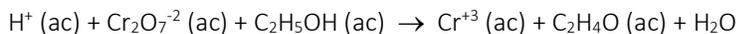


Seminario Electroquímica

Preguntas:

1) La siguiente reacción redox se emplea en solución ácida en la prueba de análisis del aliento para determinar el nivel de alcohol en sangre:



Identifique los elementos que sufren cambios en su estado de oxidación e indique el número de oxidación inicial y final.

2) ¿Cómo se puede utilizar una reacción química espontánea para generar una corriente eléctrica? ¿Qué es el potencial o FEM de una pila o celda galvánica? ¿Qué valores se tabulan en una tabla de potenciales estándar? ¿Cómo predice que una reacción redox será espontánea?

3) Si se introduce una lámina de cinc en una disolución de sulfato de cobre(II), CuSO_4 , se observa que el cobre se deposita en la lámina, se pierde el color azul de la disolución y la lámina de cinc se disuelve.

- Explique, razonadamente, este fenómeno.
- Escriba las reacciones observadas.

4) La ecuación de Nernst indica la dependencia entre la FEM de una pila y la concentración. En su forma más general

puede escribirse como: $E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$

- Identifique claramente en la expresión cada magnitud y constante.
- Obtenga la expresión con logaritmos decimales (log) y a 25°C.
- Escriba la ecuación de Nernst para la pila de Daniell
- Calcule la constante de equilibrio K_c para la pila de Daniell.

5) a) Empleando el diagrama de pila represente la pila de Daniell

b) ¿Qué es una pila de concentración? Escriba la ecuación de Nernst y calcule la FEM para la pila de concentración formada por Cu^{+2} 1.0 M y 0.010 M.

6) a) ¿En qué consiste una electrólisis? ¿cuándo se utiliza? De ejemplos. b) Enuncie las leyes de Faraday.

7) Discuta el proceso redox que tiene lugar en:

- pila seca, alcalina y de plata
- acumulador de Pb, pila níquel-cadmio y sodio-azufre
- pila de combustible y pila de ion litio
- corrosión, ánodo de sacrificio, pasivado, protección catódica

Problemas:

1) Equilibre las siguientes ecuaciones empleando el método del ión-electrón, identifique el agente oxidante y el agente reductor en cada reacción. Todas tienen lugar en medio ácido:

- $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}^- (\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{ac})$
- $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_3 (\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{+2} (\text{ac}) + \text{HSO}_4^- (\text{ac})$
- $\text{Br}_2 (\text{ac}) \rightarrow \text{BrO}_3^- (\text{ac}) + \text{Br}^- (\text{ac})$
- $\text{Fe}^{+2} (\text{ac}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{+3} (\text{ac}) + \text{Cr}^{+3} (\text{ac})$
- $\text{I}^- (\text{ac}) + \text{NO}_3^- (\text{ac}) \rightarrow \text{I}_2 (\text{ac}) + \text{NO} (\text{g})$

2) Equilibre las siguientes ecuaciones empleando el método del ión-electrón, identifique el agente oxidante y el agente reductor en cada reacción. Todas tienen lugar en medio básico:

- d) $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + \text{S}^{2-} (\text{ac}) \rightarrow \text{S} (\text{s}) + \text{MnO}_2 (\text{s})$
- e) $\text{N}_2\text{H}_4 (\text{g}) + \text{ClO}_3^- (\text{ac}) \rightarrow \text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}^- (\text{ac})$
- f) $\text{Cr}^{+3} (\text{ac}) + \text{MnO}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Mn}^{+2} (\text{ac}) + \text{CrO}_4^{2-} (\text{ac})$
- g) $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-} (\text{ac}) + \text{ClO}^- (\text{ac}) \rightarrow \text{PbO}_2 (\text{s}) + \text{Cl}^- (\text{ac})$

3) Escriba las hemireacciones y prediga la FEM de las siguientes pilas galvánicas:

- i) $\text{Ni}(\text{s}) \mid \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Ag}^+ (\text{ac}) \mid \text{Ag}(\text{s})$
- ii) $\text{C}(\text{graf}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{H}^+(\text{ac}) \parallel \text{Cl}^-(\text{ac}) \mid \text{Cl}_2(\text{g}) \mid \text{Pt}(\text{s})$

4) Identifique en la siguiente lista de reacciones aquellas que son espontáneas y para cada una de ellas identifique el agente oxidante y reductor y calcule la fem.

- a) $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{Br}^- (\text{ac}) \rightarrow 2\text{Cl}^- (\text{ac}) + \text{Br}_2 (\text{l})$
- b) $\text{Mg}^{+2}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg} (\text{s}) + \text{Cu}^{+2}(\text{ac})$
- c) $2 \text{NO}_3^- (\text{ac}) + 4 \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{+2}(\text{ac}) + 2 \text{NO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

5) Utilizando la tabla de potenciales estándar prediga cuales de las siguientes reacciones será espontánea.

- a) $\text{Al} (\text{s}) + \text{Pb}^{+2}(\text{ac}) \rightarrow$
- b) $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Sn}^{+2}(\text{ac}) \rightarrow$
- c) $\text{Cu}(\text{s}) + \text{HBr} (\text{ac}) \rightarrow$

6) Determine las constantes de equilibrio para las reacciones del problema 8).

7) El dicromato de potasio es un fuerte agente oxidante en medio ácido. En solución acuosa ácida oxida al sulfito de sodio a sulfato de sodio reduciéndose a Cr(III).

- a) Escriba y balancee la ecuación neta.
- b) Una muestra de 50 ml de solución de dicromato de potasio reacciona exactamente con 1,5 g de sulfito de sodio. Calcule la M de la solución de dicromato.

8) Se mezclan 20 g de MnO_2 de 70 % p/p con 10 ml de solución de HCl de 36 % p/p y densidad 1,18 g/ml. Calcule los gramos de Cl_2 formados.

9) a) ¿Cuánto tiempo se necesita para electrodepositar 1.50 g de plata metálica a partir de una solución de nitrato de plata(I) utilizando una corriente de 13.6 mA? b) Utilizando el mismo tiempo y la misma corriente ¿cuántos litros de O_2 (g) puede producirse a partir del agua a 298 K y 1.0 atm de presión?

10) En una neurona (célula nerviosa) la concentración de K^+ en el citoplasma es unas 20 a 30 veces mayor que en el espacio extracelular ¿qué diferencia de potencial espera medir entre el interior y el exterior de la célula? (considere que la diferencia de potencial se debe solamente al desequilibrio de iones potasio).