

SELECTIVIDAD SEPTIEMBRE 2004 QUÍMICA

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones, cada bloque consta de cinco preguntas. Cada una de esas preguntas puntuará como máximo dos puntos. La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES

Debe entenderse que los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol l⁻¹.

Constantes universales:

$$N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ Mol}^{-1}$$

$$F = 96.485 \text{ C mol}^{-1}$$

$$u = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$1 \text{ atm} = 1,0133 \times 10^5 \text{ N.m}^{-2}$$

$$R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \quad e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

Masas atómicas relativas: H=1,008; C=12,01; N=14,01; O=16,00; Al=26,97; Cl=35,45; K=39,10; Cr=52,00

BLOQUE A

- 1 Calcule el pH de la disolución en los casos siguientes: **a)** Se disuelven 3 g de trietilamina [(C₂H₅)₃N] en 200 ml de agua. La trietilamina se disocia en un 8,9% dando trietilamonio e ion hidroxilo y su constante de disociación básica es K_b=1,03·10⁻³. **B)** Se diluyen 5 mL de HCl 10⁻² M hasta 1,00 L con agua destilada
- 2 Se conocen las siguientes entalpías de formación estándar: -84 kJ/mol para el etano, -393,5 kJ/mol para el dióxido de carbono y -285,5 kJ/mol para el agua. El calor específico del agua es 4,18 J·°C⁻¹·g⁻¹. **A)** Calcule el valor del calor de combustión molar del etano. **b)** ¿Qué volumen de etano, medido a 23,0°C y 752 mm Hg se necesita para calentar 855 g de agua desde 18°C hasta 90°C?
- 3 Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) ¿Qué entiende por velocidad de reacción?
B) ¿Qué entiende por energía de activación y por complejo activado?
C) ¿Qué entiende por orden de reacción?
- 4 Considere el elemento cuyo número atómico es Z = 36.
A) ¿Cuál es su configuración electrónica? ¿Cuál es su posición en el sistema periódico de los elementos?
B) ¿Qué tipos de enlace puede presentar en sus uniones con otros átomos?
C) ¿Cómo será su potencial de ionización en comparación con el del potasio?
- 5 Se tiene una mezcla formada por dos sólidos blancos pulverizados: clorato de potasio y cloruro de potasio. Cuando 60 g de esta mezcla se someten a calentamiento intenso y prolongado, se liberan 8 g de oxígeno. Se sabe que el clorato de potasio se descompone por calentamiento prolongado dando cloruro de potasio (sólido) y oxígeno (gas).
A) Formule la ecuación química del proceso que tiene lugar durante el calentamiento.
B) Calcule el tanto por ciento del cloruro de potasio en la mezcla inicial.

BLOQUE B

- 1 El permanganato de potasio, en disolución ácida, oxida al cobalto(II) a cobalto(III), reduciéndose a ion manganeso(II).
A) Ajuste la reacción de oxidación-reducción por el método del ion electrón
B) Si se necesitan 16,4 mL de una disolución 0,133 M de permanganato de potasio para oxidar 20,0 mL de la disolución de sulfato de cobalto(II) a ion cobalto(III), ¿Cuál es la concentración de la disolución de sulfato de cobalto(II)?
- 2 El amoníaco a 537°K y presión total de 6 atm está disociado en un 60%. Calcule, en primer lugar, la constante de equilibrio K_p y, posteriormente, la constante K_c a esta temperatura.
- 3 Conteste a las siguientes cuestiones referidas a compuestos orgánicos:
a) Indique los grupos funcionales cuyos compuestos tengan la siguiente fórmula molecular: C_nH_{2n-2}O.
Ponga un ejemplo de cada uno y nombre el compuesto.
B) Escriba dos fórmulas semidesarrolladas, dando nombre a los compuestos correspondientes, por cada una de las siguientes fórmulas moleculares: C₃H₆O y C₅H₁₀
- 4 Formule e indique los tipos de enlace y el estado físico más probable (sólido, líquido o gas) de las siguientes sustancias químicas a 25°C y 1 atm de presión:
a) Óxido de sodio
b) Cloro
c) Níquel (Razone en cada caso la respuesta)
- 5 A) ¿Cuántos gramos de K₂Cr₂O₇ serán necesarios para preparar 100 mL de una disolución acuosa que contenga 50 mg de ion Cr₂O₇²⁻ por mL?
B) Exprese, en partes por millón (p.p.m.), la concentración del aluminio contenido en una planta cuyo análisis dio como resultado un contenido en Al del 0,0025%

