



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2013

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS]

- Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos **A** ($Z = 6$), **B** ($Z = 17$) y **C** ($Z = 36$), en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente Grupo y Periodo de cada uno de ellos.
- Indicar razonadamente el elemento con más electrones desapareados en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente el elemento con mayor energía de ionización.

2. [2 PUNTOS] La solubilidad del PbI_2 en agua a 25°C es $0,70\text{ g/l}$. Determina:

- La constante del producto de solubilidad.
- Si precipitará PbI_2 cuando se añadan $2,0\text{ g}$ de yoduro de sodio a 100 ml de una disolución $0,012\text{ M}$ de nitrato de plomo (II).

Nota: Tanto el yoduro de sodio como el nitrato de plomo (II) son sales solubles.

DATOS: Masas atómicas, $\text{Pb} = 207,2$; $\text{I} = 127,0$; $\text{Na} = 23,0$

3. [2 PUNTOS] Las entalpías de combustión del etano y del eteno son respectivamente, -1410 KJ/mol y -1560 KJ/mol . Determina:

- ΔH_f° para el etano y para el eteno.
- Razona si el proceso de hidrogenación del eteno, es un proceso endotérmico o exotérmico.



- Calcula el calor que se desprende en la combustión de 50 g de cada gas.

DATOS: Entalpía de formación estándar, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)(\text{g}) = -393,5(\text{KJ/mol})$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(\text{l}) = -285,9\text{ KJ/mol}$.

4. [2 PUNTOS] Deducir en la pareja de compuestos NF_3 y BF_3 :

- La hibridación de orbitales atómicos del elemento central en cada caso.
- La geometría molecular de los compuestos.
- La polaridad en cada caso.
- El que presenta mayor punto de ebullición.

DATOS: Números atómicos, $\text{B} = 5$; $\text{N} = 7$, $\text{F} = 9$.

5. [2 PUNTOS] Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

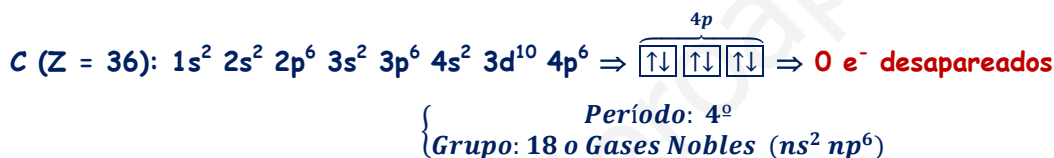
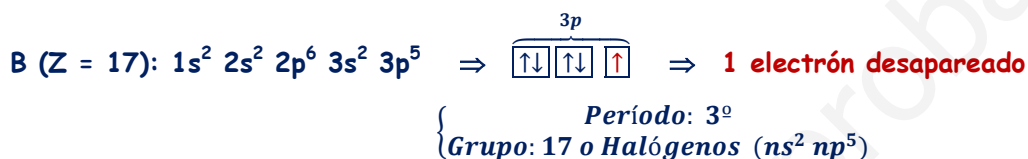
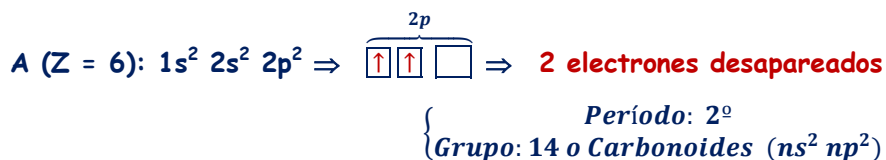
- Explica cuáles son las especies oxidantes y cuáles las reductoras.
- Escribe las semirreacciones de reducción y de oxidación.
- Escribe la reacción molecular ajustada por el método ión-electrón.
- Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M . ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

1.- (2 p)

- Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos A ($Z = 6$), B ($Z = 17$) y C ($Z = 36$), en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente Grupo y Periodo de cada uno de ellos.
- Indicar razonadamente el elemento con más electrones desapareados en su estado fundamental.

