

OPCIÓN A

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

- a) 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.
- b) Ordene los elementos en orden creciente de su afinidad electrónica. Razone la respuesta.
- c) 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.
- d) ¿Por qué los átomos presentan espectros de líneas y no continuos? Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a)

Z	Configuración electrónica	Grupo	Período	Nombre	Símbolo
11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1 o Alkalinos (IA)	3	Sodio	Na
14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	14 o Carbonoideos (IVB)	3	Silicio	Si
17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	17 o Halógenos (VIIB)	3	Cloro	Cl

b) Definimos la afinidad electrónica como la energía desprendida cuando un átomo gaseoso en su estado fundamental capta un electrón convirtiéndose en un anión negativo (anión).

Teniendo en cuenta que los halógenos tienen mayor afinidad para captar electrones que cualquier otro elemento de la tabla, porque con la captación de un electrón alcanzaría la configuración de gas noble; y que los alcalinos, por el contrario, tienden a ceder electrones antes que a captarlos porque así alcanzan el estado de gas ideal mejor, la afinidad electrónica en orden creciente es:



c) El sodio es un metal, por tanto el compuesto que sale de la unión de n átomos de A mediante un enlace metálico es: Na (sodio metal)

La unión de C con C se produce por un enlace covalente y es un compuesto covalente apolar: Cl_2

La unión entre A y C es un compuesto iónico: NaCl

d) Según la Ley de Planck, los átomos absorben o emiten energía de forma discontinua, en forma de cuantos (quantum) y lo hacen en función de $E = h\nu$, siendo h la constante de Planck y ν , la frecuencia. Y a cada cuanto le corresponde una radiación electromagnética (fotón) caracterizada por una raya y por eso mismo los espectros atómicos son líneas discontinuas y no continuas.

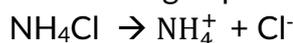
Pregunta A2.- Justifique si el pH de las siguientes disoluciones es ácido, básico o neutro:

- 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.

a) El **cloruro de amonio (NH₄Cl)** es una sal que procede de un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH₃) y al disociarla en agua produce dos iones:



El NH₄⁺ es un ácido conjugado fuerte ya que la base de la que procede (NH₃) es débil y en presencia de agua produce hidrólisis mientras que el Cl⁻ es una base conjugada débil que procede de un ácido fuerte y por tanto no produce hidrólisis:



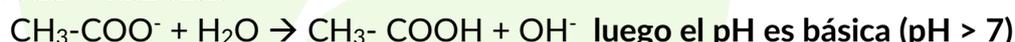
b) El **acetato de sodio (CH₃-COONa)** es una sal que procede de una base fuerte (NaOH) y un ácido débil (CH₃COOH).

Al hidrolizar la sal nos da:



El ion Na⁺ es un ácido conjugado muy débil, más que la base de la que procede que es una base fuerte (NaOH) y no produce hidrólisis.

El ion acetato, es una base conjugada más fuerte que el ácido del que procede que es débil (el ácido acético) y sí produce hidrólisis.



c) En este caso, unimos un ácido fuerte con una base fuerte, tenemos que ver si se produce una neutralización total para determinar el pH.

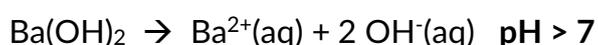
Calculamos primero el número de moles que hay inicialmente de los dos:

$$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,01 \text{ mol HCl}$$

$$n(\text{NaOH}) = M \cdot V = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 200 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,01 \text{ mol NaOH}$$

Como el número de moles de ácido es el mismo que el n° de moles de la base, la neutralización es total y por tanto el **pH es neutro (pH = 7)**.

d) El **hidróxido de bario (Ba(OH)₂)** es una base fuerte, luego en disolución acuosa dará un **pH básico**.