SOLUCIONES

A 1 - Calcule el pH de la disolución en los casos siguientes:

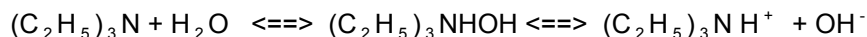
- A) Se disuelven 3 g de trietilamina $[(C_2H_5)_3N]$ en 200 ml de agua. La trietilamina se disocia en un 8,9% dando trietilamonio e ion hidróxido y su constante de disociación básica es $K_b=1,03 \cdot 10^{-3}$.
 B) Se diluyen 5 mL de $HCl 10^{-2} M$ hasta 1,00 L con agua destilada

RESOLUCIÓN:

La concentración inicial de la disolución acuosa de trietilamina, cuyo peso molecular es: $P_m = 101$ es:

$$M = \frac{3}{101 \cdot 0,25} = 0,12 \text{ Molar}$$

Las reacciones de disolución y posterior disociación de la trietilamina en agua son:



Si nos dicen que se encuentra disociada en un 8,9%, quiere decir que el 8,9% de la trietilamina disuelta está disociada en sus iones: trietilamonio $(C_2H_5)_3NH^+$ e hidróxido: OH^- mientras que el 91,1% de la misma se encontrará sin disociar. Las cantidades de éstos presentes en el equilibrio se deducen a partir de la anterior ecuación de disociación estequiométrica, en la que puede verse que por cada mol de trietilamina disuelta y disociada se forma un mol de cada uno de estos dos iones, por lo que tendremos:

	$(C_2H_5)_3N$	+ H_2O	\rightleftharpoons	$(C_2H_5)_3NHOH$	\rightleftharpoons	$(C_2H_5)_3NH^+$	+ OH^-
Inicial	0,12 M					----	----
En equilibrio	0,911 · 0,12					0,089 · 0,12	0,089 · 0,12

(*) Al facilitarnos el dato que la trietilamina se encuentra disociada en un 8,9% no es necesario utilizar el dato que también nos facilitan de su constante de disociación.

A partir de estos datos en el equilibrio podemos conocer ya el pH de la disolución ya que conocemos la concentración de iones hidróxido: $[OH^-] = 0,089 \cdot 0,12 = 0,0107 M$, y de ahí, calculamos el pOH:

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,0107 = 1,97 \quad \text{por lo que:} \quad pH = 14 - pOH = 14 - 1,97 = 12,03$$

pH = 12,03

b) La cantidad de soluto HCl que tenemos inicialmente en los 5 mL de la disolución 0,01 M se determina partiendo de la expresión de la Molaridad de una disolución: $0,01 = \frac{n_{HCl}}{0,005}$; $n_{HCl} = 5 \cdot 10^{-5}$ moles. Y esta cantidad es la que posteriormente se diluye hasta 1 litro, por lo que la molaridad de la disolución así obtenida será:

$$M = \frac{5 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{1 \text{ litro}} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ Molar}$$

Puesto que se trata de un ácido fuerte, el cual está completamente disociado, tendremos la ecuación de disociación siguiente:

	HCl	\rightleftharpoons	$Cl^- +$	H_3O^+
Inicial	$5 \cdot 10^{-5}$		---	---
En equilibrio	----		$5 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-5}$

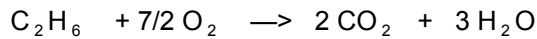
De donde, dado que conocemos la concentración de iones H_3O^+ en equilibrio, el pH lo calculamos directamente sin más que tener en cuenta la propia definición del pH: $pH = -\lg [H_3O^+] = -\lg 5 \cdot 10^{-5} = 4,3$

pH = 4,3

A 2 - Se conocen las siguientes entalpías de formación estándar: -84 kJ/mol para el etano, -393,5 kJ/mol para el dióxido de carbono y - 285,5 kJ/mol para el agua. El calor específico del agua es $4,18 J \cdot ^\circ C^{-1} \cdot g^{-1}$.
 A) Calcule el valor del calor de combustión molar del etano. b) ¿Qué volumen de etano, medido a 23,0°C y 752 mm Hg se necesita para calentar 855 g de agua desde 18°C hasta 90°C?