Los tres primeros apartados los voy a resolver simultáneamente:

El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).



- Indicar razonadamente el elemento con mayor energía de ionización.

La energía de ionización es la energía mínima que hay que suministrar para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos, cuando el elemento se encuentra en estado gaseoso y configuración fundamental (mínima energía).

- Los elementos de mayor energía de ionización son los gases nobles
- Dentro de cada periodo la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (recuerda que este es el sentido en el que disminuye el volumen atómico)
- Dentro de cada grupo la energía de ionización disminuye a medida que descendemos en el mismo (este es el sentido en el que aumenta el volumen)



$$C > B > A$$

Por lo tanto el elemento C (gas noble) tiene la primera energía de ionización más alta.

2.- (2 p) La solubilidad del PbI_2 en agua a 25°C es $0,70 \text{ g/L}$. Determina:

DATOS: Masas atómicas Pb = 207,2 I = 127,0 Na = 23,0

NOTA: Tanto el yoduro de sodio como el nitrato de plomo (II) son sales solubles.

a) La constante del producto de solubilidad.

$$s = 0,70 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{461,2 \text{ g}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

	$\text{PbI}_2 (\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{+2} (\text{ac})$	+	$2 \text{ I}^- (\text{ac})$
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Reacción (mol/L)	-s		s		2s
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{+2}] \cdot [\text{I}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (1,52 \cdot 10^{-3})^3 = \mathbf{1,4 \cdot 10^{-8}}$$

b) Si precipitará PbI_2 cuando se añadan $2,0 \text{ g}$ de yoduro de sodio a 100 mL de una disolución $0,012 \text{ M}$ de nitrato de plomo (II).

Para que se produzca precipitación de yoduro de plomo (II) debe cumplirse que: $Q > K_{ps}$

$$\text{NaI} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}^+ (\text{ac}) + \text{I}^- (\text{ac}) \quad [\text{I}^-] = \left[\frac{2 \text{ g} / 150 \text{ g/mol}}{0,1 \text{ L}} \right] = 0,133 \text{ mol/L}$$

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{+2} (\text{ac}) + 2 \text{ NO}_3^- (\text{ac}) \quad [\text{Pb}^{+2}] = 0,012 \text{ mol/L}$$

Si calculamos el producto iónico de la disolución:

$$Q = [\text{Pb}^{+2}] \cdot [\text{I}^-]^2 = 0,012 \cdot (0,133)^2 = 2,13 \cdot 10^{-4} > K_{ps} \Rightarrow \text{Si se produce precipitado}$$

3.- (2 p) Las entalpías de combustión del etano y del eteno son respectivamente, -1410 kJ/mol y -1560 kJ/mol . Determina:

DATOS: Entalpía de formación estándar $\Delta H^\circ (\text{CO}_2) (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H^\circ (\text{H}_2\text{O}) (\text{l}) = -285,9 \text{ kJ/mol}$

a) ΔH°_f para el etano y para el eteno.

La entalpía de formación del etano podemos obtenerla a partir de la reacción de combustión:



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

$$\Delta H_R^\circ = 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{CO}_2 (\text{g})} + 3 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{H}_2\text{O} (\text{l})} - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})} - \frac{7}{2} \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{O}_2 (\text{g})}$$

$$-1410 = 2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,9) - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})} - \frac{7}{2} \cdot 0 \Rightarrow (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})} = \mathbf{-234,7 \text{ kJ/mol}}$$

La entalpía de formación del eteno podemos obtenerla a partir de la reacción de combustión:

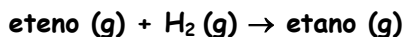


$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r$$

$$\Delta H_R^\circ = 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{CO}_2 (\text{g})} + 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{H}_2\text{O} (\text{l})} - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})} - 3 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{O}_2 (\text{g})}$$

$$-1560 = 2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,9) - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})} - 3 \cdot 0 \Rightarrow (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})} = \mathbf{201,2 \text{ kJ/mol}}$$

- b) Razona si el proceso de hidrogenación del eteno, es un proceso endotérmico o exotérmico.



