



YES EL ESCORIAL

Departamento de Física y Química

EJERCICIOS DE 1º DE BACHILLERATO

leyes Ponderales y cantidad de materia

Hoja 1

1. El azufre y el hierro se combinan para formar sulfuro de hierro en la relación de 4 g de azufre con 7 g de hierro. ¿Cuánto sulfuro de hierro se formará, a partir de 10 g de azufre y 10 g de hierro? ¿sobrará alguno de ellos?
2. 3,068 g de magnesio se queman completamente dando lugar a 5,086 g de óxido de magnesio. Determina la proporción en que se combina el magnesio con el oxígeno para formar dicho óxido. Calcula las masas necesarias de oxígeno y de magnesio para formar 423,5 g de dicho óxido.
3. Sabiendo que para formarse 2 litros de amoníaco (NH_3) se necesitan 1 litro de nitrógeno (N_2) y 3 litros de hidrógeno (H_2), calcula la cantidad mínima de cada uno de ellos que se necesitan para formar 15 litros del primero.
4. El oxígeno reacciona con el hidrógeno en la proporción de 8,0 g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno.
 - a. Si suponemos, como Dalton, que la reacción entre estos dos elementos tiene lugar como consecuencia de la unión de un átomo de hidrógeno con uno de oxígeno: $\text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{OH}(\text{g})$ ¿Cuál sería la masa atómica relativa del oxígeno?
 - b. Si suponemos que la reacción es: $2 \text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ¿Cuál sería la masa atómica relativa del oxígeno.
 - c. Experimentalmente se determina que 2 volúmenes de hidrógeno gas se combinan con 1 volumen de oxígeno gas para dar 2 volúmenes de vapor de agua en las mismas condiciones de presión y temperatura. La hipótesis de Avogadro propone que debe existir proporcionalidad entre los volúmenes de los gases que reaccionan y se forman y las moléculas que reaccionan y se forman. ¿Son compatibles las dos ecuaciones químicas anteriores con la hipótesis Avogadro? Razona tu respuesta.
 - d. Propón una ecuación química que sí lo sea y calcula través de ella la masa atómica relativa del oxígeno.
 - e. ¿Qué información, relativa a las sustancias simples y los compuestos, no se conocía con certeza en la época de Dalton, lo que imposibilitaba establecer con seguridad los valores de las masas atómicas relativas y moleculares? Solución: a) 8,0; b) 16,0.
5. Cuando se calienta una cinta de magnesia en oxígeno, se forma óxido de magnesia, un sólido blanco.

En un experimento, una cinta de magnesio de 7.12 g se consume totalmente en presencia de oxígeno en exceso, obteniéndose 11,86 g de óxido de magnesio.

En un segundo experimento, se calientan 5,0 g magnesio en presencia de 2,20 g de oxígeno. Esta vez, todo el oxígeno reacciona, mientras que queda algo de magnesio sin reaccionar y se forman 5.50 g de óxido de magnesio.

 - a. Demuestra que se verifica la ley de las proporciones definidas. Para ello has de mostrar que, en ambos experimentos, la relación entre las masas de magnesio y de oxígeno que reaccionan es la misma.
 - b. Explica, a través de la teoría atómico-molecular de Dalton, a qué se debe la constancia entre las masas reaccionantes de magnesio y oxígeno; o, dicho de otro modo, por qué es constante la composición de magnesia y oxígeno en el óxido de magnesio
 - c. Si suponemos que la reacción que tiene lugar es: $2 \text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{s}) \rightarrow 2 \text{MgO}(\text{s})$ y sabemos: masa atómica relativa del oxígeno es 16,0, deduce de los datos experimentales cuál ha de ser la masa atómica relativa del magnesio. Solución: e) 24,3.
6. Al reaccionar 6.2 g de magnesio con 47.1 g de yodo, se formó yoduro de magnesio, quedando 1.7 g en exceso de magnesio. Calcula la composición centesimal del compuesto.
7. Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el primero hay 8 g de A por cada 26 g de compuesto. El segundo tiene una composición centesimal del 25% de A y del 75% de B. ¿se cumple la ley de proporciones múltiples.

8. El hidrógeno y el oxígeno reaccionan dando agua, pero sometidos a una fuerte descarga eléctrica pueden producir peróxido de hidrógeno. La primera contiene un 11,25 de hidrógeno, mientras que el segundo, un 5,93% del mismo. Demostrar que se cumple la ley de proporciones múltiples.
9. El oxígeno y el plomo forman dos óxidos diferentes. El primero de ellos tiene un 7.2 % de oxígeno y el segundo, 13.4%. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
10. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples en los compuestos de oxígeno y cloro que aparecen en el siguiente cuadro:

COMPUESTOS DE OXÍGENO Y CLORO		
COMPUESTO	Masa de oxígeno, g	Masa de cloro, g
A	1.6	7.0
B	4.8	7.0
C	8.0	7.0
D	11.2	7.0

11. El oxígeno y el carbono forman dos compuestos diferentes. El primero tiene 42.9% de C y 57.1% de O, y el otro, 27.3 %de C y 72.7% de O. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
12. Experimentalmente se encuentra que 1 L de nitrógeno, N₂, reacciona con un 1 L de oxígeno, O₂, para dar 2 L de óxido nítrico, medidos en las mismas condiciones de P y T. determina la fórmula molecular del compuesto formado.
13. Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) de forma que las masas combinadas de los mismos son:

Reacción	Masa de X, g	Masa de Y, g
I	2.50	1.20
II	2.50	0.60
III	5.00	2.40
IV	2.50	0.40

A la vista de los resultados, di si las siguientes afirmaciones son verdaderas:

- a. Los datos de las reacciones I y III justifican la ley de Proust.
 - b. Los datos de las reacciones I, II y IV justifican la ley de las proporciones múltiples.
 - c. Los compuestos formados en las reacciones I y II son iguales.
 - d. Los compuestos formados en las reacciones I y III son iguales.
14. ¿Cuántos moles de MgSO₄·7H₂O hay en una muestra de 26,7 g del mismo? y ¿cuántos de agua?
 15. Los siguientes compuestos: urea CO(NH₂)₂, nitrato amónico NH₄NO₃ y guanidina HNC(NH₂)₂ son adecuados para ser utilizados como fertilizantes, ya que proporcionan nitrógeno asimilable por las plantas. ¿Cuál de los compuestos indicados tiene mejor rendimiento como fertilizante?
 16. Calcula el n° de moles y de moléculas que hay en un litro de agua. (Dato: D= 1g/mL)
 17. Se dispone de 24,0 g de H₂SO₄, calcule: a) El n° de moles, b) el n° de moléculas, c) el n° de átomos de azufre, hidrógeno y oxígeno, d) el n° de gramos de oxígeno, hidrógeno y azufre y e) su composición centesimal.
 18. Se tienen 0,345 moles de dióxido de carbono (CO₂) en condiciones normales. Calcula: a) El n° de gramos de CO₂, b) el volumen de CO₂, c) el n° de gramos de oxígeno y de hidrógeno, d) el n° de moléculas y de gramos que hay, e) su composición centesimal.
 19. Calcula la cantidad de sustancia que hay en las muestras siguientes:
 - a. 200 g de aluminio, Al (s)
 - b. 100 g de azufre, S₈ (s)
 - c. 40.0 cm³ de etanol, CH₃CH₂OH (l) (d=0.70g cm⁻³)
 - d. 20.0 dm³ de CH₄ (g) a 0 °C y 1 bar.
 20. Calcula:
 - a. Los átomos de aluminio que hay en 200 g de aluminio, Al (s)
 - b. Las moléculas de S₈ que hay en 100 g de azufre, S₈ (s)
 - c. Las unidades fórmula de SiO₂ que hay en 200 g de SiO₂ (s)