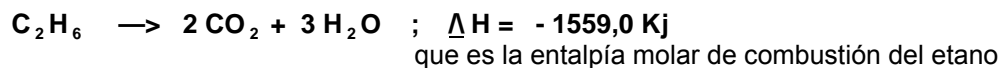
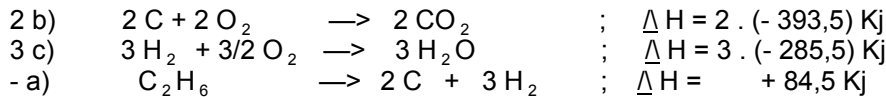
RESOLUCIÓN:

La reacción de combustión del etano y las de formación de éste, del dióxido de carbono y del agua son, respectivamente:



- a) $2 \text{C} + 3 \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$; $\Delta H = - 84,5 \text{ KJ}$
 b) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; $\Delta H = - 393,5 \text{ KJ}$
 c) $\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H = - 285,5 \text{ KJ}$

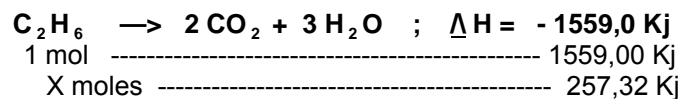
Para obtener la primera de las reacciones, que es la que nos piden, a partir de las reacciones conocidas: a) b) y c), tomamos éstas de manera que los compuestos queden ordenados en la misma forma que están en la reacción pedida, aunque también, dado que en este caso conocemos las reacciones de formación de los compuestos podemos aplicar la expresión: $\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{REACTIVOS}}$, y así:



b) La cantidad de calor necesaria para calentar los 855 g de agua desde 18°C hasta 90°C es:

$$\Delta Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T \implies \Delta Q = 855 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/g} \cdot \text{°C} \cdot (90 - 18) \text{ °C} = 257320,8 \text{ Julios} = 257,32 \text{ KJ}$$

El cálculo de la cantidad de etano a quemar se realiza a partir de la estequiometría de su reacción de combustión:



De donde X = 0,165 moles de etano que se deben quemar.

Puesto que lo que hemos de calcular es el volumen que ocupan, tenemos que utilizar la ecuación general de los gases ideales, que es:

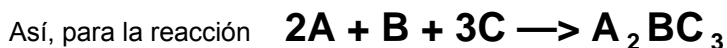
$$\frac{752}{760} \cdot V = 0,165 \cdot 0,082 \cdot 296 \quad \mathbf{V = 4,05 \text{ litros de etano que hay que quemar}}$$

A 3 -Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué entiende por velocidad de reacción?
 B) ¿Qué entiende por energía de activación y por complejo activado?
 C) ¿Qué entiende por orden de reacción?

RESOLUCIÓN:

A) La velocidad de reacción es la variación de las concentraciones de las sustancias que intervienen en una reacción en la unidad de tiempo.



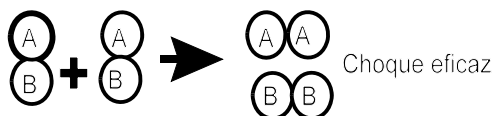
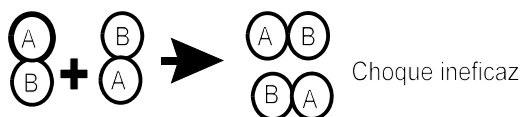
la velocidad puede expresarse de tres formas distintas según se tome como referencia la variación de la concentración de los reactivos A o B o bien del producto de la reacción A_2BC_3 :