$$\Delta H_R^0 = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^0)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^0)_r = (\Delta H_f^0)_{\text{C}_2\text{H}_6 \text{ (g)}} - (\Delta H_f^0)_{\text{C}_2\text{H}_4 \text{ (g)}} - (\Delta H_f^0)_{\text{H}_2 \text{ (g)}}$$

$$\Delta H_R^0 = (-234,7) - (201,2) - 0 = -435,9 \text{ kJ/mol}$$

Se trata de un proceso exotérmico en el que se desprenden 435,9 kJ de energía por cada mol de eteno que se hidrogena.

- c) Calcula el calor que se desprende en la combustión de 50 g de cada gas.

$$\text{Etano: } \Delta H = -1410 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{30 \text{ g}} \cdot 50 \text{ g} = -2350 \text{ kJ}$$

$$\text{Eteno: } \Delta H = -1560 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} \cdot 50 \text{ g} = -2785,7 \text{ kJ}$$

4.- (2 p) Deducir en la pareja de compuestos NF₃ y BF₃:

DATOS: Números atómicos B = 5 N = 7 F = 9

- a) La hibridación de orbitales atómicos del elemento central en cada caso.

En el trifluoruro de nitrógeno el nitrógeno adopta una hibridación sp³

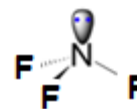


En el trifluoruro de boro el boro adopta una hibridación sp²

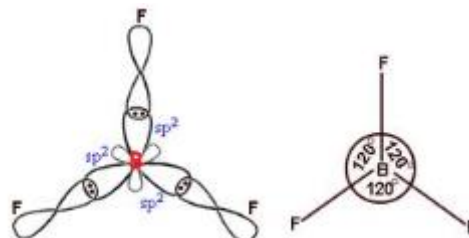


- b) La geometría molecular de los compuestos.

Trifluoruro de nitrógeno: La molécula de trifluoruro de nitrógeno se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp³ semicupados del nitrógeno y los tres orbitales 2p semicupados de los tres átomos de flúor. Adoptando una geometría de **pirámide trigonal**.



Trifluoruro de boro: La molécula se forma mediante tres enlaces tipo σ entre los tres orbitales híbridos sp² del boro y los tres orbitales 2p semicupados de los tres átomos de flúor. Dada la disposición espacial de los tres orbitales híbridos del boro, la geometría de la molécula es **triangular plana**.



- c) La polaridad en cada caso.

La molécula de trifluoruro de boro es **apolar**, ya que la simetría de su geometría, da como resultado un momento dipolar molecular nulo.

La molécula de trifluoruro de nitrógeno es **polar** debido a la falta de simetría de su geometría.

- d) El que presenta mayor punto de ebullición.

Ambas son sustancias covalentes moleculares, pero presentará mayor punto de ebullición el trifluoruro de nitrógeno, ya que debido a su polaridad molecular entre sus moléculas se forman fuerzas de Van

der Waals, mientras que en el trifluoruro de boro, al ser apolar, solamente se establecen fuerzas de dispersión, mucho más débiles.

5.- (2 p) Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

a) Explica cuáles son las especies oxidantes y cuáles las reductoras.

Oxidante: El KMnO_4 (donde el manganeso presenta número de oxidación +7), ya que captando electrones se reduce a Mn^{+2} (número de oxidación +2).

Reductor: El KI (donde el yodo presenta número de oxidación -1), ya que cediendo electrones se oxida a I_2 (donde el yodo tiene número de oxidación 0)

b) Escribe las semirreacciones de reducción y de oxidación.

Semirreacción de oxidación: $(2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-) \times 5$

Semirreacción de reducción: $(\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 4 \text{H}_2\text{O}) \times 2$

c) Escribe la reacción molecular ajustada por el método ión-electrón.

