar dos muestras se han obtenido los siguientes resultados: 1ª muestra 1,004g de Ca y 0,400g de oxígeno, 2ª muestra 2,209g de Ca y 0,880g de oxígeno. Indica si se cumple la ley de Proust.

6.- Completa la tabla:

masa Fe	masa S	masa FeS	Fe sobrante	S sobrante	$\frac{\text{masaFe}}{\text{masaS}}$
10,5	6	16,5	---	---	
14	9				
28	16				
7			---	---	
	8		---	---	
21	10				

7.- Indica cuántos moles de H₂O son:

a) 3,42g 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.

8.- Se toman 5,1g de H₂S. Calcula:

- El n° de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales.
- El n° de moléculas de H₂S presentes.
- El n° de átomos de hidrógeno.
- El n° de átomos de azufre.
- El n° total de átomos que hay.

Sol: 0,15mol y 3,36L; $9,03 \cdot 10^{22}$; $1,806 \cdot 10^{23}$; $0,903 \cdot 10^{23}$; $2,709 \cdot 10^{23}$

9.- Un litro de dióxido de azufre se encuentra en condiciones normales. Calcula:

- El n° de moles que contiene.
- Los gramos presentes.
- La masa de una molécula de dióxido de azufre.

Sol: 0,045; 2,857g; $1,063 \cdot 10^{-22}$ g

10.- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 134,4L de oxígeno molecular en condiciones normales?

Sol: $7,22 \cdot 10^{24}$

11.- Razona qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

- 0,3 moles de SO₃
- 14g de nitrógeno molecular.
- 6,72 litros de gas metano (CH₄) medidos a 27°C y una atmósfera.

Sol: $7,22 \cdot 10^{23}$; $6,02 \cdot 10^{23}$; $8,22 \cdot 10^{23}$

12.- Calcula:

- La masa de un átomo de sodio.
- Las moléculas que hay en 0,5g de CCl₄
- La masa de una molécula de agua.
- El número de moléculas que hay en 11,2L de H₂ que están en condiciones normales.

Sol: $3,82 \cdot 10^{-23}$ g; $1,95 \cdot 10^{21}$; $2,99 \cdot 10^{-23}$ g; $3,01 \cdot 10^{23}$

13.- Calcula las moléculas que hay en una gota de H₂O (se saben que en 20 gotas de agua ocupan un volumen de 1 cm³).

Sol: $1,67 \cdot 10^{21}$ moléculas.

14.- Una persona bebe al día 2 litros de agua. Suponiendo que la densidad del agua es de 1g/ml, ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Sol: $1,337 \cdot 10^{26}$

15.- Calcula la composición centesimal del H₃PO₄.

Sol: 3,06% de H, 31,63% de P y 65,31% de O.

16.- Un hidrocarburo contiene un 80% de carbono. Su masa molecular es 30g/mol. Determina su fórmula empírica y molecular.

Sol: CH₃; C₂H₆

17.- Un compuesto orgánico tiene un 64,8% de carbono, 13,5% de hidrógeno y el resto es oxígeno. Determina su fórmula empírica y molecular si su masa molecular es 74g/mol.

Sol: C₄H₁₀O