$$V_A = - \frac{d[A]}{dt} \quad ; \quad V_B = - \frac{d[B]}{dt} \quad ; \quad V_C = - \frac{d[C]}{dt} \quad ; \quad V_{\text{A}_2\text{BC}_3} = \frac{d[\text{A}_2\text{BC}_3]}{dt}$$

donde entre corchetes se indica la concentración de las especies que intervienen en la reacción. Los signos “+” ó “-” indican que en el transcurso de la reacción las concentraciones de las especies A, B y C disminuyen, mientras que la de A_2BC_3 aumenta. Por ello es evidente que de acuerdo con la expresión de la reacción, las cuatro velocidades antes indicadas no son iguales, por lo que siempre debemos indicar qué especie se toma en la expresión de la velocidad.

B) Cuando una reacción química tiene lugar espontáneamente nos indica que los productos de la reacción tienen un contenido en energía menor que los reactivos y un mayor desorden (Recuérdese que para que el proceso sea espontáneo $\Delta G < 0$ y que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$). Cualquier reacción química supone la “destrucción” de unos reactivos y la “aparición de unos productos de reacción, lo cual exige una redistribución de los átomos que intervienen en el proceso.

La “**teoría de las colisiones**”, establecida por Lewis en 1918 intenta explicar este proceso de reordenación de los átomos al producirse una reacción química y poder justificar la acción de los diversos factores que afectan a la velocidad de reacción.



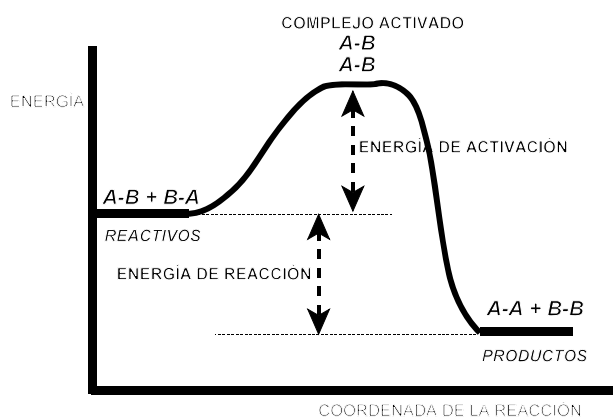
Según esta teoría, cuando se tienen varios reactivos en un recipiente, éstos, en su continuo y desordenado movimiento debido a la agitación térmica, chocan unos contra otros y es en ese momento de contacto cuando tiene lugar la reacción, aunque no siempre estos choques (colisiones) serán eficaces.

Le eficacia de los choques depende de la orientación de las moléculas en el momento del choque, ya que en ocasiones los choques pueden regenerar las moléculas de los mismos

reactivos. También depende de la velocidad de las moléculas al chocar ya que ésta debe ser lo suficientemente grande para que tengan la energía suficiente para romper los enlaces que unen sus átomos y puedan formar las moléculas de los productos de la reacción.

En general, cuando se chocan dos moléculas de reactivos, se forma un “agregado”, llamado **complejo activado**, constituido por esas dos moléculas que han chocado, cuya energía es mayor que las moléculas de que proviene ya que, además del contenido energético de ellas contiene la “energía cinética” con la que chocaron ambas moléculas.

Este complejo activado no suele ser muy estable por lo que evolucionará hacia los productos de reacción, si la orientación del choque era “la buena” o retrocederá hasta los reactivos si no era así. La interpretación de cómo se produce la reacción con la formación de diversos agregados intermedios representados mediante pasos sencillos nos presenta la evolución de la reacción mediante la suma de otras reacciones más sencillas se conoce como **mecanismo de reacción**. De todas estas reacciones más sencillas a través de las cuales se produce la reacción global, aquella que sea más lenta es la que nos condicionará la velocidad de la reacción total.



