

QUÍMICA 2º BACHILLERATO 8/10/2009

Control 1-1: Conceptos básicos generales. Determinación fórmulas. Gases y disoluciones

1.- Explica las diferencias entre:

- a) Número atómico y número másico.
 - b) Átomo y elemento.
 - c) Mezcla y compuesto.
 - d) Molécula y red cristalina.
- a) El número atómico (Z) es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo mientras que el número másico (A) es el número de nucleones, es decir, la suma del número de protones más el número de neutrones de un átomo. El número atómico es igual para todos los átomos de un mismo elemento pero el número másico puede variar dando lugar a átomos con igual Z y diferente A (son los llamados ISÓTOPOS).
 - b) Un átomo está formado por una combinación de neutrones, protones y electrones (estos dos en la misma cantidad). Un elemento es una sustancia formada por átomos que tienen el mismo Z pero pueden tener diferente A (el elemento contiene isótopos diferentes). Al hablar de la masa atómica de un elemento no tiene sentido hablar en términos de átomos porque depende del isótopo. Si tiene sentido hablar de masa de un mol de átomos porque la proporción de isótopos en dicha cantidad es prácticamente constante.
 - c) Una mezcla está formada por varias sustancias. Un compuesto es una sustancia, es decir, tiene unas propiedades características determinadas (valores constantes) que sirven para identificarla. Los valores de estas propiedades en las mezclas son variables, en función de la proporción de las sustancias que forman la mezcla. Estas sustancias se pueden separar por métodos físicos: destilación, filtración, etc.
 - d) Una molécula es una combinación de átomos con una determinada proporción y que existe en la naturaleza de forma independiente. Su fórmula señala el número de átomos que la forman. Una red cristalina es una ordenación de átomos tridimensionales con tamaño variable. Su fórmula señala la proporción existente entre los átomos que forman la red (fórmula empírica).

2.- Se disuelve en agua 1,00 g de un compuesto A que solo contiene hierro y cloro. Posteriormente se añade a la disolución nitrato de plata hasta conseguir que todo el cloro precipite como cloruro de plata (AgCl), obteniéndose 2,26 g de esta sal. Determina la fórmula empírica del compuesto A.

Todo el cloro del compuesto A se encuentra al final como AgCl lo que permite calcular la masa de cloro (a partir de la masa molar de AgCl y haciendo uso de factores de conversión):

$$2,26 \text{ g AgCl} \times \frac{35,45 \text{ g Cl}}{143,32 \text{ g AgCl}} = 0,559 \text{ g Cl}$$

Lo que permite averiguar la masa de hierro en 1,00 g de A: $1,00 - 0,559 = 0,441 \text{ g Fe}$

Sabiendo las masas de cada elemento podemos calcular la cantidad de átomos presentes (en moles de átomos, también llamados átomogramos):

$$0,559 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ mol átomos Cl}}{35,45 \text{ g Cl}} = 0,0158 \text{ moles átomos Cl}$$

$$0,441 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol átomos Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} = 0,00790 \text{ moles átomos Fe}$$

Dividiendo ambas cantidades por la menor de ellas obtenemos la proporción: 2 átomos Cl / átomo Fe, es decir, la fórmula empírica del compuesto A es FeCl_2

3.- La combustión de 3,13 g de un hidrocarburo produce 9,18 g de dióxido de carbono y 5,64 g de agua. Por otra parte, se ha comprobado que 6,26 g del mismo ocupan un volumen de 4,67 litros en condiciones normales. Halla la fórmula molecular del hidrocarburo.

El hidrocarburo está formado por carbono e hidrógeno. La masa obtenida de CO_2 permite averiguar la masa de carbono presente en los 3,13 g del compuesto; la masa de agua obtenida permitirá determinar la masa de hidrógeno:

$$9,18 \text{ g } CO_2 \times \frac{12,01 \text{ g } C}{44,01 \text{ g } CO_2} = 2,51 \text{ g } C$$

$$5,64 \text{ g } H_2O \times \frac{2,02 \text{ g } H}{18,02 \text{ g } H_2O} = 0,632 \text{ g } H$$

La suma de las masas de C e H permiten comprobar que el compuesto no tiene ningún otro elemento. Con estas masas se pueden calcular los moles de átomos de C e H (como en el ejercicio anterior):

$$2,51 \text{ g } C \times \frac{1 \text{ mol átomos } C}{12,01 \text{ g } C} = 0,209 \text{ moles átomos } C$$

$$0,632 \text{ g } H \times \frac{1 \text{ mol átomos } H}{1,01 \text{ g } H} = 0,626 \text{ moles átomos } H$$