Pregunta A3.- Formule las reacciones propuestas, indicando de qué tipo son y nombrando los productos mayoritarios obtenidos:

- 2-metilbut-2-eno + HBr →
- Etanol + H₂SO₄/ Calor →
- Butan-1-ol + HCl →
- Ácido etanoico + Propan-1-ol →

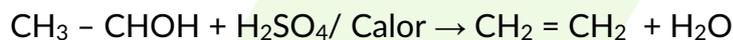
Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) 2-metilbut-2-eno + HBr → **2-bromo-2-metilbutano** / 2-bromo-3-metilbutano



Es una reacción de **adición** y el compuesto mayoritario es el **2-bromo-2-metilbutano**, y eso se debe a que se segun la regla de Markovnikov, el producto mayoritario en este tipo de reacciones es aquel en el que el átomo de hidrógeno se adiciona al carbono más hidrogenados (el menos sustituido).

b) Etanol + H₂SO₄/ Calor → **Eteno** + agua



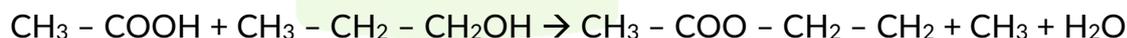
Es una reacción de **eliminación**, en este caso en concreto, como se trata de un alcohol en medio ácido, es una deshidratación. Se forma un doble enlace dando lugar a un alqueno (**eteno**) y agua.

c) Butan-1-ol + HCl → **1-clorobutano** + agua



Es una reacción de **sustitución** nucleófila, en donde se intercambia un H por un halógeno (el Cl) dando lugar a un halogenuro de alquilo

d) Ácido etanoico + Propan-1-ol → **etanoato de propilo** + agua



Es una reacción de **condensación**, más concretamente una **esterificación** entre un ácido y un alcohol, produciéndose un éster y agua.

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.

a) Hacemos el cuadro de equilibrio de la reacción en función de los moles iniciales de cada compuesto:

	SbCl_5	\rightleftharpoons	SbCl_3		Cl_2
Moles iniciales, n_0	n_0		-		-
Cambios para llegar al equilibrio (mol)	$-n_0\alpha$		$n_0\alpha$		$n_0\alpha$
Moles en equilibrio, n	$n_0 - n_0\alpha$		$n_0\alpha$		$n_0\alpha$

Sabemos por el enunciado que se ha disociado un 29'2%, por tanto $\alpha = 0'292$.

Como nos piden las presiones parciales de cada gas, utilizamos la expresión de Raoult:

$$P_i = P_T \cdot \chi_i$$

Y la fracción molar es: $\chi_i = \frac{n_i}{n_T}$

Sacamos los moles totales de la suma de todos los moles:

$$n_T = n_0 - n_0\alpha + n_0\alpha + n_0\alpha = n_0 + n_0\alpha = n_0(1 + \alpha)$$

Ya podemos calcular las fracciones molares de los gases de la reacción en equilibrio :

$$\chi_{\text{SbCl}_5} = \frac{n_{\text{SbCl}_5}}{n_T} = \frac{n_0(1 - \alpha)}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{1 - 0'292}{1 + 0'292} = 0'548$$

$$\chi_{\text{SbCl}_3} = \frac{n_{\text{SbCl}_3}}{n_T} = \frac{n_0\alpha}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{0'292}{1 + 0'292} = 0'226$$

$$\chi_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_T} = \frac{n_0\alpha}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{0'292}{1 + 0'292} = 0'226$$

Y a partir de las fracciones molares calculamos las presiones parciales:

$$P_{\text{SbCl}_5} = P_T \cdot \chi_{\text{SbCl}_5} = 1 \cdot 0'548 = \mathbf{0'548 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{SbCl}_3} = P_T \cdot \chi_{\text{SbCl}_3} = 1 \cdot 0'226 = \mathbf{0'226 \text{ atm}}$$

$$P_{Cl_2} = P_T \cdot \chi_{Cl_2} = 1 \cdot 0'226 = \mathbf{0'226 \text{ atm}}$$

b) Como en el apartado anterior hemos calculado las presiones parciales, a partir de esos datos obtenidos podemos calcular la K_p :

$$K_p = \frac{P_{SbCl_3} P_{Cl_2}}{P_{SbCl_5}} = \frac{0'226 \cdot 0'226}{0'548} = \mathbf{9'32 \cdot 10^{-2} \text{ atm}}$$

Y teniendo en cuenta la relación entre las constantes: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

La variación de moles es: $\Delta n = n_{\text{finales}} - n_{\text{iniciales}} = 2 - 1 = 1$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 9'32 \cdot 10^{-2} \text{ atm} (0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 455 \text{ K})^{-1} = \mathbf{2'5 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}}$$

c) Según el Principio de Le Chatelier, cuando en una reacción gaseosa se modifica la presión manteniendo constante la temperatura, se producirá un reajuste del sistema para reducir el efecto de dicha alteración y establecer un nuevo estado de equilibrio.

