

Asignatura: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: 1h.30 min.

Opción A

- 1) a) **Definir** el concepto de entropía e indicar sus unidades en el Sistema Internacional.
b) **Razonar** si aumenta o disminuye la entropía en cada uno de los siguientes procesos: 1) disolución de azúcar en agua; 2) formación de amoníaco: $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)}$.
Puntuación máxima por apartado: 1 punto
- 2) a) Citar ejemplos de moléculas que contengan: 1) un carbono con hibridación sp ; 2) boro con hibridación sp^2 ; 3) carbono con hibridación sp^3 ; 4) nitrógeno con hibridación sp^3 .
b) Explicar brevemente por qué el agua disuelve a los compuestos iónicos mientras el CCl_4 no lo consigue.
Puntuación máxima por apartado: 1 punto
- 3) Para intentar neutralizar 250 mL de HNO_3 0,5 M se han añadido 150 mL de una disolución de NaOH 1 M.
a) ¿Se ha conseguido neutralizar la disolución? **Justificar** la respuesta.
b) Calcular el pH de la disolución final resultante.
Puntuación máxima por apartado: 1 punto
- 4) A 300 °C, la constante de equilibrio de la reacción: $COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ vale $K_c = 0,03$.
a) Calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio cuando, en un recipiente de 2 L, se introducen 23,8 g de fosgeno ($COCl_2$) y se calienta a 300 °C.
b) Calcular las presiones parciales de todos los gases en equilibrio.
Masas atómicas (u): C=12,0; O=16,0; Cl=35,5. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.
Puntuación máxima por apartado: 1 punto
- 5) La combustión de 0,4356 g de un compuesto orgánico oxigenado, de masa molar 60, origina 0,9580 g de CO_2 y 0,5218 g de H_2O . a) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?; b) Escribir las fórmulas semidesarrolladas de sus isómeros y nombrarlos.
Masas atómicas (u): H=1,0; C=12,0; O=16,0.
Puntuación máxima por apartado: 1 punto

PAU 2014 QUÍMICA EXTREMADURA JULIO

OPCIÓN A

1.

- a) Se define entropía como: *el grado de desorden de un sistema*.
Las unidades en el sistema internacional son: J/K (Julio / Kelvin)
- b) Por la definición podemos decir que la entropía aumenta cuando:
- Pasamos de estado sólido a líquido y a gaseoso.
 - Cuando aumenta el número de moles.

Teniendo esto en cuenta, al disolver azúcar en agua aumenta el desorden del sistema puesto que pasamos de un compuesto sólido (el azúcar) a una disolución líquida, donde las moléculas están más caóticamente distribuidas que en el sólido.

En la reacción dada en el segundo apartado pasamos de 4 moles estequiométricos gaseosos a 2 moles gaseosos, por lo que al haber menos moles hay menos desorden y por lo tanto la entropía disminuye.

2.

a)

- i. Un carbono con hibridación sp sólo tiene 2 enlaces σ , formado por los 2 orbitales sp , los otros 2 orbitales p del carbono que poseen electrones forman los orbitales π del triple enlace. La geometría de este enlace es lineal, por lo que un ejemplo es el etino: $H - C \equiv C - H$

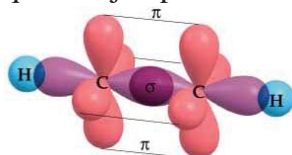


imagen tomada de la web quimitube.com

- ii. El boro cuando forma compuestos sin dobles enlaces se une a otros 3 átomos con enlaces σ , esta unión conlleva una hibridación sp^2 , ejemplo de esta hibridación es el borano: BH_3

