

Corrección del examen de **Química** Selectividad Junio 2019

MADRID

Academia Osorio @QuimicaPau

¡¡¡LO HEMOS VUELTO A CONSEGUIR!!!

Los libros "Una química para todos" (Quinta edición. Versión ampliada) y el cuaderno de ejercicios. ¡ Buscando el 10!! han respondido al 100% de las preguntas de ambas opciones en el examen de Química Selectividad 2019 de MADRID.

ACADEMIA OSORIO
Preparación experta Química Bachillerato y Selectividad

UNA QUÍMICA PARA TODOS
Consíguelo ya en www.unaquimicaparatodos.com

644 886 259

Miles de libros vendidos en toda España y los mejores resultados en Selectividad certifican su éxito

1. Formulación inorgánica
2. Formulación orgánica
3. Átomo
4. Enlace Químico
5. Disoluciones y Estequiometría
6. Termoquímica
7. Cinética
8. Equilibrio y solubilidad
9. Ácido-Base
10. Redox
11. Química del Carbono

Un año más, el libro “Una Química Para Todos” ha conseguido responder a todas las preguntas de Selectividad en esta comunidad, hasta el punto de que estas soluciones son un “copia y pega” de los procedimientos, razonamientos y ejercicios del libro.

Aprovecho la ocasión para dar las gracias a todas aquellas personas que se han animado a estudiar con esta metodología y a todos los alumnos de nuestras academias o cursos por España. Todos vuestros mensajes de agradecimiento y apoyo a esta labor han sido muy importantes para nosotros. La mejor recompensa es ver como conseguimos mejorar vuestras notas y alcanzar todas vuestras metas académicas 😊😊

Academia Osorio continuará su enseñanza especializada en Química, Matemáticas y Biología, así como el lanzamiento en **Septiembre** de la **siguiente edición** de los libros **“Una Química para Todos”**, **“Unas Matemáticas para Todos”** y **“Una Biología para Todos”** que incluirá todas las actualizaciones, novedades y mejoras para el **curso 2019/2020** con el objetivo de hacerlo lo más completo posible y seguir cumpliendo su meta de obtener las mejores calificaciones, facilitando el entendimiento de estas materias.

www.unaquimicaparatodos.com

Atentamente, vuestro amigo y vecino: Pablo Osorio Lupiáñez

Pregunta A1.- Considere los átomos: A (Z = 11), B (Z = 14) y C (Z = 17) y responda las siguientes preguntas:

- Para cada uno de ellos, escriba la configuración electrónica, especifique el grupo y periodo del sistema periódico al que pertenece e identifique con nombre y símbolo cada elemento.
- Ordene los elementos en orden creciente de su afinidad electrónica. Razone la respuesta.
- Formule los compuestos formados al unirse: n átomos de A, C con C y A con C. Indique el tipo de enlace en cada caso.
- ¿Por qué los átomos presentan espectros de líneas y no continuos?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a)

A (Z=11): $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^1}$ → **Periodo 3, grupo 1 (alcalinos). Elemento: Sodio (Na)**

B (Z=14): $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^2}$ → **Periodo 3, grupo 14 (carbonoideos). Elemento: Silicio (Si)**

C (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$ → **Periodo 3, grupo 17 (halógenos). Elemento: Cloro (Cl)**

b) Responderemos a esta pregunta en términos de **valor absoluto**. Al estar en el mismo periodo, la afinidad electrónica aumenta hacia la derecha, ya que de esta forma aumenta el número de protones, por lo que la atracción del núcleo hacia los electrones periféricos será mayor y tendrá **mayor tendencia a aceptar un electrón para formar un anión y así adquirir la configuración estable de gas noble. Na < Si < Cl**

c)

* n átomo de A: **Se forma el compuesto Na. El enlace que presenta es metálico** (se comparten electrones de forma colectiva entre los átomos del metal).

* C con C: **Se forma el compuesto Cl₂. El enlace que presenta es covalente** (se comparten electrones entre elementos con electronegatividad similar).

* A con C: **Se forma el compuesto NaCl. El enlace que presenta es iónico** (se transfieren electrones entre elementos con electronegatividad muy diferente).

d) El electrón gira alrededor del núcleo solamente en un conjunto fijos de órbitas permitidas en las que, cuando pasa de una a otra, se libera o absorbe energía pero no de forma continua, sino en forma de paquetes (cuantos).

