



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2015

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] Dadas las configuraciones electrónicas para átomos neutros, M: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y N: $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$, explica cada una de las siguientes afirmaciones e indica si alguna de ellas es falsa:

- a) [0,5 PUNTOS] La configuración M corresponde a un átomo de sodio, (grupo 1, periodo 3).
- b) [0,5 PUNTOS] M y N representan elementos diferentes.
- c) [0,5 PUNTOS] Para pasar de la configuración M a la N se necesita energía.
- d) [0,5 PUNTOS] Para separar un electrón de N se necesita más energía que para separarlo de M.

2. [2 PUNTOS]

- a) [1 PUNTO] Calcula la entalpía de formación estándar del naftaleno, $C_{10}H_8(s)$.
- b) [1 PUNTO] ¿Qué energía se desprende al quemar 100 g de naftaleno en condiciones estándar?

DATOS: $\Delta H_f^\circ (CO_2)(g) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (H_2O)(l) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_c^\circ (C_{10}H_8)(s)$ (Entalpía estándar de combustión) = $-4928,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: C = 12; H = 1

3. [2 PUNTOS] Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) [0,5 PUNTOS] El producto de solubilidad del $FeCO_3$ disminuye si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.
- b) [0,5 PUNTOS] La solubilidad de $FeCO_3$ en agua pura es aproximadamente la misma que la del CaF_2 .
- c) [0,5 PUNTOS] La solubilidad de $FeCO_3$ aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.
- d) [0,5 PUNTOS] En una disolución saturada de $FeCO_3$ se disuelven más gramos de sal por litro que en una disolución saturada de CaF_2 .

DATOS: $K_{ps}(FeCO_3) = 3,2 \cdot 10^{-11}$; $K_{ps}(CaF_2) = 5,3 \cdot 10^{-9}$; Masas atómicas: C = 12; O = 16; Fe = 55,8; Ca = 40; F = 19.

4. [2 PUNTOS] Una disolución acuosa 0,03 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 3,98. Calcula:

- a) [1 PUNTO] La concentración molar de $[A^-]$ en disolución y el grado de disociación del ácido.
- b) [1 PUNTO] El valor de la constante K_a del ácido y el valor de la constante K_b de su base conjugada.

5. [2 PUNTOS] Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar, justificando la respuesta brevemente, predice si alguna de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea:

- a) [0,5 PUNTOS] $Fe^{2+} + Cu \rightarrow Fe + Cu^{2+}$
- b) [0,5 PUNTOS] $Fe^{2+} + Cu \rightarrow Fe^{3+} + Cu^{2+}$
- c) [0,5 PUNTOS] $Fe + Cd \rightarrow Fe^{2+} + Cd^{2+}$
- d) [0,5 PUNTOS] $Fe^{2+} + Cd \rightarrow Fe + Cd^{2+}$

DATOS: $E^\circ (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ (Cd^{2+}/Cd) = -0,40 \text{ V}$.

1.- Dadas las configuraciones electrónicas para átomos neutros, M: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y N: $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$, explica cada una de las siguientes afirmaciones e indica si alguna de ellas es falsa:

a) (0,5 p) La configuración M corresponde a un átomo de sodio, (grupo 1, periodo 3).

M (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

{ Período: 3º (Este átomo tiene tres niveles de energía ocupados)
 { Grupo: 1 o Elementos alcalinos (configuración nivel de valencia: ns^1)

Es cierto, esta configuración electrónica corresponde a un átomo de sodio.

b) (0,5 p) M y N representan elementos diferentes.

Falso. Ambas configuraciones contienen el mismo número de electrones y el enunciado indica que ambas son especies neutras, por lo que pertenecen al mismo elemento. Lo que ocurre es que la configuración N corresponde a un estado excitado, mientras que la configuración M corresponde al estado fundamental.

c) (0,5 p) Para pasar de la configuración M a la N se necesita energía.

