

# Curso de acceso para mayores de 25 años

## INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

JUNIO 2009 - Mañana - RESERVA

**Instrucciones:** 1 hora

**Puntuación:** Cuestiones: máximo 1,5 puntos, Problema: máximo 4 puntos.

### CUESTIONES

- 1- Una sustancia, que se sabe que es un abono, contiene el 35% de nitrógeno, el 60 % de oxígeno y el resto de hidrógeno. ¿Cuál es su fórmula? (Masas atómicas: N= 14, O= 16, H= 1).
- 2- Los isótopos del cobre Cu-63 y Cu-65 se encuentran en un porcentaje de 69,09% y 30,91 % y poseen una masa atómica de 62,93 uma y 64,92 uma respectivamente. Determina la masa atómica media del Cu.
- 3- Indicar si las reacciones siguientes son de oxidación-reducción:
  - a)  $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - b)  $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
- 4- Escribir y nombrar todos los isómeros estructurales (de cadena y de posición) de fórmula  $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ .

### PROBLEMA

- 1.- Una disolución de ácido sulfúrico tiene una concentración del 10% en peso y una densidad de 1,05 g/cm<sup>3</sup>. Calcular: a) la molaridad, b) la molalidad y c) la normalidad. (S = 32,06, O = 16, H = 1).

## SOLUCIONES

### CUESTIONES

- 1<sup>a</sup>**- Una sustancia, que se sabe que es un abono, contiene el 35% de nitrógeno, el 60 % de oxígeno y el resto de hidrógeno. ¿Cuál es su fórmula? (Masas atómicas: N= 14, O= 16, H= 1).

### RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 35 g de Nitrógeno, 60 g de Oxígeno y el resto:  $100 - 35 - 60 = 5 \text{ g de Hidrógeno}$  y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de N} = \frac{35}{14} = 2,50 \\ \text{at - g de O} = \frac{60}{16} = 3,75 \\ \text{at - g de H} = \frac{5}{1} = 5,00 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{N_{2,50} O_{3,75} H_{5,00}} \text{ Donde, para simplificarla,}$$

suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( N ) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (2,50) y así:

$$\mathbf{N_{\frac{2,50}{2,50}} O_{\frac{3,75}{2,50}} H_{\frac{5,00}{2,50}}} \Rightarrow \mathbf{N_1 O_{1,5} H_2} \text{ Y para que todos los subíndices sean números enteros, los}$$

multiplicamos por "2"  $\Rightarrow \mathbf{N_2 O_3 H_4}$

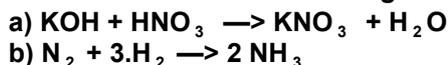
- 2<sup>o</sup>** - Los isótopos del cobre Cu-63 y Cu-65 se encuentran en un porcentaje de 69,09% y 30,91 % y poseen una masa atómica de 62,93 uma y 64,92 uma respectivamente. Determina la masa atómica media del Cu.

### RESOLUCIÓN

El peso atómico o masa atómica media es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un elemento. Para calcularlo, vamos a tomar una muestra de 100 átomos en la cual habrá: 69,09 átomos de Cu-63 y 30,91 átomos de Cu-65, y calculamos la media ponderada. Así, tendremos que:

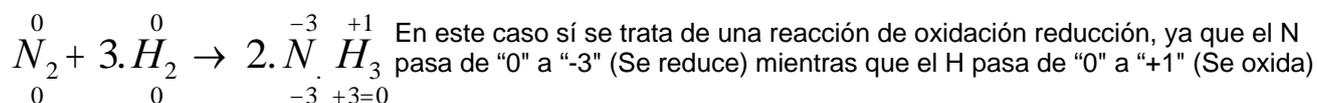
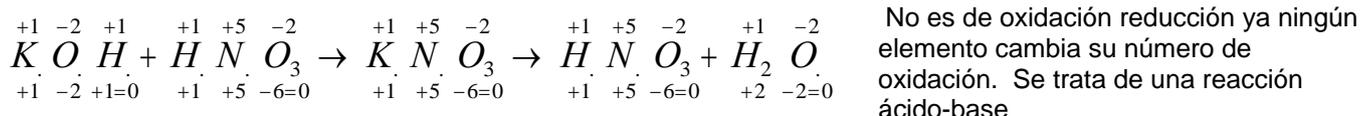
$$P_m = \frac{69,09 \cdot 62,93 + 30,91 \cdot 64,92}{100} = 63,545$$

**3º - Indicar si las reacciones siguientes son de oxidación-reducción:**



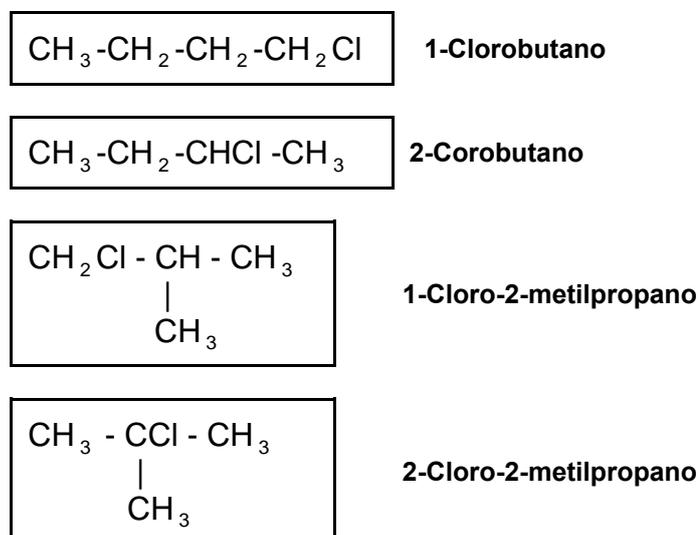
### RESOLUCIÓN

Una reacción será de oxidación reducción cuando algunos de los elementos que intervienen en ella cambien su número de oxidación de los reactivos a los productos. Por tanto, hemos de determinar los números de oxidación de todos los elementos que intervienen en las dos reacciones, y si existen elementos que cambien, será de oxidación reducción:



**4º - Escribir y nombrar todos los isómeros estructurales (de cadena y de posición) de fórmula  $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ .**

### RESOLUCIÓN



### PROBLEMA

Una disolución de ácido sulfúrico tiene una concentración del 10% en peso y una densidad de  $1,05 \text{ g/cm}^3$ . Calcular: a) la molaridad, b) la molalidad y c) la normalidad. (S = 32,06, O = 16, H = 1).

### RESOLUCIÓN

Determinamos el peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico:

$$\text{H}_2\text{SO}_4: \Rightarrow 1 \cdot 2 + 32,06 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98,06$$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	105,0 g = 1,07 moles	+ 945,0 g	= 1050 g
Volumen	----	945,0 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,05 g/ml), que es:  
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,05 = \mathbf{1050 \text{ g}}$

De esta cantidad sabemos que el 10% es soluto y así:  $g \text{ soluto} = 1050 \cdot 0,10 = \mathbf{105,0 \text{ g soluto } \acute{a}c. \text{ Sulfúrico}}$ , por lo que la cantidad restante será disolvente agua:  $1050 - 105 = \mathbf{945,0 \text{ g de agua}}$ .

Este dato lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles:  $n = 105/98,06 = \mathbf{1,07 \text{ moles}}$   
 Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} \quad M = \frac{1,07 \text{ moles}}{1 \text{ Litro}} = \mathbf{1,07 \text{ MOLAR}}$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}} ; m = \frac{1,07}{0,945} = \mathbf{1,13 \text{ molal}}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = \frac{N^{\text{a}} \text{EQUIV}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{g_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{Valencia}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} ; N = \frac{105,2}{98,06,1} =$$

**2,14 Normal**