Pregunta A2.- Justifique si el pH de las siguientes disoluciones es ácido, básico o neutro:

- Cloruro de amonio 0,1 M.
- Acetato de sodio 0,1 M.
- 50 mL de ácido clorhídrico 0,2 M + 200 mL de hidróxido de sodio 0,05 M.
- Hidróxido de bario 0,1 M.

Datos: K_a (ácido acético) = $1,8 \times 10^{-5}$; K_b (amoníaco) = $1,8 \times 10^{-5}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



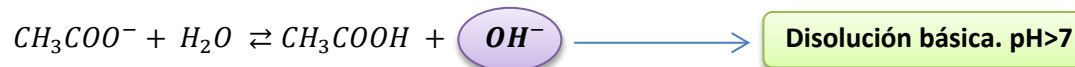
- El ion Cl^- procede del HCl (ácido fuerte) por lo que **no** experimenta reacción de hidrólisis

- El ion NH_4^+ procede del NH_3 (base débil) por lo que **sí** reaccionará con el agua:

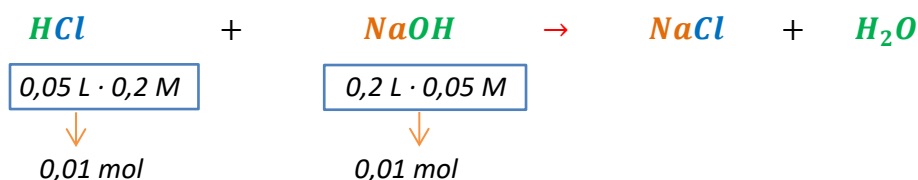


- El ion Na^+ procede del NaOH (base fuerte) por lo que **no** experimentará reacción de hidrólisis.

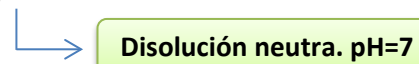
- El ion CH_3COO^- procede del CH_3COOH (ácido débil) por lo que **sí** reaccionará con el agua:



c) Escribimos la reacción de neutralización ajustada e identificamos el exceso:



Puesto que la relación estequiométrica es 1:1 (reaccionan por igual) podemos afirmar que cuando todo el HCl se consume (0,01 mol), se habrán consumido la misma cantidad de NaOH, sin generar exceso de ninguno de ellos. En consecuencia el **pH es neutro**.



Pregunta A4. - En un reactor químico a 182 °C y 1 atm de presión el SbCl_5 está disociado en un 29,2% según la reacción: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$.

- Calcule las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.
- Calcule las constantes de equilibrio K_p y K_c .
- Justifique si se modifica el equilibrio al realizar la reacción a la misma temperatura y a una presión menor de 1 atm.
- Indique si se modifica el equilibrio al añadir un catalizador. Justifique la respuesta.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



Moles iniciales	n_0	0	0
Moles equilibrio	$n_0 - n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$
Factor común	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$		



Moles totales en equilibrio: $n_0 - n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 + n_0 \cdot \alpha = n_0(1 + \alpha)$

$$P_{\text{SbCl}_5} = \frac{n_{\text{SbCl}_5}}{n_T} \cdot P_T = \frac{n_0 \cdot (1 - \alpha)}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot P_T = \frac{0,708}{1,292} \cdot 1 = \mathbf{0,548 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{SbCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{SbCl}_3}}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot P_T = \frac{0,292}{1,292} \cdot 1 = \mathbf{0,226 \text{ atm}}$$

$$\mathbf{b) } K_p = \frac{P_{\text{SbCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{SbCl}_5}} = \frac{0,226 \cdot 0,226}{0,548} = \mathbf{0,093}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,093}{(0,082 \cdot 455)^1} = \mathbf{2,5 \cdot 10^{-3}}$$

c) y d) Según el principio de Le Chatelier: "Cuando un sistema en equilibrio es perturbado desde el exterior modificando sus condiciones, se desplazará en el sentido (reactivos o productos) que tienda a contrarrestar dicha perturbación". De esta manera:

- Al disminuir la presión del sistema, el sistema se desplazará hacia donde sea mayor el número de moles gaseosos para compensar dicha disminución de presión. Puesto que hay 1 mol gaseoso a la izquierda y 2 en la derecha, **se desplazará hacia \rightarrow** .

- Al añadir un catalizador se produce un aumento de la velocidad de la reacción por disminución de la energía de activación. Sin embargo, no altera el valor de las variables termodinámicas (ΔH , ΔG) porque el catalizador ni aporta ni consume energía del sistema. De esta manera, **un catalizador no produce ningún cambio en el estado de equilibrio**.

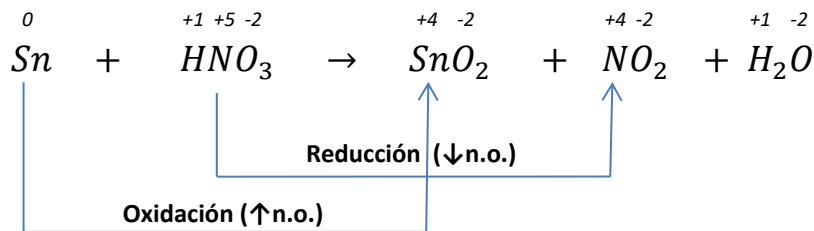
Pregunta A5.- El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico a óxido de estaño (IV) obteniéndose además óxido de nitrógeno (IV) y agua.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar.
- Escriba la reacción iónica y la molecular global ajustadas por el método del ion electrón.
- Calcule la masa obtenida de óxido de estaño (IV) si se hace reaccionar 100 g de estaño de riqueza 70% en masa, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 90%.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas: O = 16,0; Sn = 118,7.

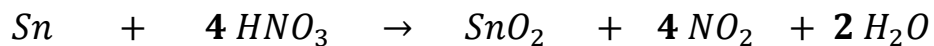
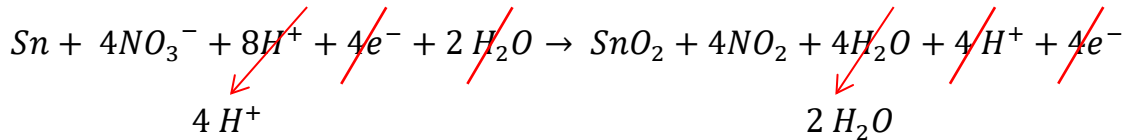
Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y b); 1 punto apartado c).

a) y b)



Semirreacción de reducción: $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 1e^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ x4

Semirreacción de oxidación: $\text{Sn} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4e^-$



c)

$$100 \text{ g muestra} \cdot \frac{70 \text{ g Sn}}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}}{118,7 \text{ g Sn}} \cdot \frac{1 \text{ mol SnO}_2}{1 \text{ mol Sn}} \cdot \frac{150,7 \text{ g SnO}_2}{1 \text{ mol SnO}_2} = 88,87 \text{ g SnO}_2$$

- No podemos olvidar aplicar el **rendimiento de la reacción que es del 90%**, así que:

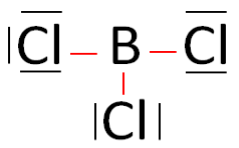
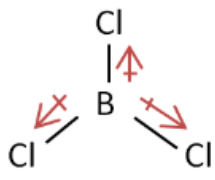
$$R = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \cdot 100 \rightarrow 0,90 = \frac{\text{Cantidad Real}}{88,87 \text{ g SnO}_2} \rightarrow \text{cantidad real} = \mathbf{80 \text{ g SnO}_2}$$

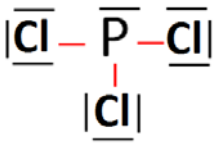
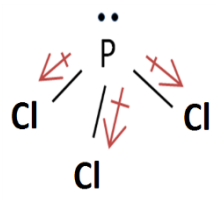
OPCIÓN B

Pregunta B1.- Para las moléculas BCl_3 y PCl_3 .