Ajuste iónico: $10 \text{I}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightleftharpoons 5 \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{+2} + 8 \text{H}_2\text{O}$

Ajuste molecular: $10 \text{KI} + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 5 \text{I}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$

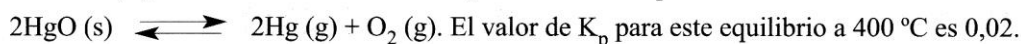
¡¡OJO!! En la reacción que se daba en el enunciado no aparecía el sulfato de potasio (obviamente en los productos tenía que haber algún compuesto de potasio), había que obtenerlo a partir del ajuste iónico.

d) Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

$$V_{\text{disolución}} = 2 \text{ mol I}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,4 \text{ L}$$

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] En un recipiente cerrado de 10 litros en el que se ha hecho el vacío, se introducen 20 g de óxido de mercurio (II) sólido. Se calienta a 400 °C y se alcanza el equilibrio:



Determinar:

- El valor de K_c para este equilibrio a 400 °C.
- La presión total en el equilibrio.

DATOS: Masas atómicas: Hg = 200; O = 16.

2. [2 PUNTOS] En un proceso de electrolisis de cloruro sódico fundido se liberaron 500 g de cloro. Calcular:

- La cantidad de electricidad necesaria para ello.
- La masa de sodio formada.

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23,0.

3. [2 PUNTOS] La energía de activación para la reacción $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ es de 30 kJ. La energía de activación de la reacción inversa es de 55 kJ. Explicar razonadamente:

- Si el proceso directo es exotérmico o endotérmico.
- Si la presencia de un catalizador disminuye la energía de activación directa.
- Si un incremento de temperatura aumenta o disminuye la velocidad de reacción y/o la energía de activación.
- Si la entalpía de reacción varía al añadir un catalizador.

Nota: Utiliza diagramas energéticos del avance de la reacción.

4. [2 PUNTOS] A 80 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, se le añaden 0,02 L de otra disolución de HCl 0,20 M.

- Calcula el pH de cada una de las disoluciones antes de la mezcla.
- Calcula el pH después de la mezcla.
- Razona que podrías hacer para llegar al punto de neutralización si dispusieras de otras disoluciones de NaOH y de HCl 0,15 M.
- Como podrías determinar que has llegado al punto de neutralización.

DATOS: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

5. [2 PUNTOS]

- Un compuesto orgánico A tiene de fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Mediante una deshidratación se convierte en el compuesto B (C_3H_6), que se comporta como un alqueno. Escribe las estructuras y nombra todos los posibles compuestos A y B.
- Escribe la fórmula estructural y nombra todos los posibles isómeros, que respondan a la fórmula molecular C_5H_{10} .

1.- (2 p) En un recipiente cerrado de 10 litros en el que se ha hecho el vacío, se introducen 20 g de óxido de mercurio (II) sólido. Se calienta a 400 °C y se alcanza el equilibrio:



El valor de K_p para este equilibrio a 400 °C es 0,02.

DATOS: Masas atómicas Hg = 200 O = 16

Determinar:

a) El valor de K_c para este equilibrio a 400 °C.

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{0,02}{(0,082 \cdot 673)^3} = 1,19 \cdot 10^{-7}$$

b) La presión total en el equilibrio.

	2 HgO (s)	$\rightleftharpoons$	2 Hg (g)	+	O ₂ (g)
Conc. Inicial (mol/L)	9,26 · 10 ⁻³		--		--
Reacción (mol/L)	-2x		2x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	9,26 · 10 ⁻³ - 2x		2x		x

$$K_c = [\text{Hg}]^2 \cdot [\text{O}_2] = (2x)^2 \cdot x = 4 \cdot x^3 \Rightarrow 1,19 \cdot 10^{-7} = 4 \cdot x^3 \Rightarrow x = 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

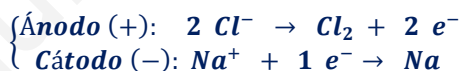
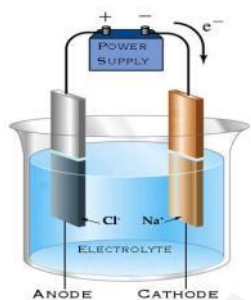
$$(C_T)_{eq} = (2x) + (x) = 3x = 3 \cdot 3,1 \cdot 10^{-3} = 9,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$P_T = C_T \cdot R \cdot T = 9,3 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 673 = 0,513 \text{ atm}$$

2.- (2 p) En un proceso de electrólisis de cloruro sódico fundido se liberaron 500 g de cloro. Calcular:

DATOS: Masas atómicas Cl = 35,5 Na = 23,0.

a) La cantidad de electricidad necesaria para ello.