Dividiendo por la menor de esas cantidades tendremos la proporción: CH_3 (fórmula empírica)

Para determinar la fórmula molecular necesitamos la masa molar que puede determinarse por los datos del compuesto en estado gaseoso: 6,26 g del mismo ocupan un volumen de 4,67 litros en condiciones normales

$$1,00 \cdot 4,67 = \frac{6,26}{MM} \cdot 0,082 \cdot 273$$

Lo que supone $MM = 30,0 \text{ g/mol}$ Esto hace que: masa $CH_3 \cdot n = 30,0$ $15,04 \cdot n = 30,0$

de donde $n = 2$ y la fórmula molecular del compuesto es C_2H_6

4.- Un balón de 2,00 litros contiene $N_{2(g)}$ y vapor de agua, $H_2O_{(g)}$, a $184^\circ C$. Si la presión total del sistema es de 10,0 atm y la presión parcial de N_2 es de 4,5 atm, expresa la composición de la mezcla en % en masa.

La presión total es de 10,0 atm y la parcial del nitrógeno es 4,5 atm por lo que la parcial del vapor de agua es 5,5 atm. Estas presiones parciales junto a los datos de volumen y temperatura permiten calcular los moles presentes de cada sustancia y, con los datos de masas molares, determinar la masa de cada gas:

Para el nitrógeno:

$$4,5 \cdot 2,00 = n_1 \cdot 0,082 \cdot 457$$

$$n_1 = 0,240 \text{ moles } N_2$$

$$0,240 \text{ moles } N_2 \times \frac{28,02 \text{ g } N_2}{1,00 \text{ mol } N_2} = 6,729 \text{ g } N_2$$

Para el vapor de agua:

$$5,5 \cdot 2,00 = n_2 \cdot 0,082 \cdot 457$$

$$n_2 = 0,294 \text{ moles } H_2O$$

$$0,294 \text{ moles } H_2O \times \frac{18,02 \text{ g } H_2O}{1,00 \text{ mol } H_2O} = 5,290 \text{ g } H_2O$$

La masa total de la mezcla es de $6,729 + 5,290 = 12,019 \text{ g}$ lo que permite determinar el porcentaje en peso de cada gas (expresándola al final con dos cifras significativas):

56% N_2 44% H_2O

5.- Un motor de automóvil que funciona mal, puede emitir 1 mol de CO cada 2 minutos. Se considera letal para las personas una concentración de 0'40 % en volumen. Si dicho automóvil se encuentra en un garaje cerrado de 60 m³ de volumen, a una temperatura de 30°C y con presión atmosférica (1'00 atm), ¿en cuanto tiempo se alcanza la concentración letal de CO?

El volumen del garaje, la temperatura y la presión del mismo nos permite calcular el número total de moles de gases presentes:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$1'00 \cdot 60000 = n_T \cdot 0'082 \cdot 303$$

$$n_T = 2415 \text{ moles}$$

En el momento de la concentración letal el 0'40% de esos moles son de CO
(recuerda: % en vol = % molar)

Los factores de conversión nos llevan a la solución final:

$$2415 \text{ moles totales} \times \frac{0'40 \text{ moles CO}}{100 \text{ moles totales}} \times \frac{2 \text{ minutos}}{1 \text{ mol CO}} = 19'32 \text{ minutos}$$

con una cifra significativa: 2.10 minutos

6.- Se necesita preparar 100 mL de una disolución acuosa de HCl con concentración 2'00 M a partir de un ácido comercial de densidad 1'16 g/cm³ y 32 % de riqueza en peso. Determina el volumen de ácido comercial que hay que utilizar. (2)

Tenemos dos disoluciones: la del ácido comercial (disol 1) y la que vamos a preparar (disol 2). Identificando cada dato con la disolución correspondiente y con el uso de factores de conversión se resuelve el problema.

Cantidad de partida: 100 mL disol 2

Unidad cantidad final : mL disol 1

Resultado final con dos cifras significativas (32% riqueza)

$$100 \text{ mL disol 2} \times \frac{2'00 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL disol 2}} \times \frac{36'46 \text{ g HCl}}{1'00 \text{ mol HCl}} \times \frac{100 \text{ g disol 1}}{32 \text{ g HCl}} \times \frac{1'00 \text{ cm}^3 \text{ disol 1}}{1'16 \text{ g disol 1}} = 19'64 \text{ cm}^3 \text{ disol 1} = 20 \text{ cm}^3 \text{ disol 1}$$