En este caso, debemos de saber que la presión y el volumen están inversamente relacionados

$$PV = nRT \rightarrow P = n/V RT.$$

De modo que al disminuir la presión, el volumen aumenta y si aumenta el volumen, la concentración molar desciende, con lo cual el sistema se reajustará yendo hacia donde más moles gaseosas hay, en el caso del enunciado hacia la derecha (productos).

d) Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de reacción pero no interviene en el equilibrio de la misma ya que no modifica ni el estado ni los valores de los componentes del equilibrio, por tanto, no se verá afectado.

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%.

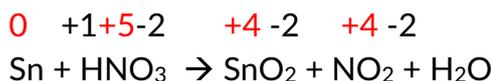
Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: $O = 16,0$; $Sn = 118,7$.

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

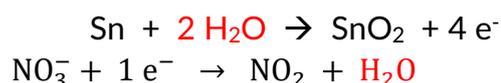
a) Escribimos la reacción:



Nos pide ahora que ajustemos las semirreacciones de oxidación y reducción. Para ello debemos saber quién se oxida y quién se reduce; en este caso vemos que se oxida el estaño y se reduce el nitrógeno:



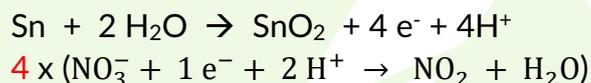
Ajustamos los oxígenos añadiendo agua, tanta como oxígenos hay, en el lado de la reacción donde menos oxígenos hay:



Ahora ajustamos los hidrógenos añadiendo protones:



b) Para obtener la reacción iónica debemos ajustar los electrones de ambas semirreacciones, vemos que en la oxidación se han movido $4 e^-$ y en la reducción solo 1, por lo tanto multiplicamos por 4 la semirreacción de reducción y así equilibramos los electrones:



Se suman las reacciones simplificando los electrones, los protones y las moléculas de agua, dándonos la **reacción iónica neta**:



Y a partir de la reacción iónica neta, se obtiene la **reacción molecular**, teniendo en cuenta que los protones se van directamente a la formación del ácido.



c) Podemos hacer este apartado de varias formas, bien utilizando las fórmulas que nos llevan a hacer cálculos químicos o bien por factores de conversión.

Empezamos por los **cálculos estequiométricos**:

Si tenemos Sn (100 gr) del 70% de riqueza, podemos decir que tenemos 70 gr de Sn puro:

$$\% \text{ riqueza} = \frac{\text{masa muestra}}{\text{masa pura}} \cdot 100 \rightarrow \%70 = \frac{100}{x} \cdot 100 \rightarrow \text{masa Sn puro} = 70 \text{ gr}$$

Calculamos ahora los moles de los 70 gr de Sn puro:

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{masa}}{Pm} = \frac{70 \text{ gr}}{118'7 \text{ gr/mol}} = 0'59 \text{ moles}$$

Ahora, tendremos en cuenta que el rendimiento de la reacción no ha sido del 100% sino del 90%, por tanto los moles obtenidos han sido:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{moles obtenidos}}{\text{moles teóricos}} \cdot 100 \rightarrow n^{\circ} \text{ obtenidos} = \frac{\text{rendimiento} \cdot n^{\circ} \text{ teóricos}}{100}$$

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{90 \cdot 0'59}{100} = 0'53 \text{ moles}$$

Como vemos en la reacción, la relación estequiométrica entre el Sn y el SnO₂ es 1:1, por tanto, si partimos de 0'53 moles de Sn, se obtendrán 0'53 moles de SnO₂, lo que nos ayuda a saber cuánta masa se obtendrá del SnO₂:

$$\text{Masa SnO}_2 = n^{\circ} \text{ moles} \cdot Pm = 0'53 \text{ moles} \cdot 150'7 \text{ gr/mol} = \mathbf{79'87 \text{ gr}}$$

