

EJERCICIOS REDOX

1. Dada a reacción redox:



- Axusta a ecuación iónica polo método do ión-electrón.
- Calcula o volume de SO_2 , medido a 1,2 atm y 27 °C que reacciona completamente con 500 cm³ de una disolución de concentración 2,8 mol/dm³ de KMnO_4 .
(Sol b) $V = 71,8 \text{ dm}^3$)

2. No laboratorio pódese preparar cloro gas facendo reaccionar permanganato de potasio sólido con ácido clorhídrico concentrado. No transcurso desta reacción redox fórmase cloro, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio e auga.

- Escribe e axusta a reacción molecular mediante o método do ión-electrón.
- Calcula o volume de cloro gas, a 20 °C e 1 atm (101,3 kPa), que se obtén ao facer reaccionar 10 cm³ de ácido clorhídrico concentrado do 35,2 % en masa e densidade 1,175 g/cm³ cun exceso de permanganato de potasio.
(Sol $V = 0,853 \text{ dm}^3$)

3. Realízase a electrólise dunha disolución de cloruro de ferro(III) facendo pasar unha corrente de 10 amperes durante 3 horas. Calcula:

- Os gramos de ferro depositados no cátodo.
- O tempo que tería que pasar a corrente para que no ánodo se desprendan 20,5 L de Cl_2 gas medidos a 25 °C de temperatura y 1 atm de presión.
(Sol.: a) $m = 20,8 \text{ g Fe}$; b) $t = 4,5 \text{ h}$)

4. Indica razoadamente o que sucederá se a unha disolución de FeSO_4 lle engadimos:

- Trozos de cinc.
- Limaduras de cobre.

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

5. Unha pila está formada polos eléctrodos: Al^{3+}/Al ($E^\circ = 1,67 \text{ V}$) e por Au^{3+}/Au ($E^\circ = 1,42 \text{ V}$). Indica:

- Semirreaccións que teñen lugar en cada electrodo.
- Reacción global.
- Forza electromotriz de la pila.
- Representación simbólica de la pila
- Fai un debuxo da pila que se construíría indicando ánodo, cátodo e sentido dos electróns.

6. Unha mostra dun metal disólvese en ácido clorhídrico e realízase a electrólise da disolución. Cando pasaron pola célula electrolítica 3215 C, encóntranse que no cátodo depositáronse 1,74 g de metal. Calcule:

- a) A carga do ión metálico.
- b) O volume de cloro desprendido medido en condicións normais.

Dato: a masa atómica do metal é 157,2

(Sol +3; 0,32 L)

7. Para pratear unha pulseira colocada como cátodo, faise pasar unha corrente de 0,5 A durante 2 horas a través dun litro de disolución de nitrato de prata 0,1 M.

- a) Calcular o peso de prata metálica depositada na pulseira.
- b) Calcula a concentración de ión prata que queda finalmente na disolución.
- c) Calcula cantos moles de electróns circularon.
- d) Razona, si se depositará a mesma cantidade de moles de ouro se a disolución fose de $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$.

(Sol a) 4,03 g; b) $6,27 \cdot 10^{-2}$ M; c) $3,73 \cdot 10^{-2}$)

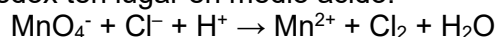
8. Na electrólise dunha disolución de NaCl,

a) Que volume de cloro se obtén, medido a 27 °C e 670 mm de Hg de presión, ao pasar unha corrente de 200 amperios durante 12 horas?

b) Cantos electróns circularon?

(Sol 1249 L; $5,39 \cdot 10^{25}$ e-)

9. A seguinte reacción redox ten lugar en medio ácido:



Indica, razoando a resposta, a veracidade ou falsidade das afirmacións seguintes:

- a) O Cl^- é o axente redutor
- b) O MnO_4^- experimenta unha oxidación.
- c) Na reacción, debidamente axustada, fórmanse 4 moles de H_2O por cada mol de MnO_4^-
- d) O MnO_4^- tamén pode transformarse en Mn^{2+} en ácido nítrico.

10. La notación dunha pila electroquímica é: $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} (1 \text{ M}) || \text{Ag}^+ (1 \text{ M}) | \text{Ag}$.

- a) Calcula o potencial estándar da pila.
- b) Escribe e axusta a ecuación química para a reacción que ocorre na pila.
- c) Indica a polaridade dos eléctrodos e o sentido de circulación dos electróns.
- d) Razona quen actúa de oxidante e quen de redutor.

DATOS: $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36 \text{ V}$ $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$.

11. Utilizando os valores dos potenciais de redución estándar, xustificando a resposta brevemente, predicir se algunha das seguintes reacciónes se producirá de forma espontánea:

DATOS: $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

- a) $\text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Fe} + \text{Cu}^{2+}$
- b) $\text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cu}^{2+}$
- c) $\text{Fe} + \text{Cd} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cd}^{2+}$
- d) $\text{Fe}^{2+} + \text{Cd} \rightarrow \text{Fe} + \text{Cd}^{2+}$

12. Para pratear un obxecto estimouse que é necesario depositar 40 g de prata.

a) Si se realiza a electrólise dunha disolución acuosa de sal de Ag^+ cunha corrente de 2 A, canto tempo se tardará en realizar el prateado?

b) Cantos moles de electróns son necesarios?

c) Coa mesma cantidade de electróns cantos gramos de Au se depositarán, si se realiza a electrólise cunha disolución acuosa de sal de Au^{3+} ?

d) Para que se deposite a mesma cantidade de moles de ouro que os que se depositaron de prata, razoa se hai que aumentar ou diminuír a cantidade de electróns que circulen pola disolución?

(Sol 17870 s; 0,37; 24,3 g)