

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA - Curso de Acceso para mayores de 25 años
Junio -2007 - Mañana

Material: Calculadora . No se permite tabla periódica . Tiempo: 1 hora
Puntuación: Cuestiones: máximo 1, 5 puntos, Problema: máximo 4 puntos.

CUESTIONES

- 1.- Determinar los gramos de óxido de cobre que se obtienen cuando 6,35 g de cobre se combinan con 2,00 g de oxígeno, sobrando 0,40 g de este gas. Razone su respuesta.
- 2.- La densidad de un gas que se comporta como ideal es de 2,76 g/L a 2 atm y 25°C, ¿Cuál es su peso molecular?
- 3.- Si en un recipiente de 2 litros a 425°C , la Kc del equilibrio: $2\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$ tiene un valor de 300, y en el equilibrio hay 0,1 mol de $\text{H}_{2(g)}$ y 0,05 mol de CO. Calcular la concentración de $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$ en mol/L.
- 4.- Determinar el número de oxidación del nitrógeno en el compuesto N_2H_5^+

PROBLEMA

- 1.- Se desea preparar 200 ml de ácido clorhídrico 0,4 N a partir de un ácido clorhídrico comercial de 1,18 g/mL de densidad y una riqueza del 36,2 % en peso, a) ¿Cuántos mL de ácido comercial se necesitan?, b) ¿Calcular la molaridad y la molalidad del ácido comercial? (Datos: Cl = 35,5; H
-

SOLUCIONES

CUESTIONES:

- 1 - **Determinar los gramos de óxido de cobre que se obtienen cuando 6,35 g de cobre se combinan con 2,00 g de oxígeno, sobrando 0,40 g de este gas. Razone su respuesta.**

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la Ley de Lavoisier o de conservación de la masa, la masa de los productos de reacción formados ha de ser la misma que la de los reactivos.

En este caso reaccionan 6,35 g de Cobre con $(2,00 - 0,40 =) 1,60$ g de oxígeno (el total que ponemos menos la cantidad que sobra), por lo que la cantidad de óxido de cobre que se formará es: $6,35 + 1,60 = 7,95$ g de óxido de cobre

- 2 - **La densidad de un gas que se comporta como ideal es de 2,76 g/L a 2 atm y 25°C, ¿Cuál es su peso molecular?**

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que la expresión que nos da la densidad es: $d = \frac{g}{V}$, donde g es la masa (gramos) y

V el volumen (Litros) y de acuerdo con la ecuación de Clapeyron para los gases ideales: $P.V = \frac{g}{Pm} . R.T$,

podemos hacer: $P . Pm = \frac{g}{V} . R.T \implies P . Pm = d . R.T$ y al sustituir: $2.Pm=2,76.0,082.298$;

$$Pm = \frac{2,76.0.082.298}{2} , \quad \mathbf{Pm = 33,72 \text{ g/mol}}$$

- 3 - **Si en un recipiente de 2 litros a 425°C , la Kc del equilibrio: $2\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$ tiene un valor de 300, y en el equilibrio hay 0,1 mol de $\text{H}_{2(g)}$ y 0,05 mol de CO. Calcular la concentración del $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$ en mol/L.**

RESOLUCIÓN

Para el equilibrio que nos dan: $2\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$, la expresión de la constante Kc es:

$$Kc = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{CO}]}$$

por lo que sustituyendo en ella: $300 = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{\left[\frac{0,1}{2}\right]^2 \cdot \left[\frac{0,05}{2}\right]}$, de donde:

$$[\text{CH}_3\text{OH}] = 300 \cdot \left[\frac{0,1}{2}\right]^2 \cdot \left[\frac{0,05}{2}\right] \text{ y al resolverlo. } \mathbf{[\text{CH}_3\text{OH}] = 0,0187 \text{ mol/L}}$$

- 4 - **Determinar el número de oxidación del nitrógeno en el compuesto N_2H_5^+**

RESOLUCIÓN

Al igual que en todos los compuestos, se hace un balance de cargas, en este caso, dado que el compuesto tiene carga (se trata de un ion), la suma de los números de oxidación de TODOS los átomos que lo componen, ha de ser igual a la carga del conjunto (en este caso 1+).

Dado que el número de oxidación del H es 1+, tendremos que: $2 \cdot (N) + 5 \cdot (1+) = 1+ \implies N = 2-$, que es el número de oxidación del Nitrógeno que se nos pide.

PROBLEMA

Se desea preparar 200 mL de ácido clorhídrico 0,4 N a partir de un ácido clorhídrico comercial de 1,18 g/mL de densidad y una riqueza del 36,2 % en peso, a) ¿Cuántos mL de ácido comercial se necesitan?, b) ¿Calcular la molaridad y la molalidad del ácido comercial? (Datos: Cl = 35,5; H=1,0)

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H Cl existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H Cl puro necesario para preparar 200 cm³ de la disolución 0,4 Normal (teniendo en cuenta que el H Cl solamente tiene un H, su Normalidad coincide con su Molaridad, por tanto será también 0,4 Molar). Así, utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos su valor (0,4 M) el volumen a preparar (200 ml) y la masa molecular del soluto H Cl (36,5) y así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}}; \quad 0,4 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{36,5 \cdot 0,200}; \quad g_{\text{SOLUTO}} = 2,92 \text{ g. de HCl puro}$$

y estos 2,92 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 36,2% en peso y d = 1,18 g/ml

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 36,2% de riqueza:

$$36,2 = \frac{2,92 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; \quad g_{\text{REACTIVO}} = \frac{2,92 \cdot 100}{36,2} = 8,07 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; \quad 1,18 = \frac{8,07}{V}; \quad V = \frac{8,07}{1,18}, \quad V = 6,84 \text{ mL se necesitan coger}$$

B) Para calcular la Molaridad y molalidad de ese ácido comercial, vamos a completar una tabla con todos los datos de masas y volúmenes del soluto, disolvente y disolución.

Se toma 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 (Volumen de disolución)

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	427,16 g = 11,70 moles	+ 752,84 g	= 1180 g
Volumen	---	752,84 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,18 g/ml), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,18 = 1180 \text{ g de disolución}$

De esta cantidad sabemos que el 36,2% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1180 \cdot 0,362 = 427,16 \text{ g soluto H Cl}$

dato éste que colocamos en la tabla (Masa de soluto), expresándolo también en moles: $n = 427,16/36,5 = 11,70 \text{ moles de H Cl}$

y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, (Masa disolución - Masa soluto: $1180 - 427,16 = 752,84 \text{ g de agua}$) y con todos estos datos, podemos calcular ya las dos expresiones de la concentración pedidas:

MOLARIDAD: $M = \frac{N^{\circ} \text{ moles}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}} \text{ M} = \frac{11,70}{1} = \mathbf{11,70 \text{ MOLAR.}}$ Si no se había calculado el n° de

moles, podemos hacerlo también a partir de la masa del soluto: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}} = \frac{427,16}{36,51} =$

11,70 MOLAR

molalidad: $m = \frac{N^{\circ} \text{ moles}_{\text{SOLUTO}}}{Kg_{\text{DISOLVENTE}}} \text{ m} = \frac{11,70}{0,75284} = \mathbf{15,54 \text{ molal}}$ Se puede determinar también utilizando la

masa del soluto: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} = \frac{427,16}{36,50,75284} = \mathbf{15,54 \text{ m}}$