Cierto. Cuando el electrón diferenciante se sitúa en el subnivel 3s tiene menos energía que cuando se sitúa en el subnivel 5s, por lo que para pasar de la configuración M a la N hay que suministrar una cierta cantidad de energía.

d) (0,5 p) Para separar un electrón de N se necesita más energía que para separarlo de M.

Falso. Cuando el electrón diferenciante está situado en el subnivel 5s se encuentra más alejado del núcleo y, por lo tanto, menos atraído por él, por lo que se necesita menos energía para extraer el electrón.

2.-

a) (1 p) Calcula la entalpía de formación estándar del naftaleno, $C_{10}H_8(s)$.

DATOS: $\Delta H_f^\circ (CO_2) (g) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\Delta H_f^\circ (H_2O) (l) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_c^\circ (C_{10}H_8) (s)$ (Entalpía estándar de combustión) = $-4928,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 Masas atómicas C = 12 H = 1

Conocemos la entalpía de combustión del naftaleno, por lo que planteamos su reacción de combustión:



$$\Delta H_R^0 = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^0)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^0)_r$$

$$\Delta H_R^0 = 10 \cdot (\Delta H_f^0)_{CO_2 (g)} + 4 \cdot (\Delta H_f^0)_{H_2O (l)} - (\Delta H_f^0)_{C_{10}H_8 (s)} - 12 \cdot (\Delta H_f^0)_{O_2 (g)}$$

$$-4928,6 = 10 \cdot (-393,5) + 4 \cdot (-285,8) - (\Delta H_f^0)_{C_{10}H_8 (s)} - 12 \cdot (0)$$

$$(\Delta H_f^0)_{C_{10}H_8 (s)} = -149,6 \text{ kJ/mol}$$

En la formación de 1 mol de naftaleno sólido se desprenden al entorno 149,6 kJ de energía.

b) (1 p) ¿Qué energía se desprende al quemar 100 g de naftaleno en condiciones estándar?

$$\Delta H = -4928,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol de } C_{10}H_8} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_{10}H_8}{128 \text{ g de } C_{10}H_8} \cdot 100 \text{ g de } C_{10}H_8 = -3850,5 \text{ kJ}$$

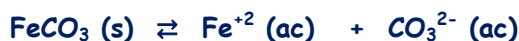
En la combustión de 100 gramos de naftaleno sólido se liberan al entorno 3850,5 kJ de energía.

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

DATOS: $K_{ps}(\text{FeCO}_3) = 3,2 \cdot 10^{-11}$ $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 5,3 \cdot 10^{-9}$
 Masas atómicas $C = 12$ $O = 16$ $Fe = 55,8$ $Ca = 40$ $F = 19$

- a) (0,5 p) El producto de solubilidad del FeCO_3 disminuye si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

Falso. El producto de solubilidad es la constante del equilibrio de disociación del carbonato de hierro (II) en disolución acuosa:



Como toda constante de equilibrio, su valor solamente depende de la temperatura.

- b) (0,5 p) La solubilidad de FeCO_3 en agua pura es aproximadamente la misma que la del CaF_2 .

	$\text{FeCO}_3 (\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{+2} (\text{ac})$	+	$\text{CO}_3^{2-} (\text{ac})$
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Reacción (mol/L)	-s		s		s
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s		s		s

$$K_{ps} = [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{Fe}^{+2}] = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-11}} = 5,65 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

	$\text{CaF}_2 (\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}^{2+} (\text{ac})$	+	2 $\text{F}^- (\text{ac})$
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Reacción (mol/L)	-s'		s'		2s'
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s'		s'		2s'

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s' \cdot (2s')^2 = 4 \cdot s'^3 \Rightarrow s' = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,3 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Como podemos comprobar, la afirmación es falsa, ya que el fluoruro de calcio es mucho más soluble.

- c) (0,5 p) La solubilidad de FeCO_3 aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

Falso. Al añadir carbonato de sodio, sal muy soluble, aumenta la concentración de iones carbonato de la disolución. De acuerdo al principio de Le Chatelier el equilibrio de disociación del carbonato de hierro (II) se desplaza hacia la izquierda, disminuyendo su solubilidad. Este es un ejemplo del "efecto del ion común".