- Justifique el número de pares de electrones enlazantes y de pares libres del átomo central.
- Indique su geometría molecular y la hibridación que presenta el átomo central.
- Explique su polaridad.
- Indique las fuerzas intermoleculares que presentan.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) ESTRUCTURA DE LEWIS	b) GEOMETRÍA
 <p>3 pares de electrones enlazantes y 0 pares libres rodeando el átomo central (hipovalencia).</p>	<p>Molécula tipo AB_3 3 nubes electrónicas enlazantes Geometría plana trigonal $\alpha=120^\circ$</p>
c) POLARIDAD	c) HIBRIDACIÓN
 <p>Aunque tiene enlaces polares, los momentos dipolares individuales se anulan por la geometría de la molécula. Molécula apolar ($\mu = 0$)</p>	<p>Se forman 3 orbitales híbridos tipo sp^2, para solapar con cada uno de los átomos de Cl. Enlaces tipo sigma.</p>
d) FUERZAS INTERMOLECULARES	
<p>Al ser apolar, las fuerzas intermoleculares presentes en el BCl_3 son fuerzas de Van der Waals, más concretamente, se tratan de fuerzas de dispersión o London.</p>	

a) ESTRUCTURA DE LEWIS	B) GEOMETRÍA
 <p>3 pares de electrones enlazantes y 1 par libre rodeando el átomo central.</p>	<p>Molécula tipo AB_3E 3 nubes electrónicas enlazantes 1 nube electrónica no enlazante Geometría Pirámide trigonal $\alpha < 109,5^\circ$</p>
c) POLARIDAD	c) HIBRIDACIÓN
 <p>Los momentos dipolares individuales se refuerzan y se dirigen hacia los Cl. Los pares de electrones solitarios del P en el sentido opuesto al vector resultante disminuyen el efecto polar. Molécula polar ($\mu \neq 0$)</p>	<p>Se forman 4 orbitales híbridos tipo sp^3, tres de los cuales solapan con cada uno de los átomos de Cl y el otro alberga los electrones solitarios. Enlaces tipo sigma.</p>
d) FUERZAS INTERMOLECULARES	
<p>Al ser polar, las fuerzas intermoleculares presentes en el PCl_3 son fuerzas de Van der Waals, más concretamente, se tratan de fuerzas de dispersión o London y fuerzas de dipolos permanentes (dipolo-dipolo).</p>	

Pregunta B2.- Responda las siguientes cuestiones:

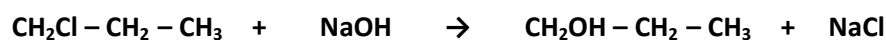
- Formule el 1-cloropropano y nombre los isómeros de posición posibles.
- Escriba la reacción de sustitución de cada uno de los isómeros del apartado a) con NaOH. Nombre los productos obtenidos.
- Escriba las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos orgánicos: 2-metilbutilamina, etanoato de metilo y ácido 2,3-dihidroxi-butanoico.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartado a); 0,75 apartados b) y c).

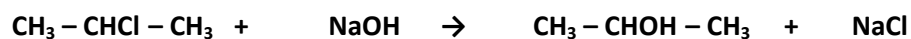
a) 1-cloropropano: $\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

Presenta dos isómeros de posición: 1-cloropropano y **2-cloropropano** ($\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_3$)

b) Reacción de sustitución de los isómeros de posición anteriores:



1-cloropropano hidróxido de sodio **propan-1-ol** **cloruro de sodio**



2-cloropropano hidróxido de sodio **propan-2-ol** **cloruro de sodio**

c) 2-metilbutilamina: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$

Etanoato de metilo: $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$

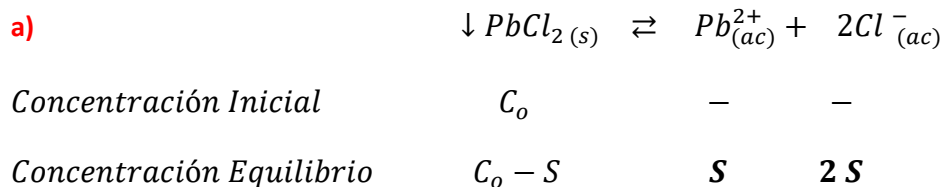
Ácido 2,3-dihidroxi-butanoico: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CHOH} - \text{COOH}$

Pregunta B3.- La constante de solubilidad del dicloruro de plomo es $1,6 \times 10^{-5}$.

- Formule el equilibrio de solubilidad del dicloruro de plomo en agua.
- Determine la solubilidad del dicloruro de plomo en agua en molaridad y $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Justifique cómo afecta a la solubilidad del dicloruro de plomo la adición de cloruro de potasio.