Si usamos factores de conversión:

$$m(\text{Sn}) = 100 \text{ gr Sn}_{imp} \cdot \frac{70 \text{ gr Sn}_{puro}}{100 \text{ gr Sn}_{imp}} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}_{inicial}}{118'7 \text{ Sn}_{puro}} \cdot \frac{90 \text{ mol Sn}_{reacc}}{100 \text{ mol Sn}_{inicial}} \cdot \frac{1 \text{ mol SnO}_2}{1 \text{ mol SnO}_2} \cdot \frac{150'7 \text{ gr SnO}_2}{1 \text{ mol SnO}_2} = \mathbf{79'98 \text{ gr}}$$

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) Para ver el número de electrones enlazantes y de pares libres, utilizamos la norma del **Método de la repulsión entre pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV)**

- se suman los electrones de cada capa de valencia del átomo central y los electrones desapareados de los átomos unidos a él.
- el número total de electrones obtenidos se distribuyen en el número de direcciones que resulta de colocar un par de electrones por cada dirección. En el caso de que el átomo haya aportado 2 ó 3 e^- desapareados se situarán 2 ó 3 pares de e^- respectivamente

En el caso del BCl_3 :

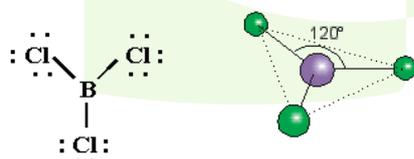
- $3 + (1 \cdot 3) = 6$
- $\frac{2 \cdot 3}{2} = 6 \rightarrow 3 \text{ direcciones} = 3 \text{ pares de electrones enlazantes}$
- Restamos = 0 $\rightarrow 0 \text{ electrones libres}$

En el caso del PCl_3 :

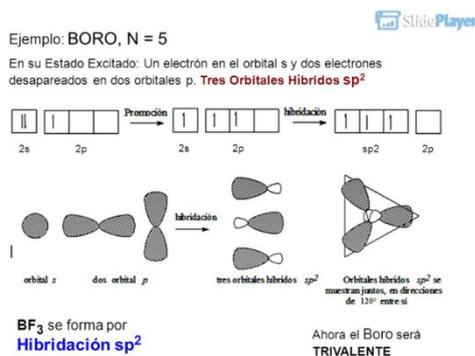
- $5 + (1 \cdot 3) = 8 \rightarrow 4 \text{ direcciones}$
- $\frac{2 \cdot 3}{2} = 6 \rightarrow 3 \text{ pares enlazantes}$
- Restamos = 2 $\rightarrow 2 \text{ electrones libres}$

b) en función de los datos que nos han dado en el apartado anterior, vemos que:

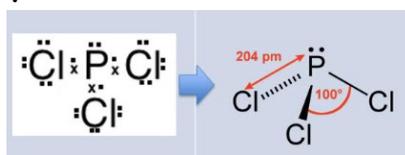
- BCl_3 tiene una geometría trigonal plana, con ángulos de 120°



En cuanto a la hibridación del átomo central, es una hibridación sp^2 ya que hibridan los electrones de los orbitales s y p.



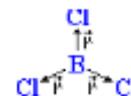
- PCl_3 tiene una geometría electrónica tetraédrica ya que tiene 3 pares enlazantes y 1 par no enlazante, siendo su geometría molecular, debido a los pares de electrones libres del P, piramidal con ángulos menor de 109° .



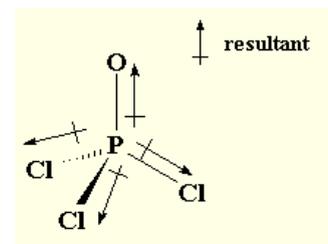
La hibridación del P aquí es sp^3 , ya que hibridan los orbitales s con los 3 p

c) Para determinar la polaridad de las moléculas, nos fijamos en la geometría de la molécula en concreto y en la suma de todos los momentos dipolares que se establecen entre los átomos que componen la molécula. El momento dipolar es una magnitud vectorial cuyo sentido va del elemento menos electronegativo al más electronegativo.