Observando la gráfica de la evolución de la reacción, podemos resumir la evolución de la

reacción así:

- **Energía de activación:** Es la energía que hay que comunicarle a las moléculas de los reactivos para formar el complejo activado mediante las colisiones eficaces de las partículas de los reactivos .
- **Formación del complejo activado:** que tiene lugar cuando las moléculas de los reactivos chocan “eficazmente”, formando un agregado molecular muy energético e inestable.
- **Formación de los productos de la reacción:** que tiene lugar cuando en el complejo activado se reordenan los átomos rompiéndose algunos enlaces formándose las moléculas de los productos de reacción.
- **Energía de reacción:** La diferencia entre el contenido energético de los reactivos y de los productos de la reacción nos da el balance global de energía en la reacción, es decir, la entalpía de reacción (ΔH). Esta será positiva cuando los productos de reacción tengan mayor contenido energético que los reactivos (Reacción endotérmica), y será negativa cuando los productos de la reacción tengan menos energía que los reactivos (Reacción exotérmica).

C) A la expresión que nos da la velocidad de una reacción en función de la concentración de cada una de las especies que intervienen en ella se la llama “*ley o ecuación de velocidades*”, debe determinarse experimentalmente, pues en general no puede deducirse de los coeficientes que aparecen en la correspondiente ecuación química.

Así, para la ecuación antes indicada, la ley de velocidades podemos expresarla para cada reactivo o bien para todos ellos (Ecuación global de velocidad) y vendrá dada por las expresiones:

$$V_A = K_A \cdot [A]^a ; \quad V_B = K_B \cdot [B]^b ; \quad V_C = K_C \cdot [C]^c \text{ o bien } V = K_v \cdot [A]^a \cdot [B]^b \cdot [C]^c$$

donde K_A , K_B , K_C y K_v son unas constantes de proporcionalidad llamadas “constante de velocidad”, mientras que las letras **a**, **b**, **c** son los exponentes que afectan a las concentraciones de las diversas especies en la ecuación de velocidad, los cuales deben obtenerse experimentalmente, y pueden ser o no números enteros, y reciben el nombre de **orden de reacción con relación al reactivo a que afectan**, mientras que el orden total de reacción es la suma de estos exponentes. Así, para esta reacción tendremos:

- Orden de reacción con respecto al reactivo **A**: **a**
- Orden de reacción con respecto al reactivo **B**: **b**
- Orden de reacción con respecto al reactivo **C**: **c**
- Orden total de la reacción : **a + b + c**

Los valores de los diferentes órdenes de reacción pueden coincidir o no con los coeficientes que afectan a cada una de las especies que aparecen en la ecuación química correspondiente. Los valores de estos coeficientes nos indican la **“molecularidad de la reacción”**, que en este caso será:

- Molecularidad con respecto al reactivo **A**: **2**
- Molecularidad con respecto al reactivo **B**: **1**
- Molecularidad con respecto al reactivo **C**: **3**

A 4 - Considere el elemento cuyo número atómico es Z = 36.

- A) ¿Cual es su configuración electrónica? ¿Cual es su posición en el sistema periódico de los elementos?**
- B) ¿Qué tipos de enlace puede presentar en sus uniones con otros átomos?**
- C) ¿Cómo será su potencial de ionización en comparación con el del potasio?**

RESOLUCIÓN:

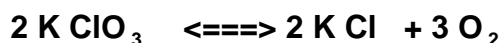
- A)** La configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ la cual, ordenada es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ se trata, pues, de un gas noble, el Kr, ya que tiene 8 electrones en su capa más externa. Pertenece al Grupo 0 (ó 18), que es el de los gases nobles) y se encuentra en el periodo 4.
- B)** Como un gas noble que es, no forma ningún tipo de compuesto, por lo que no forma enlaces con otros átomos al tener completos los ocho electrones de su capa más externa.
- C)** El potencial de ionización del Potasio es muy pequeño, pues es fácil arrancarle su electrón más externo, mientras que en el caso de elemento que nos ocupa: el Kr, dado que tiene completa con 8 electrones su capa más externa es difícil arrancarle un electrón, por ello tiene un potencial de ionización mucho más grande que el Potasio

A 5 - Se tiene una mezcla formada por dos sólidos blancos pulverizados: clorato de potasio y cloruro de potasio. Cuando 60 g de esta mezcla se someten a calentamiento intenso y prolongado, se liberan 8 g de oxígeno. Se sabe que el clorato de potasio se descompone por calentamiento prolongado dando cloruro de potasio (sólido) y oxígeno (gas).