Datos. Masas atómicas: Cl = 35,5; Pb = 207,2.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y c); 1,0 punto apartado b).

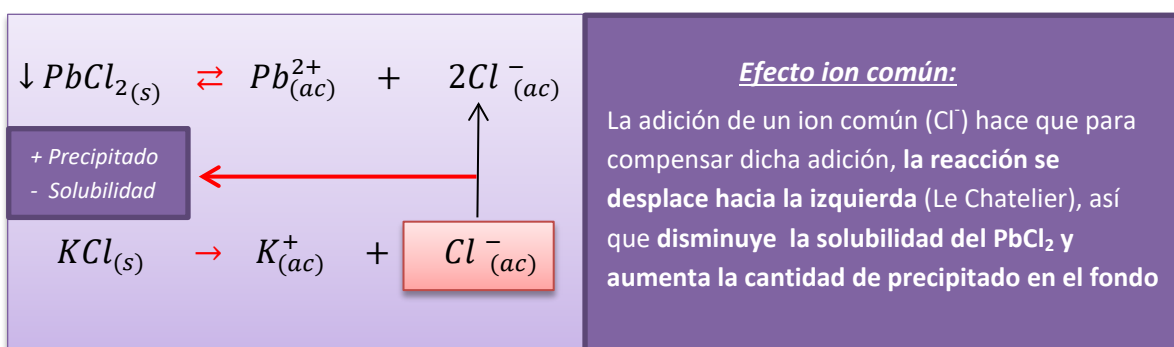


b) $K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0,0159 \text{ M}$$

$$\frac{0,0159 \text{ mol PbCl}_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{278,2 \text{ g PbCl}_2}{1 \text{ mol PbCl}_2} = 4,4 \text{ g PbCl}_2 / \text{L}$$

c) Adición de cloruro de potasio al equilibrio anterior:



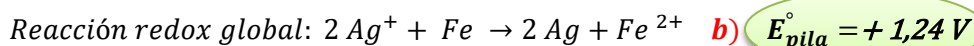
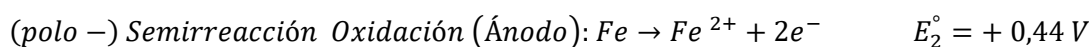
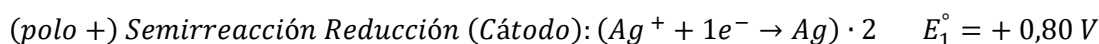
Pregunta B4. - Se forma una pila galvánica con un electrodo de hierro y otro de plata. Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar que se adjuntan:

- Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la pila galvánica e indique el sentido del movimiento de los iones metálicos de las disoluciones con respecto a los electrodos metálicos.
- Calcule el potencial de la pila formada.
- Dibuje un esquema de la pila indicando sus componentes.
- Razone qué ocurriría si introdujéramos una cuchara de plata en una disolución de Fe^{2+} .

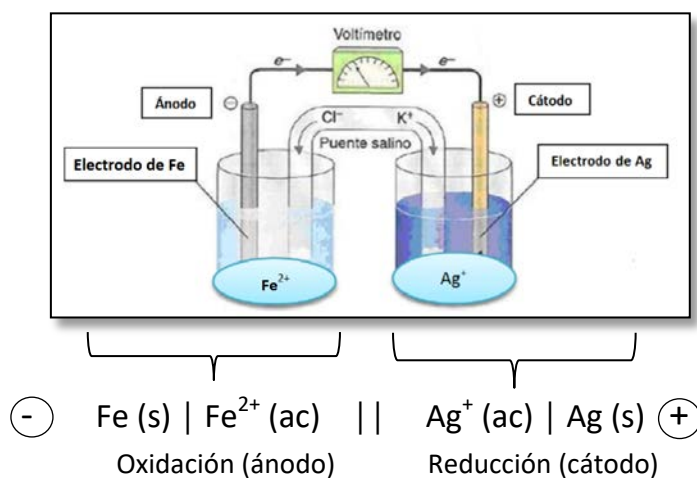
Datos. E° (V): $Ag^+/Ag = 0,80$; $Fe^{2+}/Fe = - 0,44$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

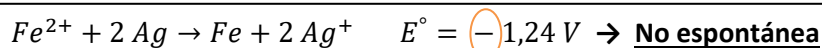
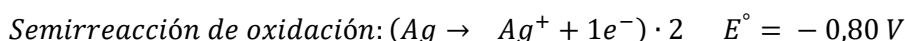
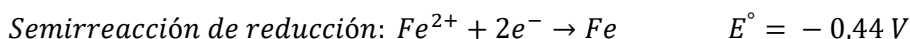
a) La especie con menor potencial de reducción (Fe^{2+}/Fe) se oxidará en el ánodo y los electrones perdidos por este, serán captados por la especie con mayor potencial de reducción (Ag^+/Ag) que se reducirá en el cátodo:



c) Dibujo esquemático de la pila y componentes:



d) Podríamos pensar que la cuchara de Ag se oxidará (pasando iones Ag^+ a la disolución), a la vez que los iones Fe^{2+} se depositarán en su forma metálica sobre la cuchara. Pero para ello la suma de potenciales finales debería dar positivo (espontáneo). Vamos a estudiarlo:



Por tanto no ocurre la citada situación

Pregunta B5.- Se quiere preparar 500 mL de disolución acuosa de amoníaco 0,1 M a partir de 1 L de amoníaco comercial de 25% de riqueza en masa con una densidad del $0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

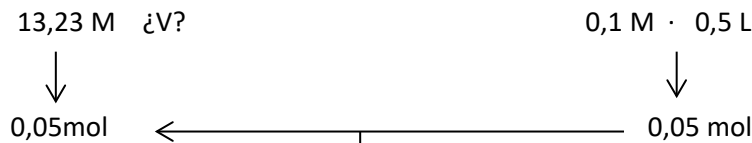
- Determine el volumen de amoníaco comercial necesario para preparar dicha disolución.
- Calcule el pH de la disolución de 500 mL de amoníaco 0,1 M inicial.
- Justifique con las reacciones adecuadas el pH resultante (ácido, básico o neutro) al añadir 250 mL de ácido clorhídrico 0,2 M a la disolución de 500 mL de amoníaco 0,1 M. Considere volúmenes aditivos.

Datos: K_b (amoníaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14.

Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y b); 0,5 puntos apartado c).

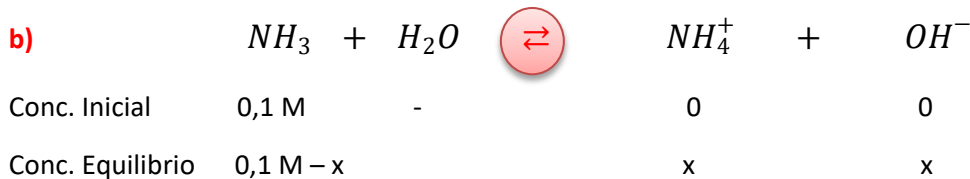
$$a) \frac{900 \text{ g disolución}}{1 \text{ L g disolución}} \cdot \frac{25 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 13,23 \text{ M}$$

Disolución concentrada \rightarrow Disolución preparada (diluida)



Puesto que es una dilución, debe haber el mismo número de moles de soluto en ambas disoluciones

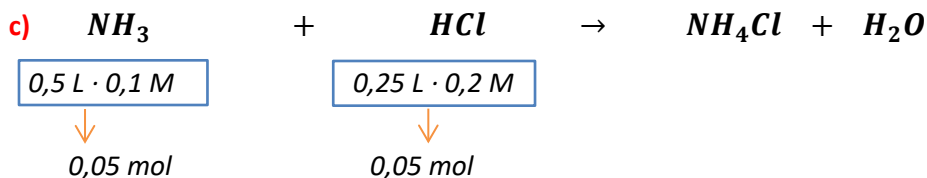
$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles NH}_3}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{L disolución} = \frac{0,05 \text{ mol}}{13,23 \text{ M}} = 3,77 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,1 - x} \approx \frac{x^2}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5} \rightarrow x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,34 \cdot 10^{-3}$$

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,87 = 11,12$$



Estequiométricamente no se produce exceso, pero se ha generado una sal ácida, cuya disociación genera NH_4^+ que al proceder de una base débil, reaccionará con el agua:

