



# RÉDOX | QUÍMICA 2.º BACH

## EJERCICIOS

ALBA LÓPEZ VALENZUELA

..... Ajuste de reacciones RÉDOX .....

1. Asigna el número de oxidación a todos los átomos de las siguientes especies químicas:

- (a) **Elementos:** Na, Mg, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, S<sub>8</sub>, P<sub>4</sub>, C.
- (b) **Compuestos binarios:** NaCl, CaCl<sub>2</sub>, MnO, MnO<sub>2</sub>, NO, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NO<sub>2</sub>, BrF<sub>3</sub>, OF<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
- (c) **Compuestos ternarios:** HClO, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HNO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, FeSO<sub>4</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>.
- (d) **Iones:** H<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HS<sup>-</sup>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>.
- (e) **♣ Especiales:** NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, Cu<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, AuPO<sub>4</sub>, CuMnO<sub>4</sub>.
- (f) **♣ Compuestos orgánicos:** CH<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>Cl, CH<sub>3</sub>-CH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH, CH<sub>3</sub>-CO-CH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>-CHO, CH<sub>3</sub>-COOH.

♣ 2. ¿Cuál es el estado de oxidación de los carbonos señalados?

- (a) CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH  $\xrightarrow{\text{Oxidante}}$  CH<sub>3</sub>-CHO  $\xrightarrow{\text{Oxidante}}$  CH<sub>3</sub>-COOH
- (b) CH<sub>3</sub>-CHOH-CH<sub>3</sub>  $\xrightarrow{\text{Oxidante}}$  CH<sub>3</sub>-CO-CH<sub>3</sub>

3. En la reacción  $\text{Fe(s)} + 2\text{Ag}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Ag(s)}$ , indica cuál es la especie oxidante y cuál la especie reductora. Escribe, además, las semirreacciones de oxidación y reducción y los dos pares conjugados oxidante/reductor.

4. ¿Por qué en los procesos rédox no puede existir una única semirreacción de oxidación o de reducción?

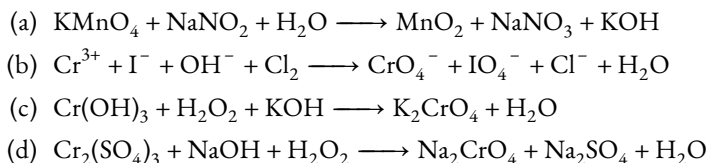
5. En las siguientes reacciones señala el oxidante y el reductor:

- (a)  $\text{Mg(s)} + \text{Cl}_2(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac})$
- (b)  $\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{F}^-(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- (c)  $\text{Zn(s)} + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- (d)  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

6. Ajusta las siguientes reacciones en medio ácido por el método del ion-electrón. Indica qué semirreacciones son de reducción y cuáles de oxidación.

- (a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
- (b)  $\text{Ca} + \text{AlCl}_3 \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Al}$
- (c)  $\text{MnO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- (d)  $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2$
- (e)  $\text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
- (f)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- (g)  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- (h)  $\text{KMnO}_4 + \text{Fe} + \text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- (i)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- (j)  $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{S} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- (k)  $\text{Zn} + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_4^+$
- (l)  $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- (m)  $\text{NO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + \text{I}_2$
- (n)  $\text{IO}_3^- + \text{HSO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
- (o)  $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- (p)  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2$

- ♣ 7. Ajusta las siguientes reacciones en medio básico por el método del ion-electrón. Indica qué semirreacciones son de reducción y cuáles de oxidación.



- ♣ 8. Determina el peso equivalente del oxidante en los siguientes procesos:



.....Estequiometría.....

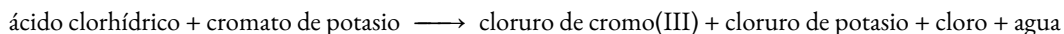
9. El dicromato de potasio oxida al yoduro de potasio en medio ácido sulfúrico originándose sulfato de potasio, sulfato de cromo(III) y yodo. A partir de la reacción completamente ajustada por el método de ion-electrón, indica qué volumen mínimo de disolución 0.1 M de dicromato potásico se necesita para obtener 5 g de yodo.

*Solución:* V=65.6 mL.