- d) (0,5 p) En una disolución saturada de FeCO_3 se disuelven más gramos de sal por litro que en una disolución saturada de CaF_2 .

$$s(\text{FeCO}_3) = 5,65 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 115,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6,54 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$$

$$s(\text{CaF}_2) = 1,1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 8,6 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

Como vemos, la afirmación es falsa, ya que contiene más gramos de sal disueltos por litro una disolución saturada de fluoruro de calcio.

4.- Una disolución acuosa 0,03 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 3,98. Calcula:

a) (1 p) La concentración molar de $[A^-]$ en disolución y el grado de disociación del ácido.

	AH (ac)	+	H ₂ O (l)	$\rightleftharpoons$	A ⁻ (ac)	+	H ₃ O ⁺ (ac)
Conc. Inicial (mol/L)	0,03				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,03 - x				x		x

$$[A^-] = [H_3O^+] = x = 10^{-pH} = 10^{-3,98} = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \left(\frac{x}{0,03} \right) \cdot 100 = \left(\frac{1,05 \cdot 10^{-4}}{0,03} \right) \cdot 100 = 0,35 \%$$

b) (1 p) El valor de la constante K_a del ácido y el valor de la constante K_b de su base conjugada.

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,03 - x]} = \frac{(1,05 \cdot 10^{-4})^2}{(0,03 - 1,05 \cdot 10^{-4})} = 3,7 \cdot 10^{-7}$$

Para un par ácido-base conjugado se cumple:

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,7 \cdot 10^{-7}} = 2,7 \cdot 10^{-8}$$

5.- Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar, justificando la respuesta brevemente, predice si alguna de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea:

DATOS: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$
 $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

Para que una reacción redox sea espontánea el potencial de reducción del oxidante debe ser mayor que el potencial de reducción del reductor.

a) (0,5 p) $\text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Fe} + \text{Cu}^{2+}$



$$E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V} < E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V} \Rightarrow \text{La reacción no es espontánea}$$

b) (0,5 p) $\text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cu}^{2+}$

Esta reacción redox es imposible, ya que se producen dos oxidaciones y ninguna reducción.

c) (0,5 p) $\text{Fe} + \text{Cd} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cd}^{2+}$

Esta reacción redox es imposible, ya que se producen dos oxidaciones y ninguna reducción.

d) (0,5 p) $\text{Fe}^{2+} + \text{Cd} \rightarrow \text{Fe} + \text{Cd}^{2+}$



$$E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V} < E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V} \Rightarrow \text{La reacción no es espontánea}$$

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Responde a las siguientes cuestiones referidas a la molécula CCl_4 , razonando las respuestas:

- a) [0,5 PUNTOS] Escribe su estructura de Lewis.
- b) [0,5 PUNTOS] ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?
- c) [0,5 PUNTOS] ¿Por qué la molécula es apolar a pesar de que los enlaces C–Cl son polares?
- d) [0,5 PUNTOS] ¿Por qué a temperatura ordinaria el CCl_4 es líquido y, en cambio, el Cl_4 es sólido?

2. [2 PUNTOS] Indica, justificando brevemente la respuesta, si la concentración de los reactivos, la temperatura o la presencia de un catalizador influyen en:

- a) [1 PUNTO] La velocidad de una reacción química.
- b) [1 PUNTO] La constante de equilibrio de una reacción química.

3. [2 PUNTOS] El NO_2 y el SO_2 reaccionan según la ecuación: $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_3(\text{g})$.

Una vez alcanzado el equilibrio, la composición de la mezcla contenida en un recipiente de 1 L de capacidad es 0,6 moles de SO_3 , 0,4 moles de NO , 0,1 moles de NO_2 y 0,8 moles de SO_2 .

- a) [1 PUNTO] Calcula el valor de K_p en esas condiciones de equilibrio.
- b) [1 PUNTO] Calcula la cantidad de moles de NO que habría que añadir al recipiente, en las mismas condiciones, para que la cantidad de NO_2 fuera 0,3 moles tras restablecerse el equilibrio.

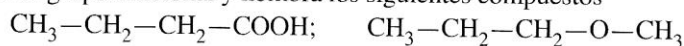
4. [2 PUNTOS] Se disuelven 1,4 g de hidróxido de sodio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L.

- a) [0,5 PUNTOS] Calcula el pH de la disolución resultante.
- b) [0,5 PUNTOS] Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál será el valor del pH de la disolución resultante?
- c) [0,5 PUNTOS] Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?
- d) [0,5 PUNTOS] ¿Qué volumen de ácido nítrico de concentración 0,16 M será necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de NaOH ?

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

5. [2 PUNTOS]

- a) [1 PUNTO] Reconoce el grupo funcional y nombra los siguientes compuestos

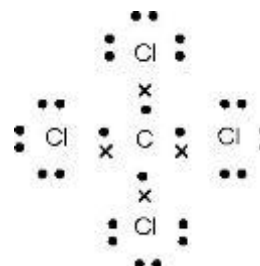


- b) [1 PUNTO] Nombra dos posibles isómeros de fórmula $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

1.- Responde a las siguientes cuestiones referidas a la molécula CCl_4 , razonando las respuestas:

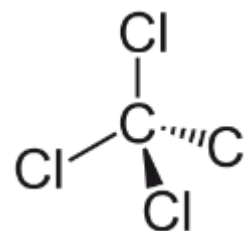
a) (0,5 p) Escribe su estructura de Lewis.

El carbono es un elemento del grupo 14, con una configuración en su nivel de valencia del tipo $(ns^2 np^2)$, mientras que el cloro es un elemento del grupo 17, con una configuración del nivel de valencia del tipo $(ns^2 np^5)$. Según la teoría de Lewis del enlace covalente, el enlace covalente consiste en la unión de átomos, que mediante la compartición de electrones adquieren una configuración electrónica de octeto de electrones. Para representar estos enlaces se utilizan los diagramas de Lewis, donde el símbolo químico del elemento se rodea con un número de puntos o cruces que representan los electrones del nivel de valencia.



b) (0,5 p) ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?

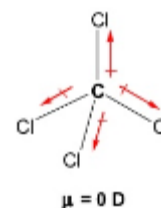
El modelo de repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia, establece que la geometría de la molécula viene determinada por la repulsión de los pares de electrones (enlazantes y no enlazantes) en la capa de valencia del átomo central (el de mayor valencia). Los pares de electrones compartidos y no compartidos de la capa de valencia del átomo central se disponen en el espacio de forma que queden lo más alejados posibles los unos de los otros, de modo que la repulsión sea mínima. Esto se consigue cuando los pares de electrones de la capa de valencia del átomo central adoptan una disposición que maximiza el ángulo entre dos pares cualesquiera. En este caso los 4 pares de electrones enlazantes se disponen tetraédricamente, dando lugar a una molécula de geometría tetraédrica.



También podría establecerse la geometría tetraédrica del tetracloruro de carbono basándonos en la hibridación sp^3 que presenta el átomo de carbono cuando forma enlaces simples.

c) (0,5 p) ¿Por qué la molécula es apolar a pesar de que los enlaces $\text{C}-\text{Cl}$ son polares?

La geometría tetraédrica del tetracloruro es simétrica, esto hace que aunque los enlaces $\text{C}-\text{Cl}$ son polares, la suma vectorial de los momentos dipolares de los cuatro enlaces sea nula, dando lugar a una molécula apolar.



$$\vec{\mu}_{\text{CCl}_4} = \sum \vec{\mu}_{\text{C-Cl}} = 0 \text{ D}$$

d) (0,5 p) ¿Por qué a temperatura ordinaria el CCl_4 es líquido y, en cambio, el CI_4 es sólido?

El yodo es un elemento del mismo grupo que el cloro, por lo que la estructura del CI_4 es la misma que la del tetracloruro de carbono. Ambas moléculas son apolares, por lo que los únicos enlaces intermoleculares entre sus moléculas son débiles fuerzas de dispersión o de London entre dipolos instantáneos. Este tipo de fuerzas intermoleculares incrementan su intensidad al aumentar la masa molecular, esto explica que el tetrayoduro de carbono sea sólido (mayor masa molecular) mientras que el tetracloruro de carbono es líquido.

2.- Indica, justificando brevemente la respuesta, si la concentración de los reactivos, la temperatura o la presencia de un catalizador influyen en:

a) (1 p) La velocidad de una reacción química.

Experimental se ha demostrado que en la mayoría de las reacciones químicas se cumple que la velocidad instantánea de reacción es directamente proporcional al producto de las concentraciones de los reactivos, elevadas, según los casos, a exponentes enteros o fraccionarios.

Así en una reacción del tipo: $a A + b B + c C + \dots \longrightarrow \text{productos}$

Podemos decir que:

$$v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \cdot [C]^\gamma \dots$$

Donde α , β , y γ son números enteros o fraccionarios que indican el orden de reacción respecto a cada uno de los reactivos (orden parcial de reacción) y la suma de todos los exponentes determina el orden total de reacción.

La constante k , llamada constante de velocidad, depende de la temperatura y de la energía de activación de la reacción. De acuerdo a la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\left[\frac{E_a}{R \cdot T}\right]}$$

Esta ecuación indica que la velocidad de reacción aumenta al aumentar la temperatura y al disminuir la energía de activación.

La energía de activación de una reacción disminuye al añadir un catalizador positivo, al transcurrir ésta mediante un nuevo mecanismo de reacción, produciéndose un aumento de la velocidad de reacción.

b) (1 p) La constante de equilibrio de una reacción química.

La constante de equilibrio de una reacción química solo depende de la temperatura.

La concentración de los reactivos no influye en el valor de la constante de equilibrio, solo influye en el valor de las concentraciones de las diferentes especies cuando se alcanza el equilibrio.

La adición de un catalizador tampoco influye en la constante de equilibrio, ya que afecta por igual a las energías de activación de los procesos directo e inverso.

3.- El NO_2 y el SO_2 reaccionan según la ecuación: $\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{SO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO} (\text{g}) + \text{SO}_3 (\text{g})$.

Una vez alcanzado el equilibrio, la composición de la mezcla contenida en un recipiente de 1 L de capacidad es 0,6 moles de SO_3 ; 0,4 moles de NO ; 0,1 moles de NO_2 y 0,8 moles de SO_2 .

a) (1 p) Calcula el valor de K_p en esas condiciones de equilibrio.

Para este equilibrio, la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}] \cdot [\text{SO}_3]}{[\text{NO}_2] \cdot [\text{SO}_2]} = \frac{0,4 \cdot 0,6}{0,1 \cdot 0,8} = 3$$

La relación entre la constante K_p y la constante K_c viene dada por:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

Para esta reacción:

$$\Delta n = 0 \text{ (no hay variación del número de moles gaseosos)} \Rightarrow K_p = K_c = 3$$

b) (1 p) Calcula la cantidad de moles de NO que habría que añadir al recipiente, en las mismas condiciones, para que la cantidad de NO_2 , fuera 0,3 moles tras restablecerse el equilibrio.

Teniendo en cuenta que el volumen del recipiente es de 1 L, el número de moles y la concentración molar coinciden numéricamente.

	$\text{NO}_2 (\text{g})$	+	$\text{SO}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{NO} (\text{g})$	+	$\text{SO}_3 (\text{g})$
Conc. Inicial (mol/L)	0,1		0,8		0,4 + y		0,6
Reacción (mol/L)	+x		+x		-x		-x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,1 + x		0,8 + x		0,4 + y - x		0,6 - x

$$[\text{NO}_2]_{eq} = 0,1 + x = 0,3 \Rightarrow x = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[NO] \cdot [SO_3]}{[NO_2] \cdot [SO_2]} \Rightarrow 3 = \frac{(0,4 + y - x) \cdot (0,6 - x)}{(0,3) \cdot (0,8 + x)} = \frac{(0,2 + y) \cdot (0,4)}{(0,3) \cdot (1)} \Rightarrow y = 2,05 \text{ mol/L}$$

Debemos añadir 2,05 moles de monóxido de nitrógeno.

