



Universidad de Castilla la Mancha – LOGSE – Reserva.1 – 2.006

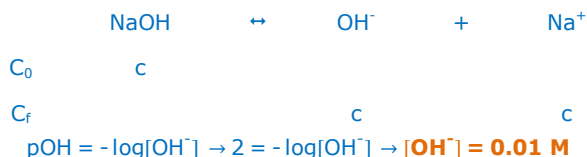
Opción A

1.- Al disolver una determinada cantidad de hidróxido sódico en agua se obtiene una disolución básica de pH 12. Calcula:

a) La concentración de iones OH^- .

b) Los gramos de NaOH que deben emplearse en la disolución anterior si el volumen total de la misma es 500 ml.

Datos: Masas atómicas: Na=23; O=16; H=1.

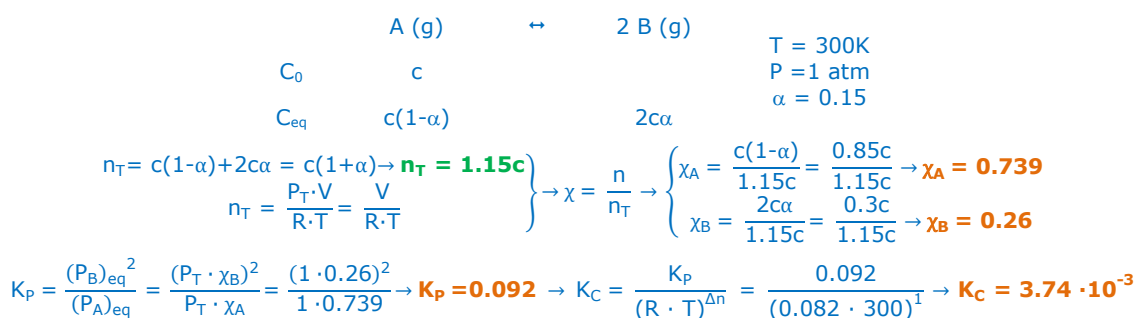


$$[\text{OH}^-]_f = [\text{NaOH}]_0 = \mathbf{0.01 \text{ M NaOH}} \rightarrow 0.5 \text{ L NaOH} \cdot \frac{0.01 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{40 \text{ gr NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = \mathbf{0.2 \text{ gr NaOH}}$$

2.- Para el equilibrio $\text{A(g)} \leftrightarrow 2 \text{B(g)}$, a 27°C y 1 atm, el compuesto A está disociado en un 15%. Calcula:

a) Las fracciones molares de cada especie en el equilibrio.

b) El valor de K_p y K_c a esa temperatura.



3.- Completa la siguiente tabla:

Compuesto	Hibridación del átomo central	Geometría de la molécula	Presencia de enlaces polares	Polaridad de la molécula
NH_3		Pirámide trigonal		
BCl_3	sp^2		Si	
BeCl_2				Apolar

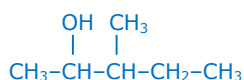
NH_3 : $\text{N} = 1s^2 2s^2 p^3 \rightarrow$ el orbital 2s alberga al par no enlazante del nitrógeno, los 3 orbitales 2p están ocupados cada uno por un electrón, que formarán 3 enlaces covalentes σ con los tres hidrógenos de la molécula de amoníaco. Se forman 4 orbitales híbridos **4sp^3** , que forman un ángulo de **109.5°** (geometría de pirámide trigonal). Los tres enlaces covalentes están **polarizados**, ya que el N es más electronegativo que el H, por lo que los electrones estarán desplazados hacia el átomo de nitrógeno (δ^-). La molécula es **polar** ya que los enlaces están polarizados y la geometría no es simétrica, además, posee un par libre.

BCl_3 : $\text{B} = 1s^2 2s^2 p^1 \rightarrow$ el boro promociona un electrón 2s a uno de los orbitales 2p vacío para adquirir una covalencia 3 que le permite formar tres enlaces covalentes σ con tres átomos de cloro. En esta molécula el átomo de boro presenta un octeto incompleto (6 electrones), no teniendo ningún par de electrones libres. Forma 3 orbitales híbridos sp^2 , que son los que forman los 3 enlaces simples. Según la TRPECV, los 3 átomos de cloro se dispondrán lo más alejados posibles, por tanto, la geometría será **Triangular Plana** (120°). La molécula es **apolar** ya que, aunque los enlaces están polarizados (con la carga parcial negativa sobre los átomos de cloro, por ser el más electronegativo), la geometría es simétrica por lo que el momento dipolar resultante es nulo ($\sum \vec{\mu} = 0$).

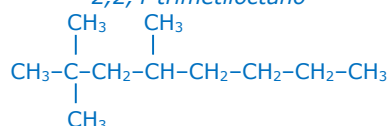
BeCl_2 : $\text{Be} = 1s^2 2s^2 \rightarrow$ el berilio promociona un electrón 2s a uno de los orbitales 2p vacío para adquirir covalencia 2 que le permite formar dos enlaces covalentes σ con dos átomos de cloro. En esta molécula el átomo de berilio presenta un octeto incompleto (4 electrones), no teniendo ningún par de electrones libres. Forma 2 orbitales híbridos **sp**, que son los que forman los 2 enlaces simples. Según la TRPECV, los 2 átomos de cloro se dispondrán lo más alejados posibles, por tanto, la geometría será **Lineal** (180°). Los dos enlaces están **polarizados**, ya que el Cl es más electronegativo que el Be, por lo que los electrones estarán desplazados hacia el átomo de cloro (δ^-). La molécula es **apolar** ya que, aunque los enlaces están **polarizados**, la geometría es simétrica por lo que el momento dipolar resultante es nulo ($\sum \vec{\mu} = 0$).

4.- Formula el 3-metil-2-pentanol y el 2,2,4-trimetiloctano y explica cuál de estos compuestos presenta enlaces por puente de hidrógeno.

3-metil-2-pentanol



2,2,4-trimetiloctano



De los dos compuestos el único que puede formar puentes de hidrógeno es el **alcohol**, gracias al grupo hidroxilo (**-OH**) donde el H está unido al O que es un átomo muy electronegativo y pequeño, lo que hace que pueda actuar como dador de hidrógenos.

5.- Para recubrir de cobre un objeto se hace pasar una corriente de 20 amperios a través de una disolución de sulfato de cobre (II) durante 30 minutos. Calcula los gramos de cobre que se depositan en ese tiempo.
 Datos: 1 F = 96500 C, masa atómica del Cu = 63,5.

$$[\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}]: m = \frac{I \cdot t}{F} \cdot \frac{\text{peso atómico}}{\text{moles e}^-} = \frac{20 \cdot 1800}{96500} \cdot \frac{63,5}{2} = \mathbf{11.84 \text{ gr}}$$

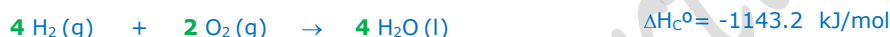
Opción B

1.- Las entalpías de combustión a 25°C del propano (gas), carbono (sólido en forma de grafito) e hidrógeno (gas) son -2219,1, -393,5 y -285,8 kJ/mol, respectivamente. Los productos de las reacciones anteriores son dióxido de carbono gaseoso y/o agua líquida (según el caso considerado).

- Escribe las tres reacciones de combustión ajustadas.
- Calcula ΔH de la reacción siguiente a 25 °C: $3 \text{ C}(\text{grafito}) + 4 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$



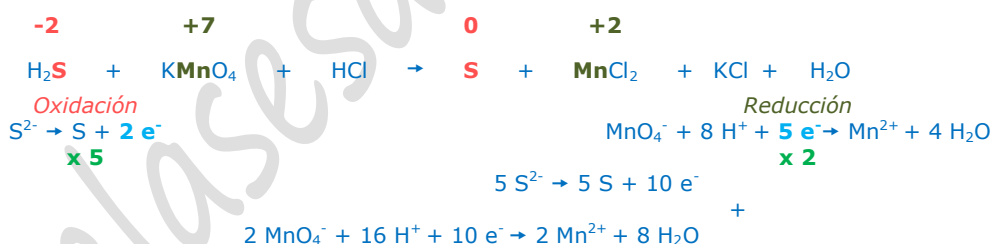
Empleamos la Ley de Hess:



2.- El sulfuro de hidrógeno reacciona con el permanganato de potasio (tetraoxomanganato (VII) de potasio) en presencia de ácido clorhídrico obteniéndose azufre elemental (S^0), cloruro de manganeso (II), cloruro de potasio y agua.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Si la reacción se lleva a cabo en fase acuosa, siendo el volumen final 2 litros, calcula la molaridad en cloruro de manganeso de la disolución final resultante cuando reaccionan 25 g de permanganato de potasio con un exceso de los otros reactivos.

Datos: masas atómicas: K = 39; Mn = 55; O = 16).



$$25 \text{ gr KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ gr KMnO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol MnCl}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = \mathbf{0.158 \text{ mol MnCl}_2} \rightarrow M = \frac{0.158 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = \mathbf{0.079 \text{ M}}$$

3.- Deduce razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La configuración $1s^2 2s^2 2p_x^2$ para el carbono, es menos estable que la configuración $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$.
- Es más fácil arrancar un electrón de un átomo de Na que de un átomo de Cs, ambos en estado gaseoso.

(a) **Verdadera.** Ya que según el Principio de máxima multiplicidad de Hund: "al llenar orbitales de igual energía (como son los 3 orbitales 2p) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos. La configuración es más estable (tiene menos energía) cuando tiene electrones desapareados (espines paralelos) que cuando esos electrones están apareados (espines opuestos o antiparalelos)". Por tanto, la primera configuración será menos estable al tener dos electrones apareados en un orbital ($2p_x$).

(b) **Falsa.** Ya que será más fácil arrancar un electrón cuando menor sea la energía de ionización, y ésta es una propiedad periódica que disminuye según aumentamos de periodo. Por tanto, el Cs tendrá menor energía de ionización que el Na, siendo más fácil arrancarle el electrón.



4.- Para el equilibrio $A + 2B \leftrightarrow C$, el valor de ΔH° es $-74,85$ kJ. Indica razonadamente hacia donde se desplaza el equilibrio cuando:

- a) Se aumenta la concentración de A.
- b) Se disminuye la temperatura.

Según el principio de Le Chatelier: "Si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor, el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación".

Por tanto, cuando aumenta la $[A]$, el equilibrio se desplazará en el sentido en que se consuma dicho reactivo, es decir, se desplazará hacia la derecha (hacia la formación de productos).

Si disminuye la temperatura, se favorece el sentido en que la reacción es exotérmica, en este caso en el sentido directo, es decir, hacia la formación de productos.

5.- El ácido sulfhídrico puede perder uno o dos protones. Escribe las reacciones de disociación correspondientes a la pérdida del primer y segundo protón.