En el BCl_3 , se establece un momento desde el B a cada uno de los Cl y dada la geometría la suma de todos los momentos dipolares es cero; por lo tanto el BCl_3 es **APOLAR**.



El PCl_3 , por el contrario tiene momento dipolar distinto de cero dado que la suma entre los momentos que se establecen entre el P y cada uno de los cloros, no se anulan y además, al tener el fósforo un par de electrones desapareados, hace que los enlaces adyacentes se desplacen y por tanto hacen que la molécula sea **POLAR**.



d) En el caso del BCl_3 se establecen Fuerzas de Van der Waals y al ser apolares, las fuerzas son fuerzas de London o fuerzas de dispersión.

En el caso del PCl_3 , como es una molécula polar, se establecen fuerzas de Van der Waals, pero en este caso dipolo – dipolo instantáneo.

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-dihidroxitanoico.

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

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

El isómero de posición que resulta es el **2-cloropropano**: $\text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}_3$

b) En una reacción de sustitución, como su nombre indica, se sustituye un grupo con carga negativa (Cl^-) por otra (OH^-). En este caso pueden aparecer dos productos dependiendo del isómero que tenga la reacción:



1-propanol (propan-1-ol)



2-propanol (propan-2-ol)

c) Fórmulas:

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

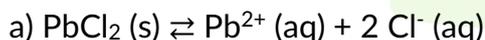
Etanoato de metilo: $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$

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

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) La K_s es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Teniendo en cuenta el dato de la K_s en mol/L, podemos sacar la solubilidad en dichas unidades:

$$s = \sqrt[3]{\frac{1'6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0'0159 \text{ mol/L}$$

Para dar la solución en g/L, sacamos el PM o Masa molecular del $\text{PbCl}_2 = 278'2 \text{ gr/mol}$ y a partir de aquí:

$$s = 0'0159 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 278'2 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 4'42 \text{ gr/L}$$

c) El KCl es una sal que se disocia en Cl^- y K^+ , con lo cual al añadirlo en la disolución del PbCl_2 , se produce el efecto del ion común (Cl^-) aumentando la concentración de dicho ion y produciendo un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda para compensar el aumento de la concentración de Cl^- , lo que hace que la solubilidad del PbCl_2 disminuya.

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

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) Como vemos en los datos que nos dan, el potencial de reducción es mayor en el caso de la plata que en el hierro, por tanto se está reduciendo la plata y oxidando el hierro; lo que nos indica que en el cátodo (donde se produce la reducción en la pila) estará la plata y en el ánodo (donde se produce la oxidación) se encontrará el hierro:

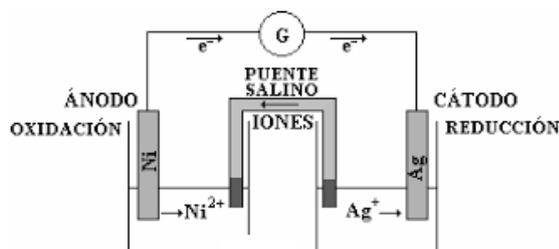
Semirreacción en el ánodo: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Semirreacción en el cátodo: $\text{Ag} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Los electrones salen del ánodo y se depositan en el cátodo.

b) $\Delta E^0 = E^0 \text{ cátodo} - E^0 \text{ ánodo} = 0'80 - (-0'44) = 1'24 \text{ v}$

c)



d) No pasa nada porque la plata, con los datos que tenemos, se reduce, no se oxida y aunque metamos más plata (la cuchara) el proceso inverso no se produciría de forma espontánea.

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 g·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) Lo vamos a calcular por medio de factores de conversión y mediante cálculos estequiométrico (como en la opción A).