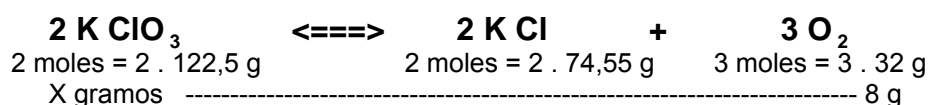
- A) Formúle la ecuación química del proceso que tiene lugar durante el calentamiento.**
- B) Calcule el tanto por ciento del cloruro de potasio en la mezcla inicial.**

RESOLUCIÓN:

Cuando esta mezcla de clorato y cloruro de potasio se somete a calentamiento, el cloruro de potasio no sufre alteración alguna, mientras que el clorato se descompone dando cloruro de potasio y oxígeno de acuerdo con el siguiente proceso:



Por tanto, todo el oxígeno que se libera procede de esta descomposición del clorato de potasio. Así, dado que nos indican que se liberan 8 g de oxígeno, podemos determinar la cantidad de clorato que es necesario para que en su descomposición se obtengan esos 8 g de oxígeno, que será:



$$\text{de donde: } x = \frac{8.2.122,5}{3.32} = 20,42 \text{ g de KClO}_3$$

Así, en la mezcla inicial teníamos: **20,42 g de KClO₃ (34,04 %)**
60 - 20,42 = 39,58 g de KCl (65,97 %)

B 1 - El permanganato de potasio, en disolución ácida, oxida al cobalto(II) a cobalto(III), reduciéndose a ion manganeso(II).

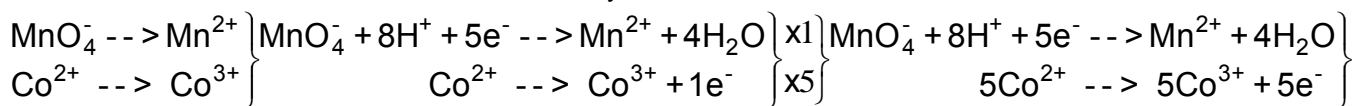
A) Ajuste la reacción de oxidación-reducción por el método del ion electrón

B) Si se necesitan 16,4 mL de una disolución 0,133 M de permanganato de potasio para oxidar 20,0 mL de la disolución de sulfato de cobalto(II) a ion cobalto(III), ¿Cual es la concentración de la disolución de sulfato de cobalto(II)?

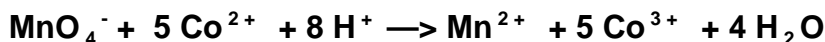
RESOLUCIÓN:

A) El permanganato de potasio se disocia de acuerdo con el proceso: $\text{KMnO}_4 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ siendo este ion permanganato (MnO_4^-) el que actúa como oxidante.

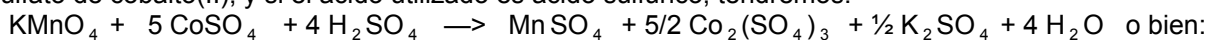
Las semirreacciones de reducción del oxidante y de oxidación del reductor son:



donde, al sumar ambas semirreacciones, obtenemos la reacción iónica total, que es:



Si queremos escribir la reacción completa, teniendo en cuenta que en segundo apartado nos indican que se utiliza sulfato de cobalto(II), y si el ácido utilizado es ácido sulfúrico, tendremos:



B) Partiendo de la definición de Molaridad, podemos calcular el número de moles de permanganato de potasio que intervienen en la reacción, que es: $M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{\text{litro}} \Rightarrow 0,133 = \frac{n}{0,0164}$; $n = 2,181 \cdot 10^{-3}$ moles de KMnO_4

Y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, se calcula el número de moles de sulfato de cobalto(II)
 $\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles KMnO}_4 \rightarrow 10 \text{ moles CoSO}_4 \\ 2,181 \cdot 10^{-3} \rightarrow X \end{array} \right\} X = 0,0109 \text{ moles de CoSO}_4 \text{ que reaccionan}$

Dado que esta cantidad de sulfato de cobalto(II) se encontraba en 20,00 mL de su disolución, la Molaridad de la misma es:

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{\text{Litro}} = \frac{0,0109}{0,020} = \mathbf{0,545 \text{ Molar en CoSO}_4}$$

B 2 - El amoníaco a 537°K y presión total de 6 atm está disociado en un 60%. Calcule, en primer lugar, la constante de equilibrio Kp y, posteriormente, la constante Kc a esta temperatura.

RESOLUCIÓN:

El equilibrio de disociación del amoníaco está representado por el proceso:

$2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$ En el cual se nos indica que en las condiciones en que ocurre, se encuentra disociado en un 60%, lo cual nos indica que por cada 100 moles de NH_3 que se tienen inicialmente, se disocian 60. Observando la estequiometría del proceso vemos que por cada 2 moles de amoníaco (NH_3) que se disocian, se obtiene 1 mol de Nitrógeno (N_2) (la mitad del n° de moles de NH_3 disociados) y tres moles de Hidrógeno (H_2) (3/2 del n° de moles de NH_3 disociados), por lo que si partimos de una cantidad inicial de 100

moles, se habrán disociado 60, dato a partir del cual determinamos:

- el número de moles de amoníaco: NH_3 , que quedan sin disociar: $100 - 60 = 40$ moles de NH_3
- el número de moles de Nitrógeno: N_2 que se forman: 30 moles de N_2
- el número de moles de Nitrógeno: H_2 que se forman: $3/2 \cdot 60 = 90$ moles de H_2 .

Así, el proceso nos quedará:

	2NH_3	\rightleftharpoons	N_2	$+ 3 \text{H}_2$
Inicial	100 moles		---	---
En equilibrio	40 moles		30 moles	90 moles

Para determinar el valor de la constante de equilibrio K_p , que viene dada por la expresión: $K_p = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$

Para determinar las presiones parciales de las tres especies presentes, las cuales calculamos teniendo en cuenta la Ley de Dalton de las Presiones Parciales: $P_i = X_i \cdot P_{\text{TOTAL}}$

$$\text{Y así: } P_{\text{NH}_3} = \frac{40}{40+30+90} \cdot 6 = 1,5 \text{ atm} \quad P_{\text{N}_2} = \frac{30}{40+30+90} \cdot 6 = 1,125 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{90}{40+30+90} \cdot 6 = 3,375 \text{ atm}$$

Y con estas tres presiones parciales, calculamos ya la K_p para este proceso, que es:

$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2} = \frac{1,125 \cdot 3,375^3}{1,5^2}; \implies \mathbf{K_p = 19,22 \text{ atm}^2}$$

Para determinar el valor de la constante K_c , una vez conocido el de K_p , utilizamos la expresión que nos relaciona ambas constantes:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta \nu} \implies 19,22 = K_c (0,082 \cdot 537)^{3+1-2} \text{ de donde } \mathbf{K_c = 9,91 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/l)}^2}$$

B 3 - Conteste a las siguientes cuestiones referidas a compuestos orgánicos:

a) Indique los grupos funcionales cuyos compuestos tengan la siguiente fórmula molecular:

$\text{C}_n \text{H}_{2n+2} \text{O}$. Ponga un ejemplo de cada uno y nombre el compuesto.

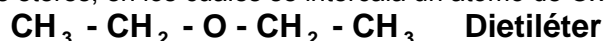
b) Escriba dos fórmulas semidesarrolladas, dando nombre a los compuestos correspondientes, por cada una de las siguientes fórmulas moleculares: $\text{C}_3 \text{H}_6 \text{O}$ y $\text{C}_5 \text{H}_{10}$

RESOLUCIÓN:

A) La relación entre Carbono e Hidrógeno de "n" átomos de C y "2n + 2" átomos de H, es la que corresponde a un hidrocarburo saturado, por lo que el átomo de Oxígeno que también hay, no puede sustituir a ningún Hidrógeno, por ello, los dos tipos de compuestos que cumplen esto son:

a) Los alcoholes, en los cuales se sustituye un H por un -OH (en realidad, se intercala un átomo de Oxígeno entre un Carbono y un Hidrógeno, por ejemplo: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 \text{OH} \rightarrow \text{Etanol}$

b) Los éteres, en los cuales se intercala un átomo de Oxígeno entre dos carbonos:



B) $\text{C}_3 \text{H}_6 \text{O}$: $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ Propanona
 $\text{CHO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ Propanal

$\text{C}_5 \text{H}_{10}$ $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ 1-penteno
 $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ 2-penteno

B 4 - Formúle e indique los tipos de enlace y el estado físico más probable (sólido, líquido o gas) de las siguientes sustancias químicas a 25°C y 1 atm de presión:

- a) Óxido de sodio
- b) Cloro
- c) Níquel (Razone en cada caso la respuesta)

RESOLUCIÓN:

El óxido de sodio: Na_2O es un compuesto en el cual se une un metal, el sodio, cuya electronegatividad es muy baja, con un No Metal, el Oxígeno, el cual tiene una electronegatividad muy alta, por lo que el enlace que se formará entre ellos podemos considerarlo como iónico puro tratándose, por tanto, de un **COMPUESTO SÓLIDO**

El Cloro: Cl_2 es un compuesto cuya molécula está formada por dos átomos del mismo No metal, por lo que la electronegatividad de ambos átomos es idéntica y como consecuencia de ello, el enlace que existirá entre los dos átomos de cloro es covalente puro, y el estado físico que cabe esperar es el de **GAS**.

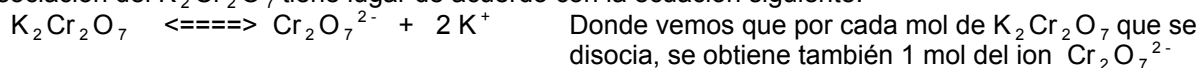
El Níquel: **Ni** es un metal, en el cual los átomos no forman verdaderas moléculas, sino que se sitúan en los nodos de una red cediendo sus electrones de valencia para formar el "gas electrónico" que rodea a los restos positivos, los cuales se unen por un enlace metálico, siendo su estado físico esperado en de un **SÓLIDO**.

B 5 - A) ¿Cuántos gramos de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ serán necesarios para preparar 100 mL de una disolución acuosa que contenga 50 mg de ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ por mL ?

B) Expresé, en partes por millón (p.p.m.), la concentración del aluminio contenido en una planta cuyo análisis dio como resultado un contenido en Al del 0,0025%

RESOLUCIÓN:

A) La disociación del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ tiene lugar de acuerdo con la ecuación siguiente:



Por ello, necesitaremos disolver tantos moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ como moles del ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ existan en la cantidad pedida.

Los pesos moleculares de ambos son: $\text{Pm del } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 2.52,00 + 7.16,00 = 216,00$

$\text{Pm del } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 2.39,10 + 2.52,00 + 7.16,00 = 294,20$

La cantidad del ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ que hay en los 100 mL a preparar es:

$$\left. \begin{array}{l} 1\text{mL disolucion} \text{ --- } 50 \text{ mg de } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \\ 100 \text{ mL disolucion} \text{ --- } X \end{array} \right\} X = 5000 \text{ mg de } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 5,00 \text{ g de } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = \frac{5,00}{216,00} = 0,023 \text{ moles de } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

lo cual nos indica que son necesarios también 0,023 moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, cuya masa es, teniendo en cuenta que su peso molecular, antes calculado:

$$M = 0,023 \cdot 294,20 = \mathbf{6,77 \text{ g de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ se necesitan}}$$

B) Teniendo en cuenta que la expresión de la concentración en % nos indica el número de unidades de una especie que hay en 100 unidades totales y que las p.p.m. indica el número de unidades de una especie que hay en 1000000 unidades totales, vemos que la diferencia entre ambas expresiones se refiere únicamente al número total de unidades que se tomen como referencia, así, podremos hacer:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ unid totales} \text{ --- } 0,0025 \text{ Al} \\ 1000000 \text{ totales} \text{ ---- } X \end{array} \right\} \text{ De donde } x = \mathbf{25 \text{ p.p.m. de Al hay en esa planta}}$$