

Química – Primer Parcial: 1^{er} Cuat. de 2003 (UBA XXI)

A) Se dispone de una solución acuosa de KOH al 70,0 % m/m. Calcular:

1) Masa de esta solución que hay que emplear para preparar 320 g de una disolución al 40,0 % m/v. $\delta = 1,8 \text{ g/cm}^3$.	101,587 g
2) Qué masa de solvente se necesita agregar	218,413 g
3) Concentración molar de la solución más diluida	7,1296 M
4) Indicar especies iónicas provenientes del soluto que se encuentran en la disolución	K ⁺ , OH ⁻ y H ₃ O ⁺ .

$$1) 40,0 \% \text{ m/v} \rightarrow \frac{40 \text{ g de KOH}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}$$

$$\delta = \frac{m}{v} \rightarrow 1,8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{m}{100 \text{ cm}^3} \rightarrow m = 180 \text{ g}$$

$$\frac{40 \text{ g de KOH}}{180 \text{ g de Sc}} = \frac{x}{320 \text{ g de Sc}} \rightarrow x = 71,111 \text{ g de Sc.}$$

$$\frac{70 \text{ g de KOH}}{100 \text{ g de Sc}} = \frac{71,111 \text{ g de KOH}}{m_x} \rightarrow m_x = 101,5873 \text{ g de la solución original}$$

2) Tenemos 101,5873 g de una solución que acabará siendo 320 g. La diferencia entre ambas es la masa de solvente que se debe agregar: **218,4127 g**

3) Nos piden la concentración molar de la solución más diluida, la segunda solución.

$$\frac{40 \text{ g de KOH}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}} \rightarrow \text{deben pasarse a moles: } n = \frac{m}{Mr} = \frac{40}{56,104} = 0,71296 \text{ moles}$$

$$\frac{0,71296 \text{ moles de KOH}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}} = \frac{x}{1000 \text{ cm}^3 \text{ de solución}} \rightarrow x = 7,1296 \text{ moles de KOH}$$

Implica que la molaridad de la solución más diluida es de **7,1296 M.**

4) Para indicar las especies iónicas provenientes del soluto que se encuentran en la solución debemos “desarmar” al hidróxido y al agua: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ y $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Así quedarían: **K⁺, OH⁻ y H₃O⁺.**

B) Un recipiente rígido contiene 2,50 moles de N₂ (g) a 1,50 atm y 280 °K. Indicar

Si necesitas clases para rendir tu **parcial, final o libre**, llama al 011-15-67625436

5) Densidad del gas	$1,830 \frac{g}{dm^3}$
6) Número de moles de átomos en el recipiente	5 moles
7) Si al agregar 134g del gas XO ₂ , se obtiene una presión final de 2,50 atm, señalar cual de los gases en la mezcla final tiene mayor fracción molar..	La del N ₂ que es 0,7499
8) Calcular la masa de un átomo de x	$2,131 \cdot 10^{-22} g$ ó 128,2871 u. m. a.

$$5) P.Mr = \ddot{a} \cdot RT \rightarrow \ddot{a} = \frac{P.Mr}{RT} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 28,0134 \frac{g}{mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{dm}^3}{K \cdot \text{mol}} \cdot 280 \text{ K}} = 1,830144 \frac{g}{dm^3}$$

6) El número de moles de átomos en el recipiente lo calculamos a partir de los números de moles de moléculas (y en este caso) se multiplica por dos: 2,5 moles de molec. x 2 = **5 moles de átomos.**

7) Si al agregar 134g del gas XO₂, se obtiene una presión final de 2,50 atm, calculamos cuantos moles hay en la mezcla y cuantos corresponde al nuevo gas. Para eso necesitamos saber el volumen del recipiente, lo podemos calcular con la densidad del nitrógeno.

$$2,5 \text{ moles N}_2 \cdot 28,0134 \frac{g}{mol} = 56,0268 \text{ g de N}_2$$

$$1,830 \frac{g}{dm^3} = \frac{56,0268 \text{ g}}{v} \rightarrow v = 30,616 \text{ dm}^3$$

$$n = \frac{P.V}{RT} = \frac{2,5 \text{ atm} \cdot 30,616 \text{ dm}^3}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{dm}^3}{K \cdot \text{mol}} \cdot 280 \text{ K}} = 3,3336 \text{ moles}$$

La fracción molar es la división entre los moles de un gas y la cantidad de moles totales de la mezcla. El que tenga mayor cantidad de moles, tendrá la mayor fracción molar. Hay 3,3336 moles en total, de los cuales 2,5 corresponden al N₂. Al hacer las cuentas vemos que a este corresponde la mayor fracción molar y esta es de $2,5 / 3,3336 = 0,7499$

8) Tenemos 0,836 moles de XO₂ que tienen una masa de 134 g, entonces el Mr del compuesto es de 160,2871. Si sacamos los 32 g que corresponden al oxígeno nos queda que el Ar de X es 128,2871.

Ojo que la masa de un átomo de X puede ser **128,2871 u. m. a.** (unidades de masa atómica) pero si se la expresa en gramos, los 128,2871 corresponde a un mol de átomos, o sea, $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos. Lo que correspondería una masa de **$2,131 \cdot 10^{-22} g$** .

c) El elemento X forma un catión divalente isoelectrónico con M¹⁻. El elemento Q está ubicado en el período de M y el mismo grupo X.

9) Identificar a los elementos	X es Sr, M es Br y Q es Ca
10) Ordenar según su carácter metálico creciente.	Br < Ca < Sr
11) Escribir C. E. E. $_{35}M^{1-}$.	$5s^2 5p^6$
12) Composición del núcleo de ^{42}Q .	$P^+ = 20$ y $N = 22$
13) Nombre tradicional del compuesto formado por M con Ni (II).	Br ₂ Ni = bromuro de níquel (II).

Si necesitas clases para rendir tu **parcial, final o libre**, llama al 011-15-67625436

9) Si X forma un catión divalente, lo escribimos X^{2+} . El hecho de ser isoelectrónico con M^{-1} , quiere decir que ambos poseen la misma cantidad de electrones. En el ítem 11 nos indican la cantidad de protones que posee M, al ser un anión posee un electrón más, o sea, 36. El catión X^{2+} debe tener dos protones más que electrones, así que podemos inferir que posee 38 protones.

X es Sr (estroncio). M (por lo indicado en el ítem 11) es el Br (Bromo) y Q que está ubicado en el período de M y el mismo grupo X es el Ca (calcio).

10) El carácter metálico crece como el radio atómico, así que lo ordenaremos: $Br < Ca < Sr$

11) Como M es el Br el anión tiene un C. E. E. $5s^2 5p^6$.

12) La composición del isótopo ^{42}Q (léase ^{42}Ca) indica que tiene 20 protones, la diferencia entre el número másico (42) y la cantidad de protones nos indica el número de neutrones en el núcleo. En este caso serían 22.

13) M es Br. El Br cuando actúa en un compuesto sin oxígeno, lo hace con el mínimo índice de oxidación, -1 . El níquel trabaja con $+2$ (dato del problema). Así que $Br^{-1} Ni^{+2}$ (intercambiamos las valencias y tenemos la fórmula que nos piden): $Br_2 Ni$. El nombre en IUPAC, stock, es bromuro de níquel (II).

d) Dado $Fe SO_4$

14) Diagrama de Lewis	
15) Tipo y cantidad de enlaces involucrados en el anión.	2 covalentes simples y 2 dativas
16) Geometría y ángulos	G.E = G.M = Tetraédrica. $\alpha = 109,5^\circ$
17) Nombrar por IUPAC	Sulfato (VI) de Hierro (II)
18) Ordenas de menor a mayor P. E. que pueda esperarse de $CaCl_2$, Cl_2 , PCl .	$Cl_2 < PCl < CaCl_2$

18) Para ordenarlos en forma creciente según su P. E., debemos separar los compuestos iónicos de los covalentes. Los iónicos siempre tienen mayor P. E. que los covalentes. Dentro de esta última categoría, los polares tendrán mayor P. E.

Covalente Polar: PCl Covalente no polar: Cl_2 Iónico: $CaCl_2$.

Así que ordenados quedarían: $Cl_2 < PCl < CaCl_2$.