Por factores de conversión:

$$V (NH_3)_{comercial} = 0'5L (D) \cdot \frac{0'1 \text{ mol } NH_3}{L (D)} \cdot \frac{17 \text{ g } NH_3}{\text{mol } NH_3} \cdot \frac{100 \text{ gr } D_{comercial}}{25 \text{ gr } D_{comercial}} \cdot \frac{1 \text{ mol } D_{comercial}}{0'9 \text{ gr } D_{comercial}}$$

$$= 3'77 \text{ ml } D_{comercial}$$

Por cálculos estequiométricos:

Tenemos una disolución con 500 ml de NH₃ 0'1 M, de ahí sacamos los moles:

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V$$

$$n^\circ \text{ moles} = 0'1 \cdot 0'5 \text{ L} = 0'05 \text{ mol/L}$$

La masa que hay en la disolución la calculamos a partir de estos moles:

$$n^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa}}{Pm} \rightarrow \text{masa} = n^\circ \text{ moles} \cdot Pm = 0'05 \text{ mol} \cdot \frac{17 \text{ gr}}{\text{mol}} = 0'85 \text{ gr}$$

En el enunciado nos dicen que el amoníaco comercial está al 25% de riqueza:

$$\% \text{ Riqueza} = \frac{\text{masa de la disolución}}{\text{masa total}} \cdot 100 \rightarrow 25 \% = \frac{0'85 \text{ gr}}{x} \cdot 100 \rightarrow \text{masa total}$$

$$= \frac{0'85 \cdot 100}{25} = 3'4 \text{ gr}$$

Y a partir de la densidad y con el dato de la masa total, obtenemos el volumen:

$$d = \frac{\text{masa}}{v} \rightarrow v = \frac{\text{masa}}{d} = \frac{3'4 \text{ gr}}{0'9 \text{ gr/ml}} = 3'77 \text{ ml}$$

b) Partimos de que el amoníaco es una base débil, lo que quiere decir que no se ioniza por completo:

Hacemos la tabla de equilibrio con los datos de las concentraciones:

	NH ₃	+ H ₂ O	⇌	NH ₄ ⁺	OH ⁻
Concentración inicial, C ₀	0'1	-		-	-
Concentración en equilibrio, C _{eq}	0'1(1 - α)	-		0'1α	0'1α

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{0'1\alpha \cdot 0'1\alpha}{0'1(1 - \alpha)} = \frac{0'1\alpha^2}{1 - \alpha} = 1'8 \cdot 10^{-5}$$

Dado que la constante de basicidad del amoníaco es muy baja, podemos despreciar α frente a 1 sin que cometamos un error de cálculo. De modo que:

$$\alpha = \sqrt{1'8 \cdot 10^{-4}} = 1'34 \cdot 10^{-2} M$$

Con el dato del grado de ionización, calculamos la concentración de hidróxidos de la disolución:

$$[OH^-] = 0'1\alpha = 0'1 \cdot 1'34 \cdot 10^{-2} = 1'34 \cdot 10^{-3} M$$

A partir de ahí, calculamos el pOH: pOH = -log [OH⁻] = -log 1'34 · 10⁻³ M = 2'87

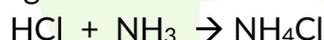
Y el pH es: pH = 14 - pOH → pH = 14 - 2'87 = **11'12**

c) Calculamos el nº de moles de ácido que se han añadido:

$$n^\circ \text{ moles HCl} = M \cdot V = 0'2 \cdot 250 \cdot 10^{-3} = 0'05 \text{ moles}$$

En el apartado a del ejercicio, calculamos los moles de NH₃ y nos daban 0'05 moles.

Esto quiere decir que se han neutralizado por completo el ácido y la base. La reacción neutralización es la siguiente:

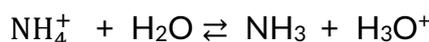


Esta sal procede de un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH₃), y cuando se disuelve nos da dos conjugados:



El Cl⁻ es una base conjugada débil ya que procede de un ácido fuerte y por ese motivo no puede producir hidrólisis.

El NH₄⁺ es un ácido conjugado fuerte ya que la base de la que procede es débil y en este caso sí se puede producir hidrólisis:



Se produce un exceso de protones y por lo tanto el pH de la hidrólisis de esta sal será

ÁCIDO. (pH < 7)