10. El permanganato de potasio oxida al sulfato de hierro(II) en medio ácido sulfúrico para dar sulfato de manganeso(II), sulfato de hierro(III) y agua. ¿Qué volumen de disolución 0.02 M de permanganato potásico se requiere para oxidar 40 mL de sulfato de hierro(II) de concentración 0.1 M?

*Solución:* V=40 mL

11. Dada la reacción:



- (a) Ajústala.  
 (b) Calcula el peso equivalente del oxidante y del reductor.  
 (c) Calcula el volumen de cloro que se obtiene a 700 mmHg y 30 °C, al reaccionar 150 mL de ácido clorhídrico del 35 % en masa y densidad 1.17 g/mL con cromato de potasio, sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 60 %.

*Solución:* V=5.11 L

12. El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico y se origina sulfato de sodio, sulfato de cromo(III) y yodo. ¿De qué normalidad será la disolución de yoduro de sodio, sabiendo que 30 mL de la misma necesitan para su oxidación 60 mL de una disolución que contiene 46 g/L de dicromato de potasio?

*Solución:* 1.88 N

13. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con bromuro de potasio para dar sulfato de potasio, bromo libre y dióxido de azufre y agua. Se pide:

- (a) Formular y ajustar las semirreacciones iónicas de oxidación y reducción y la reacción global completa.  
 (b) Determinar los equivalentes rédox del ácido sulfúrico y del bromuro potásico.  
 (c) El volumen en mL de bromo que se obtienen al tratar 50 g de bromuro potásico con ácido sulfúrico en exceso, sabiendo que la densidad del bromo es 2.9 g/mL.

*Solución:* V=11.6 mL

14. Se desea obtener cloro gas a partir de permanganato de potasio y ácido clorhídrico. Calcula el volumen de ácido clorhídrico 1/12 N que se gastará para obtener 200 mL de cloro gaseoso en c.n. y el volumen de disolución concentrada de clorhídrico de densidad 1.15 g/mL y del 37 % en peso, que se necesitan para obtener 5 L de la disolución anterior.

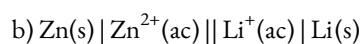
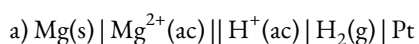
*Solución:* V=214 mL; V=35.7 mL

15. El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno (gas) dando azufre y monóxido de nitrógeno.
- Escribe la reacción ajustada.
  - Determina el volumen de sulfuro de hidrógeno medido a 60 °C y 1 atm de presión necesario para reaccionar con 500 mL de una disolución de ácido nítrico de concentración 0.2 M.

*Solución:* V=4.1 L

..... **Pilas electroquímicas o celdas galvánicas** .....

16. Dada la celda:  $\text{Sn(s)} | \text{Sn}^{2+}(\text{ac}) || \text{Ag}^+(\text{ac}) | \text{Ag(s)}$
- Indica el electrodo que actúa como ánodo, el que actúa como cátodo así como el sentido en el que circulan los electrones.
  - Escribe las dos semirreacciones que tienen lugar y calcula el potencial estándar de la celda así formada.
17. Calcula la fuerza electromotriz de la pila:  $\text{Cd(s)} | \text{Cd}^{2+}(1 \text{ M}) || \text{Ag}^+(1 \text{ M}) | \text{Ag(s)}$ . Indica las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la pila y escribe la reacción del proceso global.
18. Se construye una pila sumergiendo una varilla de Fe en una disolución 1 M de iones  $\text{Fe}^{2+}$  y una varilla de Cu en una disolución 1 M de iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Las dos semiceldas se separan mediante un puente salino que contiene KCl.
- Escribe las semirreacciones que tienen lugar, indicando qué electrodo actúa como ánodo, cuál como cátodo y la función que tiene el puente salino.
  - Calcula el potencial de la pila.
  - Escribe cómo representarías esta pila en notación simplificada.
19. Calcula el potencial de las siguientes pilas en notación simbólica e indica cuáles no están correctamente expresadas.



