Número de Avogadro

1.- Para 2 moles de dióxido de azufre. Calcule:

a. El número de moléculas. Sol: 1,20·1024

b. El volumen que ocupa en condiciones normales. Sol: 44,8L

c. El número total de átomos.Sol: 3,6·1024

2. Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de, oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura hay:

a. El mismo número de moles

b. Igual número de átomos

c. Idéntica cantidad en gramos

3.- En 5 moles de cloruro de calcio, calcule:

a. El número de moles de átomos de cloro. Sol: 10

b. El número de moles de átomos de calcio. Sol: 5

c. El número total de átomos. Sol: 9,033·1024

4. a. ¿Cuál es la masa de un átomo calcio?. Sol: 6,64·10-23g

b. ¿Cuántos átomos de boro hay en 0,5 g de este elemento?. Sol: 2,73·1022 átomos

c. ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 g de tricloruro de boro?. Sol: 2,56·1021 moléculas

Masas atómicas: Ca: 40; B: 11; Cl: 35,5

5.- En 10 g de Fe2(SO4)3

¿Cuántos moles hay de dicha sal?. Sol: 0,025moles

¿Cuántos moles de iones sulfato?. Sol: 0,075 moles

¿Cuántos átomos hay de oxígeno?. Sol: 5,89·1023

 Masas atómicas: O=16; Fe= 56; S= 32

6.- Para 1 mol de agua, justifica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a. En condiciones normales de presión y temperatura, ocupa 22,4 litros

b. Contiene 6,02·1023 moléculas de agua

c. El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno

7.- Una bombona de butano contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad, calcule:

a. El número de moles de butano. Sol: 206,9 moles

b. El número de átomos de carbono y de hidrógeno. Sol: a) 4,98·1026, b) 1,25·1027

Masas atómicas: C=12; H=1

Leyes ponderales

8. 3,068 g de Mg se unen con 2,018 g de O para formar óxido de magnesio. Aplicando las leyes ponderales, calcular la masa de óxido que se formará y las masas de oxígeno y magnesio que hay que combinar para formar 423,5 g de óxido.

9. Cuando el óxido de mercurio contenido en un tubo se calienta a elevada temperatura se descompone en oxígeno y mercurio que queda en el tubo. Se ha determinado que 2,116 g de óxido de mercurio(II) producen 2,006 g de mercurio. Calcular la composición centesimal del óxido de mercurio.

Masas empíricas, moleculares, composición centesimal

10. El oxígeno natural está formado por una mezcla de 0-16 (abundancia 99,757%), 0-17(abundancia 0,039%) y 0-18 (0,204%) calcular la masa atómica del oxígeno natural.

11. Un compuesto cuya masa molecular es 140, contiene 51,42 % de C; 40 % de N y 8,75% de H. Calcula su masa molecular.

12. Un hidrocarburo contiene el 80% de carbono. Calcular su fórmula empírica y molecular si su densidad en condiciones normales es 1,3 g/l

13. Calcular las moléculas que hay en una gota de agua a 4°C si ocupa un volumen de 0,01cm3. Calcular en gramos la masa de una molécula de agua así como el número de átomos de hidrógeno que hay en una muestra de 10-20 g de la misma.

14. Calcula la composición centesimal del nitrato de sodio y del sulfato de amonio.

Sol: Na = 27,05%; N = 16,48% y 0 = 56,47%; N =21,20 %; H = 6,10 % ; S=24,27% y 0= 48,43 %

15. Calcula la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es: 38,71% Ca; 20% P y 41,29% de O.

16. Al analizar 7,235 g de un compuesto se obtuvieron 0,148 g de H; 2,362 g de S y 4,725 g de 0. Calcula su fórmula empírica.

17. La glucosa, el ácido láctico, el ácido acético y el formaldehído tienen la misma composición centesimal: 40% C; 53,3% 0 y 6,7 % H. Calcula la formula molecular de cada uno sabiendo que sus masas moleculares aproximadas son: M(glucosa) = 180 g/mol; M(ácido láctico) = 90 g/mol; M(ácido acético) = 60 g/mol; M(formaldehído) = 30 g/mol

18. Un compuesto volátil contiene 54,5% de C; 9,10% de H y 36,4% de O. Sabiendo que 0,345 g de este compuesto en estado de vapor ocupan 120 mL a 100°C y 1 atm, determina su formula empírica y la molecular.

19. Cierto cloruro de mercurio contiene un 84,97% de mercurio, y la densidad del vapor que se obtiene cuando se sublima a 42 °C y 1 atm es de 18,28 g/L . Determina su fórmula molecular.

20. Cierto compuesto tiene una masa molecular aproximada de 86,1 g.mol-1 y su composición es de 55,74 % de ­carbono, 11,69 % de hidrógeno y 32,53% de nitrógeno. Calcula su fórmula moIecular. Sol: C4H10N2

21. (Difícil, no entrará en examen) Al quemar 2,35 g de un compuesto que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, se obtienen 5,17 g de CO2 y 2,82 g de agua. Calcula la fórmula empírica del compuesto. Sol: C3H8O

Gases

22. Se introducen 158,6 g de una mezcla de oxígeno, O2 y ozono, O3, en un recipiente de 25 L, de manera que a 25 °C, ejerce una presión de 3,7 atm. Calcula el número de moles de cada sustancia en la mezcla. Sol: 1,46 Moles de O2 y 2,33 moles de O3.

23. Calcula las presiones parciales y la presión total de una mezcla de gases formada por 9 g de helio, He; 12 g de dióxido de carbono y 20 g de nitrógeno, N2, confinada en un recipiente de 25 L de volumen a 40° C de temperatura. Sol: 2,31 atm; 0,28atm; 0,73 atm; 3,32atm

24.Un recipiente está lleno de nitrógeno, a la temperatura de 20° y 850 mmHg de presión. Si se añaden 12 g de yodo y se aumenta la temperatura hasta 200°C, que es la temperatura a la que vaporiza el yodo, la presión es de 2,05 atm. Calcula: a) el volumen del recipiente; b) la presión parcial de cada sustancia. Sol: a) 7,5 L; b) P (N2)=1,81 atm; P(I2) = 0,24 atm

25. En un recipiente de 224 mL de capacidad se introducen 224 mL de oxígeno, medidos a 273 K y 0,25 atm y 224mL de hidrógeno medidos a 546K y 0,75 atm. CalcuIala presión parcial de cada componente de la mezcla si la temperatura es de 273°C Sol: P(02) = 0,50 atm ; P(H2) = 0,75 atm.