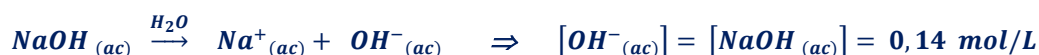
4.- Se disuelven 1,4 g de hidróxido de sodio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L.

DATOS: Masas atómicas Na = 23 O = 16 H = 1

a) (0,5 p) Calcula el pH de la disolución resultante.

$$[NaOH]_{(ac)} = \frac{1,4 \text{ g} / 40 \text{ g/mol}}{0,25 \text{ L}} = 0,14 \text{ mol/L}$$

El hidróxido de sodio es una base fuerte que en agua está completamente disociada:



$$pOH = -\log [OH^-_{(ac)}] = -\log 0,14 = 0,85 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 13,15$$

b) (0,5 p) Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál será el valor del pH de la disolución resultante?

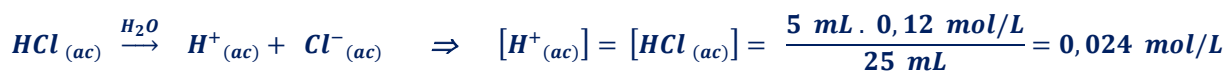
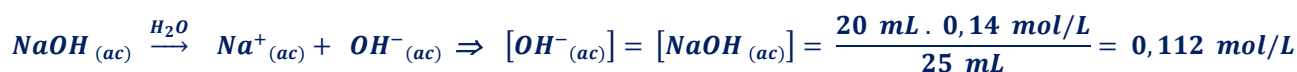
Calculamos la nueva concentración del hidróxido de sodio tras la dilución:

$$[OH^-_{(ac)}]' = [NaOH_{(ac)}]' = \frac{0,02 \text{ L} \cdot 0,14 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1 \text{ L}} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pOH' = -\log [OH^-_{(ac)}]' = -\log 2,8 \cdot 10^{-3} = 2,55 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11,45$$

c) (0,5 p) Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?

Al ser ambas especies fuertes en disolución acuosa están completamente disociadas:



En esta mezcla hay un exceso de concentración de iones hidróxido, lo que determinará que el pH final sea básico.

$$[OH^-_{(ac)}]_{exceso} = 0,112 - 0,024 = 0,088 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pOH = -\log [OH^-_{(ac)}]_{exceso} = -\log 0,088 = 1,05$$

$$pH = 14 - pOH = 12,95$$

d) (0,5 p) ¿Qué volumen de ácido nítrico de concentración 0,16 M será necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de NaOH?

Al ser ambas especies fuertes en disolución acuosa están completamente disociadas:



Para que se produzca la neutralización completa:

$$[OH^-]_{(ac)} = [H^+]_{(ac)} \Rightarrow \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,14 \text{ mol/L}}{(25 + x) \text{ mL}} = \frac{x \text{ mL} \cdot 0,16 \text{ mol/L}}{(25 + x) \text{ mL}}$$

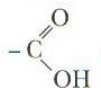
$$x = 21,875 \text{ mL de HNO}_3 \text{ } 0,16 \text{ M}$$

5.-

a) (1 p) Reconoce el grupo funcional y nombra los siguientes compuestos



CH₃ - CH₂ - CH₂ - COOH: Se trata del ácido butanoico, un ácido carboxílico o ácido orgánico. Presenta el grupo funcional carboxilo:



CH₃ - CH₂ - CH₂ - O - CH₃: Se trata del metilpropiléter, un éter. Presenta el grupo funcional oxígeno:



b) (1 p) Nombra dos posibles isómeros de fórmula C₄H₁₀O

Hay diferentes posibilidades, algunas de ellas son