La cantidad de carga que atraviesa la cuba electrolítica es:

$$Q = 500 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ F}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ F}} = 1,36 \cdot 10^6 \text{ C}$$

b) La masa de sodio formada.

$$m_{\text{Na}} = 1,36 \cdot 10^6 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}}{1 \text{ F}} \cdot \frac{23 \text{ g de Na}}{1 \text{ mol de Na}} = 323,9 \text{ g}$$

3.- (2 p) La energía de activación para la reacción $A + B \rightarrow C + D$ es de 30 kJ. La energía de activación de la reacción inversa es de 55 kJ. Explicar razonadamente:

NOTA: Utiliza diagramas energéticos del avance de la reacción.

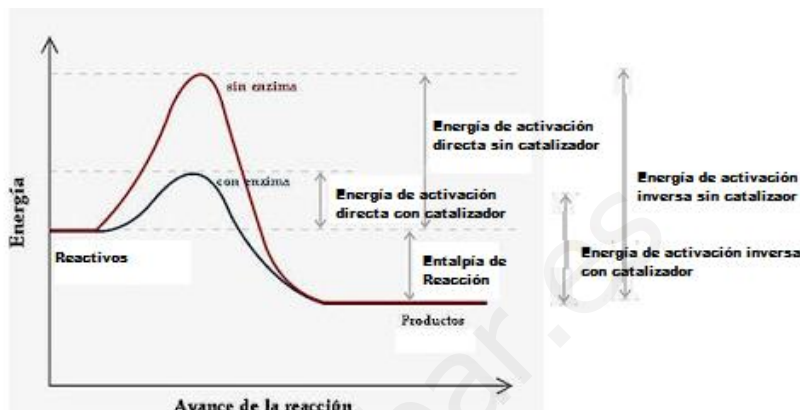
- Si el proceso directo es exotérmico o endotérmico.
- Si la presencia de un catalizador disminuye la energía de activación directa.

Voy a responder conjuntamente los dos primeros apartados.

Si realizamos un diagrama entálpico del proceso:

Observamos que el proceso directo es exotérmico, ya que la energía de activación del proceso directo es menor que la del proceso inverso, lo que indica que los productos de reacción tienen menos entalpía que los reactivos.

La presencia de un catalizador disminuye tanto la energía de activación de ambos procesos.



- Si un incremento de temperatura aumenta o disminuye la velocidad de reacción y/o la energía de activación.

Un aumento de la temperatura aumenta la velocidad de reacción, ya que incrementa la constante de velocidad de la ecuación diferencial de velocidad de acuerdo a la ecuación de Arrhenius:

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

El incremento de temperatura no afecta a la energía de activación.

- Si la entalpía de reacción varía al añadir un catalizador.

La adición de un catalizador no modifica la entalpía de reacción, sólo modifica las energías de activación de los procesos directo e inverso.

4.- (2 p) A 80 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, se le añaden 0,02 L de otra disolución de HCl 0,20 M.

- Calcula el pH de cada una de las disoluciones antes de la mezcla.