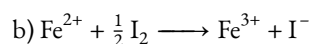
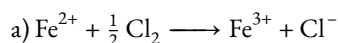
20. Indicar las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo y la fuerza electromotriz de las celdas galvánicas construidas con los siguientes electrodos:
- $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$  y  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.79 \text{ V}$
  - $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0.96 \text{ V}$  y  $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1.50 \text{ V}$
  - $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0.77 \text{ V}$  y  $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0.40 \text{ V}$
  - $E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2.71 \text{ V}$  y  $E^\circ(\text{PbCl}_2/\text{Pb}) = 0.27 \text{ V}$

21. El ácido nítrico en disolución 1 M reacciona con cadmio metálico produciendo nitrato de cadmio y monóxido de nitrógeno. Calcula el potencial normal de la reacción y deduce si se producirá esta reacción con cobre metálico en lugar de con cadmio. Indica los agentes oxidante y reductor en cada caso.

*Potenciales estándar de reducción (V):*  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$ : 0.96,  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ : -0.40,  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : 0.34

22. Utilizando los potenciales de la tabla adjunta, justifica la validez de las siguientes afirmaciones:
- El Cu reduce al ion  $\text{Ag}^+$ .
  - El polo negativo de una pila formada por un electrodo de plata y otro de cobre sería el electrodo de plata.
  - De todas las especies presentes en esta pila, el  $\text{Ag}^+$  es el oxidante más fuerte.
23. Utiliza la tabla de potenciales normales de electrodo y ordena las siguientes especies de menor a mayor carácter oxidante:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ .

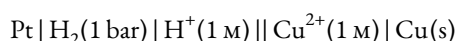
24. Indica cuál de los procesos rédox ocurren de forma espontánea (buscar los datos en las tablas de potenciales de reducción):



25. Razona si:

- (a) Se produce una reacción espontánea si se introduce aluminio en una disolución de sulfato de cinc.
- (b) ¿Se disolverá una cuchara de aluminio en una disolución de hierro(II)?
- (c) ¿Y una cuchara de hierro en una disolución de aluminio?

26. Dada la pila, a 298 K:



Indica cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

- (a) El potencial estándar de la pila es  $E^0 = 0.34 \text{ V}$ .
  - (b) El electrodo de hidrógeno actúa como cátodo.
  - (c) El ion cobre  $\text{Cu}^{2+}$  tiene más tendencia a captar electrones que el protón,  $\text{H}^+$ .
  - (d) En esta pila el hidrógeno sufre una oxidación.
27. [Química I, Grado en Biotecnología, UNEX] Razone, a la vista de los siguientes potenciales normales  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34 \text{ V}$ ;  $E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$ .
- (a) ¿Qué metal o metales desprenden hidrógeno al ser tratados con un ácido?
  - (b) ¿Qué metal o metales pueden obtenerse al reducir sus sales con hidrógeno?
  - (c) La reacción que tiene lugar al formar una pila con electrodos de cobre y de hierro.
  - (d) La reacción que se produce al construir una pila con electrodos de cinc y de hierro.

Solución: a) Fe, Zn; b) Cu; c)  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ ; d)  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$

..... Ecuación de Nernst .....

♣ 28. Calcula el potencial del electrodo  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  en una disolución  $10^{-2} \text{ M}$  de  $\text{Sn}^{2+}$ .

Solución:  $-0.199 \text{ V}$ .

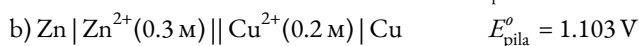
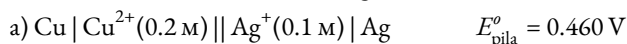
♣ 29. Sea la pila  $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}(1 \text{ M}) || \text{Cr}^{3+}(x \text{ M}) | \text{Cr}^{2+}(y \text{ M}) | \text{Pt}$ , calcular la relación de las concentraciones de cromo(II) y cromo(III) si el potencial de la celda es de  $0.1 \text{ V}$ . Datos:  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0.41 \text{ V}$ .

Solución:  $[\text{Cr}^{2+}]/[\text{Cr}^{3+}] = 0.066$

♣ 30. El potencial de la celda  $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+}(10^{-3} \text{ M}) || \text{H}^+(y \text{ M}) | \text{H}_2 | \text{Pt}$  es  $0.109 \text{ V}$ . Calcula el pH.

Solución:  $\text{pH} = 7.76$

♣ 31. [Química I, Grado en Biotecnología, UNEX] Calcular el voltaje de las células electroquímicas:



Solución: a)  $0.422 \text{ V}$ ; b)  $1.098 \text{ V}$ .

..... Celdas electrolíticas .....

32. Utiliza los datos de la tabla de potenciales de reducción, escribe las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo cuando se somete a electrolisis a las siguientes sales:  $\text{AlCl}_3$  y  $\text{NaCl}$ .
33. ¿Cuál es la *fem* mínima que debe tener una batería para lograr la electrolisis de las siguientes sustancias?:  $\text{KBr}$  en estado fundido,  $\text{CaI}_2$  en estado fundido y  $\text{Hg}_2\text{SO}_4$  en disolución acuosa.

*Solución:* 4 V; 3.41 V; 0.72 V.

34. En los ejemplos del ejercicio anterior indica:

- (a) Cuál es la oxidación y cuál la reducción.
- (b) Qué se descarga en el ánodo y qué en el cátodo.
- (c) De dónde a dónde fluyen los electrones.

35. Una disolución acuosa de sulfato de cinc se electroliza con una corriente continua de 10 A de intensidad. Al cabo de 15 minutos se han depositado 3.0485 g de cinc en el cátodo. Calcula el peso atómico del cinc.

*Solución:* 65.3 g/mol.

36. Una célula electrolítica contiene 1000 mL de una disolución de sulfato de cobre(II). Se hace pasar una corriente de 2 A durante 10 h, al cabo de las cuales se ha depositado todo el cobre. ¿Cuál será la molaridad de la disolución inicial de sulfato de cobre?

*Solución:* 0.37 M.

37. Dos cubas electrolíticas montadas en serie contienen disoluciones de nitrato de plata y de sulfato de cobre(II), respectivamente. Calcula los gramos de cobre que se depositarán en la segunda si en la primera se depositan 10 g de plata.

*Solución:* 2.92 g.

38. Al efectuar la electrólisis de una disolución de  $\text{HCl}$  se desprende cloro gaseoso en el ánodo. ¿Qué volumen de cloro se desprenderá en c.n. al pasar una carga de 50 000 C? Calcula el número de Avogadro.

*Solución:* 5.8 L;  $6.03 \cdot 10^{23}$ .

39. El magnesio es un metal muy ligero que forma parte de muchas aleaciones metálicas. Se obtiene por electrolisis de  $\text{MgCl}_2$  fundido, un producto que se extrae del agua del mar. Teniendo en cuenta los datos de potenciales, razona cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- (a) Para obtener Mg hay que utilizar una *fem* mayor de 5.08 V.
- (b) Cada vez que circula 1 F se depositan 12.15 g.
- (c) Cada vez que circula 1 F se depositan 35.5 g de cloro.
- (d) El magnesio se deposita en el cátodo.

40. En la electrólisis de una disolución acuosa que contiene sulfato de cinc y sulfato de cadmio se deposita todo el cinc y todo el cadmio, para lo cual se hace pasar una corriente de 10 A durante 2 h, obteniéndose una mezcla de ambos metales de 35.44 g. Calcula el % de cinc en la mezcla y la energía eléctrica producida en kWh sabiendo que la tensión es de 0.36 V.

*Solución:* 36.76 % Zn y  $7.2 \times 10^{-3}$  kWh.

41. Calcula la cantidad de sulfato de níquel(III) anhidro y el tiempo que ha de emplearse para recubrir una placa cuadrada de Fe de 8 cm de lado y espesor despreciable, por electrodeposición de una película de Ni de un espesor de una milésima de mm. La intensidad de corriente eléctrica empleada es 1.5 A y la densidad del Ni es 8900 kg/m<sup>3</sup>.

*Solución:* 0.39 g de  $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$  y 375 s.

## .....SELECTIVIDAD.....

42. [EBAU 2020, Extremadura] Sean los electrodos  $K^+/K$  y  $Zn^{2+}/Zn$ . Se pide:

- Realizar el esquema de una pila indicando cátodo y ánodo.
- Escribir las semirreacciones correspondientes y la reacción global. Calcular el potencial estándar de la pila.
- ¿Qué tipo de especie química se utilizaría para la construcción del puente salino? Justificar la respuesta.

Potenciales normales de reducción estándar:  $E^0(K^+/K) = -2.93\text{ V}$ ;  $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0.76\text{ V}$ .

Puntuación máxima por apartado: a) 0,60 puntos; b) 0,90 puntos; c) 0,50 puntos

43. [EBAU 2020, Extremadura] Sea la reacción  $NaNO_2 + NaMnO_4 + H_2SO_4 \rightleftharpoons MnSO_4 + NaNO_3 + Na_2SO_4 + H_2O$ ,

- Ajustar por el método del ión-electrón las semirreacciones y la reacción global.
- Indicar cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.
- Nombrar los siguientes compuestos de la reacción anterior:  $NaNO_2$ ;  $NaMnO_4$ ;  $MnSO_4$ ;  $NaNO_3$ .

Puntuación máxima por apartado: a) 1,0 punto; b) 0,40 puntos; c) 0,60 puntos

44. [EBAU 2020, Extremadura] Razonar y escribir las posibles reacciones que se produzcan cuando, en condiciones normales o estándar:

- se introduce una barra de cinc en una disolución acuosa de  $Pb^{2+}$ ;
  - se sumerge un trozo de plata metálica en una disolución acuosa de  $Pb^{2+}$ .
- $E^0(Ag^+/Ag) = 0.80\text{ V}$ ;  $E^0(Pb^{2+}/Pb) = -0.13\text{ V}$ ;  $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0.76\text{ V}$ .

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

45. [EBAU 2020, Extremadura] En una cuba electrolítica se tiene una disolución de  $CuCl_2$ .

- Calcular qué cantidad de carga (en Culombios) se necesita para obtener mediante electrólisis 1.27 g de Cu.
- Si se hace pasar una intensidad de 3 A por la cuba electrolítica se depositan 0.89 g de Cu. Determinar el tiempo (en minutos) que ha estado pasando la corriente.

Datos: 1 F (Faraday) = 96 500 C; Masa atómica (u): Cu = 63.5

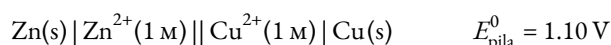
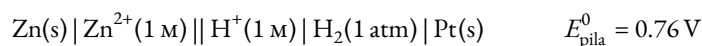
Puntuación máxima por apartado: 1 punto

46. [EBAU 2019, Extremadura] Para la siguiente reacción redox:  $MnO_2(s) + HCl(l) \rightleftharpoons MnCl_2(s) + Cl_2(g) + H_2O(l)$

- Determinar la especie que se oxida y la que se reduce.
  - Ajustar la ecuación por el método del ion-electrón.
  - Calcular la masa (en gramos) de  $MnO_2$  necesaria para producir 50 L de  $Cl_2(g)$  medidos a 1.5 atm y 350 K.
- $R = 0.082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$ ; Masas atómicas (u):  $Mn=54.94$ ;  $O=16$ .

Puntuación máxima por apartado: a) 0.5 puntos; b) 0.75 puntos; c) 0.75 puntos

47. [PAU 2010, Extremadura] Sabiendo que:



Calcule los siguientes potenciales estándar de reducción: a)  $E^0(Zn^{2+}/Zn)$ , b)  $E^0(Cu^{2+}/Cu)$ .

48. [PAU 2010, Extremadura] El  $K_2Cr_2O_7$  reacciona con el NaI en medio  $H_2SO_4$ , produciéndose  $I_2$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$  y  $H_2O$ .

- Ajuste la reacción correspondiente por el método del ion-electrón e indique la naturaleza de las semirreacciones.
- 50 mL de una disolución de  $K_2Cr_2O_7$  que contiene 25 g/L de soluto reaccionan exactamente con 40 mL de una disolución de NaI. Calcule la concentración de esta disolución.

49. [PAU 2008, Extremadura] Se sabe que el ion  $\text{MnO}_4^-$  oxida el hierro(II) a hierro(III), en presencia de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , reduciéndose a  $\text{Mn(II)}$ .

a) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global.

b) ¿Qué volumen de  $\text{KMnO}_4$  0.02 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0.1 M de  $\text{FeSO}_4$  en disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

50. [PAU 2006, Extremadura] La reacción química global de la pila Cu-Zn se puede escribir:  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

Los potenciales normales de reducción son:  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0.763 \text{ V}$  y  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0.337 \text{ V}$ . La intensidad de corriente que circula por esta pila durante una hora es de 45.0 mA. Se pide:

a) Semirreacciones anódica y catódica y el valor de la fuerza electromotriz de la pila.

b) La masa de cobre depositada.

# Potenciales Estándar de Reducción a 25 °C

| SEMIRREACCIÓN  | $E^{\circ}(\text{V})$ |
|--|-----------------------|
| $\text{Li}^{+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$   | -3.05                 |
| $\text{K}^{+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{K}(\text{s})$   | -2.93                 |
| $\text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Ba}(\text{s})$   | -2.90                 |
| $\text{Sr}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Sr}(\text{s})$   | -2.89                 |
| $\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Ca}(\text{s})$   | -2.87                 |
| $\text{Na}^{+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$   | -2.71                 |
| $\text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$   | -2.37                 |
| $\text{Be}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Be}(\text{s})$   | -1.85                 |
| $\text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 3e^{-} \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$   | -1.66                 |
| $\text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Mn}(\text{s})$   | -1.18                 |
| $2\text{H}_2\text{O} + 2e^{-} \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^{-}(\text{ac})$  | -0.83                 |
| $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$   | -0.76                 |
| $\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3e^{-} \longrightarrow \text{Cr}(\text{s})$   | -0.74                 |
| $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$   | -0.44                 |
| $\text{Cd}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Cd}(\text{s})$   | -0.40                 |
| $\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$   | -0.31                 |
| $\text{Co}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Co}(\text{s})$   | -0.28                 |
| $\text{Ni}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$   | -0.25                 |
| $\text{Sn}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$   | -0.14                 |
| $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Pb}(\text{s})$   | -0.13                 |
| $2\text{H}^{+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$   | 0.00                  |
| $\text{Sn}^{4+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{ac})$   | +0.13                 |
| $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{Cu}^{+}(\text{ac})$   | +0.15                 |
| $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + 4\text{H}^{+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$                            | +0.20                 |
| $\text{AgCl}(\text{s}) + e^{-} \longrightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^{-}(\text{ac})$   | +0.22                 |
| $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$   | +0.34                 |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^{-} \longrightarrow 4\text{OH}^{-}(\text{ac})$  | +0.40                 |
| $\text{I}_2(\text{s}) + 2e^{-} \longrightarrow 2\text{I}^{-}(\text{ac})$   | +0.53                 |
| $\text{MnO}_4^{-}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^{-} \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^{-}(\text{ac})$                          | +0.59                 |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^{+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$   | +0.68                 |
| $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$  | +0.77                 |
| $\text{Ag}^{+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$   | +0.80                 |
| $\text{Hg}_2^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow 2\text{Hg}(\text{l})$  | +0.85                 |
| $2\text{Hg}^{2+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(\text{ac})$  | +0.92                 |
| $\text{NO}_3^{-}(\text{ac}) + 4\text{H}^{+}(\text{ac}) + 3e^{-} \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$                               | +0.96                 |
| $\text{Br}_2(\text{l}) + 2e^{-} \longrightarrow 2\text{Br}^{-}(\text{ac})$   | +1.07                 |
| $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^{+}(\text{ac}) + 4e^{-} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$   | +1.23                 |
| $\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^{+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}$                             | +1.23                 |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 14\text{H}^{+}(\text{ac}) + 6e^{-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 7\text{H}_2\text{O}$            | +1.33                 |
| $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2e^{-} \longrightarrow 2\text{Cl}^{-}(\text{ac})$   | +1.36                 |
| $\text{Au}^{3+}(\text{ac}) + 3e^{-} \longrightarrow \text{Au}(\text{s})$   | +1.50                 |
| $\text{MnO}_4^{-}(\text{ac}) + 8\text{H}^{+}(\text{ac}) + 5e^{-} \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 4\text{H}_2\text{O}$                        | +1.51                 |
| $\text{Ce}^{4+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{ac})$  | +1.61                 |
| $\text{PbO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^{+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$ | +1.70                 |
| $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + 2\text{H}^{+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  | +1.77                 |
| $\text{Co}^{3+}(\text{ac}) + e^{-} \longrightarrow \text{Co}^{2+}(\text{ac})$  | +1.82                 |
| $\text{O}_3(\text{g}) + 2\text{H}^{+}(\text{ac}) + 2e^{-} \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$                           | +2.07                 |
| $\text{F}_2(\text{g}) + 2e^{-} \longrightarrow 2\text{F}^{-}(\text{ac})$   | +2.87                 |

Fuerza oxidante creciente

Fuerza reductora creciente