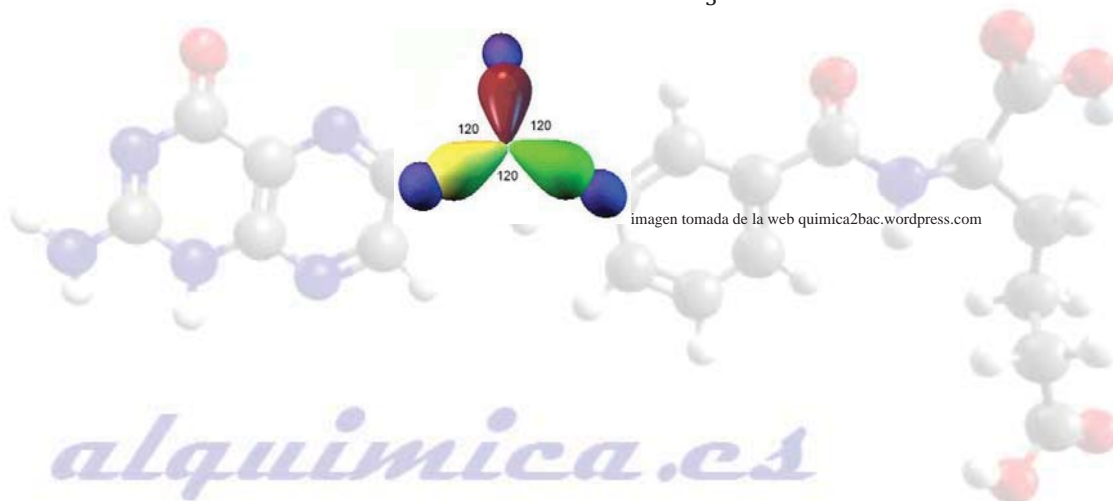


imagen tomada de la web quimica2bac.wordpress.com

- iii. El carbono cuando tiene hibridación sp^3 , posee 4 orbitales híbridos para formar enlaces. El ejemplo típico de un átomo de carbono con este tipo de hibridación es el metano CH_4

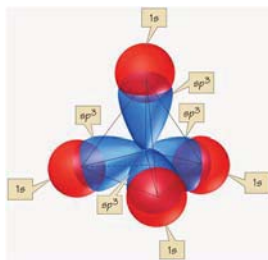


imagen tomada de la web www.thelastq.es

- iv. Finalmente una molécula donde el nitrógeno tenga hibridación sp^3 es el amoníaco: NH_3 . Aquí va a haber 3 orbitales σ formando enlaces con cada uno de los 3 orbitales $1s$ de los átomos de hidrógeno y el otro orbital sigma va a estar ocupado por un par de electrones no enlazantes del nitrógeno:

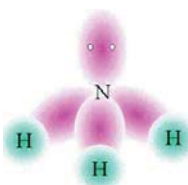
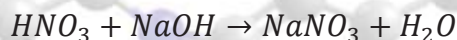


imagen tomada de la web quimica2bac.wordpress.com

- b) La propiedad que rige el poder de disolución de un disolvente es la polaridad. Para poder disolver una sustancia en un disolvente, ambos tienen que tener el mismo tipo de polaridad, así sustancias polares o con carga se disolverán en disolventes polares y sustancias apolares en disolventes apolares. Los compuestos iónicos en disolución se disocian en sus iones, por lo que en el disolvente que los disuelva debe haber una distribución de carga. Esto ocurre en los disolventes polares donde, debido a la distinta electronegatividad de sus átomos, existe un momento dipolar en los enlaces de la molécula, de tal manera que la distribución de esos momentos dipolares de enlace genera un momento dipolar en la molécula. Como hemos dicho, al ser el disolvente polar, puede solvatar a los iones del compuesto iónico y por lo tanto disolverlos.

3. Planteamos la reacción de neutralización que nos da el problema:



- a) Para ver si se ha conseguido neutralizar la disolución, como la reacción es 1:1 en cuanto a la estequiometría, determinamos los moles del ácido y de la base. Si hay más de la base que del ácido, el ácido nítrico se ha neutralizado:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} \rightarrow \text{moles} = M \cdot V$$

alquimica.es

$$\text{moles}_{\text{HNO}_3} = 0,5 \cdot 0,250 = 0,125 \text{ moles de HNO}_3$$

$$\text{moles}_{\text{NaOH}} = 1 \cdot 0,150 = 0,150 \text{ moles de NaOH}$$

Como $\text{moles}_{\text{NaOH}} > \text{moles}_{\text{HNO}_3}$ sí se ha neutralizado.

- b) Para determinar el pH de la disolución resultante, hay que conocer la concentración de hidróxido sódico final a partir de los moles sobrantes y el volumen total de la nueva disolución:

$$\text{moles}_{\text{NaOH sobrantes}} = 0,150 - 0,125 = 0,025 \text{ moles de NaOH}$$

$$V_{\text{Total}} = 0,250 + 0,125 = 0,375 \text{ L}$$

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{\text{moles}}{V(\text{L})} = \frac{0,025}{0,375} = 0,067 \text{ M}$$

Como tenemos una base, calcularemos primero el pOH y después el pH :



$$[\text{NaOH}] = [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,067 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(0,067) = 1,18$$

Finalmente, como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, calculamos el valor del pH :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 1,176 = 12,82$$

4. Como el problema nos da como dato la K_c , primeramente vamos a transformar los gramos en concentración para trabajar de manera correcta.

$$\text{a) } \text{moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molecular}} \rightarrow \text{moles} (\text{COCl}_2) = \frac{23,8 \text{ g}}{12+16+2 \cdot 35,5} = 0,24 \text{ moles}$$

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} = \frac{0,24}{2} = 0,12 \text{ M}$$

A continuación, planteamos el equilibrio químico:

	$\text{COCl}_{2(g)}$	\leftrightarrow	$\text{CO}_{(g)}$	$+ \text{Cl}_{2(g)}$
inicialmente	0,12		0	0
reacciona	x		-	-
Se forma			x	x
equilibrio	$0,12 - x$		x	x

Mediante la fórmula de la K_c obtenemos el valor de x y las concentraciones en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \rightarrow 0,03 = \frac{x \cdot x}{0,12 - x} \rightarrow x^2 + 0,03x - 0,0036 = 0$$

$$x = \begin{cases} -0,047 \text{ M} \rightarrow \text{no puede haber concentraciones negativas} \\ 0,0212 \text{ M} \rightarrow \text{correcta} \end{cases}$$

Por lo tanto, las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[CO] = [Cl_2] = x = 0,0212M$$

$$[COCl_2] = 0,12 - x = 0,0988M$$

- b) Para calcular las presiones parciales en el equilibrio emplearemos la fórmula que relaciona la presión total con la parcial a partir de la fracción molar.

$$P_A = X_A \cdot P_T$$

Para calcular la fracción molar, necesitamos conocer los moles de cada especie en el equilibrio, lo cual haremos a partir de la fórmula de la molaridad.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} \rightarrow \text{moles} = M \cdot V$$

$$\text{moles} \begin{cases} COCl_2 = 0,0988 \cdot 2 = 0,1976 \text{ moles} \\ CO = 0,0212 \cdot 2 = 0,0424 \text{ moles} \\ Cl_2 = 0,0212 \cdot 2 = 0,0424 \text{ moles} \end{cases}$$

Los moles totales son: $m_T = m_{COCl_2} + m_{CO} + m_{Cl_2} = 0,2824 \text{ moles}$

La presión total se calcula a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,2824 \cdot 0,082 \cdot (273 + 300)}{2} = 6,63 \text{ atm}$$

Finalmente. Calculamos las presiones parciales:

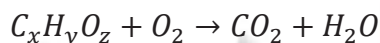
$$P_{COCl_2} = X_{COCl_2} \cdot P_T = \frac{m_{COCl_2}}{m_T} \cdot P_T = \frac{0,1976}{0,2824} \cdot 6,63 = 4,64 \text{ atm}$$

$$P_{CO} = X_{CO} \cdot P_T = \frac{m_{CO}}{m_T} \cdot P_T = \frac{0,0424}{0,2824} \cdot 6,63 = 0,995 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} = X_{Cl_2} \cdot P_T = \frac{m_{Cl_2}}{m_T} \cdot P_T = \frac{0,0424}{0,2824} \cdot 6,63 = 0,995 \text{ atm}$$

5.

- a) De forma general, podemos escribir, sin ajustar, la reacción de combustión del compuesto orgánico:



La cantidad de C en el dióxido de carbono y de H en el agua es la misma que en el compuesto original, calculando ésta, podemos determinar el oxígeno:

$$C \rightarrow 0,9580 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = 0,2613 \text{ g de C}$$

$$H \rightarrow 0,5218 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} = 0,0580 \text{ g de H}$$

$$O = 0,4356 - (0,2613 + 0,0580) = 0,1163 \text{ g de O}$$

Conocidos los gramos de cada elemento pasamos a calcular la proporción de cada componente en el compuesto orgánico:

$$C \rightarrow \frac{0,2613g}{12g/mol} = 0,0218 \text{ moles} \rightarrow \frac{0,0218}{0,0073} = 2,98 \cong 3$$

$$H \rightarrow \frac{0,0580g}{1g/mol} = 0,0580 \text{ moles} \rightarrow \frac{0,0580}{0,0073} = 7,94 \cong 8$$

$$O \rightarrow \frac{0,1163g}{16g/mol} = 0,0073 \text{ moles} \rightarrow \frac{0,0073}{0,0073} = 1$$

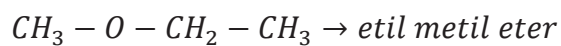
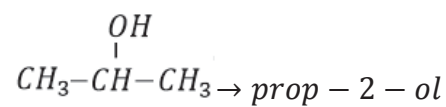
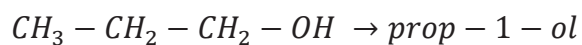
La fórmula empírica del compuesto es: $(C_3H_8O)_a$

Para determinar la fórmula molecular, calculamos a mediante la masa molecular del compuesto:

$$(12 \cdot 3 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 1) \cdot a = 60 \rightarrow 60a = 60 \rightarrow a = 1$$

Fórmula molecular: C_3H_8O

b) Las formas semidesarrolladas de sus isómeros y sus nombres son:





Prueba de Acceso a la Universidad de Extremadura

Curso 2013-14

Asignatura: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: 1h.30 min.

Opción B

- 1) Según la teoría de Brønsted-Lowry, ¿cuáles de las siguientes especies pueden actuar sólo como ácidos, sólo como bases y cuáles como ácidos y bases?: HSO_4^- ; SO_3^{2-} ; H_3O^+ ; HClO_4 ; S^{2-} ; HCO_3^- ; CO_3^{2-} y H_2PO_4^- .
- Puntuación máxima: 2 puntos
- 2) Para un determinado equilibrio químico, en fase gaseosa, se sabe que un aumento en la temperatura produce el desplazamiento de la reacción hacia la izquierda, mientras que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. Indicar, **razonadamente**, de cuál de estos tres equilibrios se trata:
- a) $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$, exotérmica; b) $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$, endotérmica; c) $2\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$, exotérmica;
- Puntuación máxima: 2 puntos
- 3) Un alcohol tiene una composición centesimal de 64,87% de C; 13,51% de H y 21,62% de O. Determinar:
- a) su fórmula empírica; b) su fórmula molecular sabiendo que cuando se vaporizan 18,50 g del alcohol, a 150 °C, ocupan un volumen de 8,8 L a la presión de 750 mm Hg; c) proponer dos isómeros de esta fórmula y nombrarlos.
- Masas atómicas (u): $H=1,0$; $C=12,0$; $O=16,0$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Puntuación por apartado: a) y b) 0,75 puntos; c) 0,5 puntos
- 4) Se dispone de una disolución acuosa de HNO_3 del 25% en masa y densidad $1,40 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
- a) ¿Cuál es la molaridad de la disolución?; b) ¿Qué volumen de esta disolución debe tomarse para preparar 5 L de disolución 0,01 M de HNO_3 ?
- Masas atómicas (u): $H=1,0$; $N=14,0$; $O=16,0$.
- Puntuación máxima por apartado: 1 punto
- 5) Se tiene una pila galvánica compuesta por una semipila de Fe^{2+}/Fe y otra de Co^{2+}/Co , en condiciones estándar.
- a) ¿Cuál de ellas es el ánodo y cuál es el cátodo y por qué?; b) ¿Qué reacción electroquímica se produce?; c) ¿Cuál es el reductor?; d) ¿Cuál es el potencial de la pila?
- Potenciales normales de reducción: $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$; $\text{Co}^{2+}/\text{Co} = -0,28 \text{ V}$.
- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

OPCIÓN B

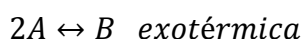
1. La teoría de Brønsted-Lowry establece que un ácido es toda aquella sustancia capaz de ceder protones y base la que es capaz de aceptarlos. Teniendo en cuenta las definiciones y las especies del problema, actuarán sólo como ácidos las especies que puedan ceder protones y no puedan captarlos (ácidos monopróticos o ácidos conjugados de bases), sólo como base las que puedan captar protones y no puedan ceder protones (bases conjugadas sin protones de ácidos) y como ácidos y bases el resto (iones de ácidos di o tripróticos que han perdido algún protón y le queda todavía al menos 1 en el ion):

- Sólo como ácidos: H_3O^+ y $HClO_4$
- Sólo como bases: SO_3^{2-} , S^{2-} y CO_3^{2-}
- Como ácidos y bases: HSO_4^- , HCO_3^- y $H_2PO_4^-$

2. El principio de Le Chatelier establece que si se somete a alguna perturbación un sistema que está en equilibrio, el sistema evoluciona hasta volver a alcanzarlo. Lo que puede variar en el equilibrio es la presión, el volumen, la temperatura y la concentración de alguna de las especies participantes.

Centrándonos en los dos factores del problema, un aumento de la temperatura hace que el equilibrio se desplace en el sentido en el que la reacción sea endotérmica, para “absorber” el calor extra. Un aumento de la presión hace que se desplace en el sentido que haya menos moles, para compensar la disminución de volumen que se produce por el aumento de presión.

Teniendo en cuenta el segundo factor, la reacción a la que se refiere el problema es la b) o la c), pues en ambas hay menos moles estequiométricos en los productos que en los reactivos. De entre esas 2, la única que es endotérmica hacia la izquierda es la c), por lo que la reacción buscada es:



3.

- a) A partir del % de cada elemento, pasamos a calcular la proporción de cada componente en el compuesto orgánico, suponiendo que partimos de 100 g:

$$C \rightarrow \frac{64,87g}{12g/mol} = 5,406 \text{ moles} \rightarrow \frac{5,406}{1,351} = 4$$

$$H \rightarrow \frac{13,51g}{1g/mol} = 13,51 \text{ moles} \rightarrow \frac{13,51}{1,351} = 10$$

$$O \rightarrow \frac{21,62g}{16g/mol} = 1,351 \text{ moles} \rightarrow \frac{1,351}{1,351} = 1$$

La fórmula empírica del compuesto es: $(C_4H_{10}O)_a$

- b) Para determinar la fórmula molecular, calculamos primeramente la masa molecular (M_M) a partir de la ecuación de los gases ideales y los datos que nos da el problema:

$$PV = nRT \rightarrow PV = \frac{g}{M_M} RT \rightarrow M_M = \frac{gRT}{PV}$$

$$M_M = \frac{18,50 \cdot 0,082 \cdot (273 + 150)}{(750/760) \cdot 8,8} = 73,89 \cong 74 \text{ g/mol}$$

Relacionando esta masa molecular con las masas atómicas de cada elemento del alcohol a través de la fórmula empírica, determinamos la fórmula molecular:

$$(4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 1 \cdot 16) \cdot a = 74 \rightarrow a = \frac{74}{74} = 1$$

La fórmula molecular es entonces: $C_4H_{10}O$

c) Dos posibles isómeros son:

- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH \rightarrow$ butan-1-ol (1-butanol)
- $CH_3 - CH_2 - CH_2OH - CH_3 \rightarrow$ butan-2-ol (2-butanol)

4.

a) Para calcular la molaridad vamos a suponer que partimos de 1 litro de disolución (el valor de la concentración será el mismo independientemente del volumen supuesto).

A partir de la densidad calculamos los gramos de disolución:

$$\rho = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Volumen (mL)}} \rightarrow \text{masa} = \rho \cdot V = 1,40 \cdot 1000 = 1400 \text{ g}$$

Para determinar cuántos gramos de la disolución son del soluto (HNO_3), operamos con la riqueza:

$$1400 \text{ g disolución} \cdot \frac{25 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g disolución}} = 350 \text{ g de } HNO_3$$

Seguidamente transformamos los gramos en moles:

$$\text{moles} = \frac{\text{gramos}}{M_M} = \frac{350}{1 + 14 + 3 \cdot 16} = 5,56 \text{ moles de } HNO_3$$

Finalmente, con esos moles y el litro de disolución que hemos supuesto calculamos la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{V_{\text{disolución(L)}}} = \frac{5,56}{1} = 5,56 \text{ M}$$

b) Vamos a calcular primero los moles que hay en la disolución que se quiere preparar. Esos moles serán los que tenemos que coger, y por lo tanto estén contenidos en un volumen determinado, de la disolución concentrada.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{V_{\text{disolución(L)}}} \rightarrow 0,01M = \frac{\text{moles}}{5 \text{ L}} \rightarrow \text{moles} = 0,05 \text{ moles de } HNO_3$$

Para calcular el volumen que hay que tomar de la disolución concentrada, volvemos a emplear la fórmula de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{V_{\text{disolución(L)}}} \rightarrow 5,56M = \frac{0,05 \text{ moles}}{V} \rightarrow V = \frac{0,05}{5,56} = 0,009 \text{ L} = 9 \text{ mL}$$

Este apartado también se puede hacer empleando la fórmula de la dilución:

$$C \cdot V = C' \cdot V' \rightarrow 0,01 \cdot 5 = 5,56 \cdot V' \rightarrow V' = \frac{0,05}{5,56} = 0,009 \text{ L}$$

Pero es más correcto hacerlo por el planteamiento sugerido.

5.

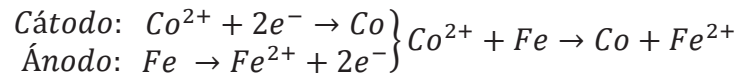
- a) El potencial de una pila tiene que ser siempre positivo para que funcione. El potencial se determina restando el potencial del cátodo menos el del ánodo.

$$E_{\text{pila}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

Para que esa operación de positivo, el potencial del cátodo tiene que ser siempre mayor que el del ánodo.

Considerando la anterior explicación, el cátodo es la semipila de Co^{2+}/Co y el ánodo la de hierro.

- b) Teniendo en cuenta que en el cátodo ocurre una reducción y en el ánodo una oxidación, la reacción electroquímica ajustada que se va a producir es:



- c) El reductor es la especie que se oxida, pues obliga a reducirse a la otra. En este caso, el que se oxida es el hierro.

- d) Para calcular el potencial de la pila, empleamos la ecuación del apartado a).

$$E_{\text{pila}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = -0,28 - (-0,44) = 0,16 \text{ V}$$