El hidróxido de sodio es una base fuerte, por lo que reacciona completamente con el agua:



$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,1 = 1 \Rightarrow pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

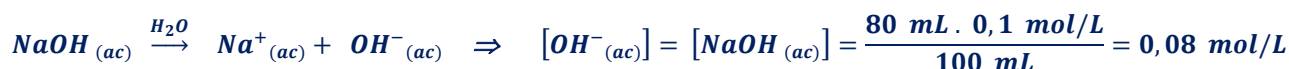
El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo que reacciona completamente con el agua:

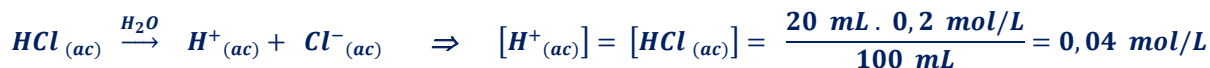


$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,2 = 0,7$$

- Calcula el pH después de la mezcla.

Al ser ambas especies fuertes (no nos dan sus constantes), voy a utilizar la teoría de Arrhenius. En disolución acuosa ambas sustancias están completamente disociadas:





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

$$[OH^-_{(ac)}]_{exceso} = 0,08 - 0,04 = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pOH = -\log[OH^-_{(ac)}]_{exceso} = -\log 0,04 = 1,4$$

$$pH = 14 - pOH = 12,6$$

- c) Razona que podrías hacer para llegar al punto de neutralización si dispusieras de otras disoluciones de NaOH y de HCl 0,15 M.

Como hay un exceso de iones hidróxido deberíamos añadir un volumen de disolución de HCl 0,15 M. Si tenemos en cuenta la dilución:

$$[OH^-_{(ac)}] = [H^+_{(ac)}] \Rightarrow \frac{100 \text{ mL} \cdot 0,04 \text{ mol/L}}{100 + V} = \frac{V \cdot 0,15 \text{ mol/L}}{100 + V}$$

$$V = 26,67 \text{ mL de HCl } 0,15 \text{ M}$$

- d) Como podrías determinar qué has llegado al punto de neutralización.

Al tratarse de una neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte el pH final es 7. Este punto de neutralización podría detectarse con un pH-metro o con un indicador ácido-base adecuado, por ejemplo fenolftaleína.

5.- (2 p)

- a) Un compuesto orgánico A tiene de fórmula empírica C_3H_8O . Mediante una deshidratación se convierte en el compuesto B (C_3H_6), que se comporta como un alqueno. Escribe las estructuras y nombra todos los posibles compuestos A y B.

A es un alcohol, que podría ser el 1-propanol ($CH_2OH-CH_2-CH_3$) o el 2-propanol ($CH_3-CHOH-CH_3$).

B es el propeno ($CH_2=CH-CH_3$)

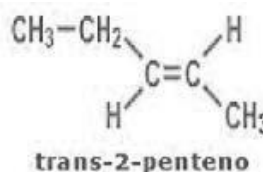
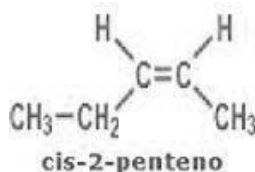
- b) Escribe la fórmula estructural y nombra todos los posibles isómeros, que respondan a la fórmula molecular C_5H_{10} .

Por el número de hidrógenos de la molécula no puede ser un alcano. Hay muchos isómeros de este compuesto (se decidió en los criterios de corrección que para dar la máxima nota, al menos deberían darse 3 isómeros lineales y tres cíclicos).

Isómeros lineales

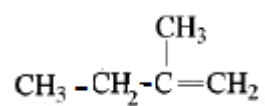
1-penteno: $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$

2-penteno (isómeros cis y trans):



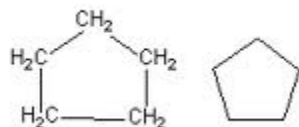
3-metil - 1 - buteno: $CH_3-\overset{\overset{CH_3}{|}}{CH}-CH=CH_2$

2 - metil - 1 - buteno:

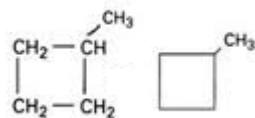


Cíclicos

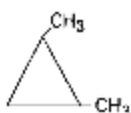
Ciclopentano:



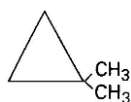
Metilciclobutano:



1,2-dimetilciclopropano:



1,1-dimetilciclopropano:



Etilciclopropano:

