

CONTROL REDOX

En las soluciones que se describen, se dan las soluciones de las preguntas de elegir una o varias opciones en **rojo**. Las soluciones de texto se dan en **verde**. En el caso de una respuesta de descripción larga, lo importante es describir la idea de forma acertada, no de manera literal a como aquí se indica. Los comentarios o cálculos que deben hacerse en las preguntas de cálculo, pero que no se pide que se indiquen expresamente, se dan en **marrón**.

- 1- El número de oxidación del Mn en el K_2MnO_4 es
+6 Esto es porque debe cumplirse $2 \cdot 1 + x + 4 \cdot (-2) = 0$, así que $x = 8 - 2 = +6$
- 2- Un elemento se reduce cuando
 - Su número de oxidación se hace mayor
 - **Su número de oxidación se hace menor**
 - Su número de oxidación se hace negativo
- 3- Una sustancia es un oxidante
 - Cuando esta sustancia se oxida
 - **Cuando esta sustancia oxida a otra**
 - Cuando esta sustancia se combina con el oxígeno
- 4- En el proceso: $H_2S \rightarrow H_2SO_4$
 - El azufre se reduce
 - **El azufre se oxida**
 - No hay proceso redox
- 5- En el proceso: $H_2S \rightarrow H_2SO_4$
 - El azufre gana 8 electrones
 - El azufre pierde 6 electrones
 - **El azufre pierde 8 electrones**
- 6- Ajusta la reacción redox siguiente en medio ácido: $Sn + HNO_3 \rightarrow Sn(NO_3)_2 + NO_2$
Oxidación: $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2 e^-$
Reducción: $NO_3^- + 2 H^+ + 1 e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$
Sumando la primera con el doble de la segunda: $Sn + 2 NO_3^- + 4 H^+ \rightarrow Sn^{2+} + 2 NO_2 + 2 H_2O$
Añadiendo los iones nitrato que faltan, dado que el H^+ procede del nítrico:
 $Sn + 4 HNO_3 \rightarrow Sn(NO_3)_2 + 2 NO_2 + 2 H_2O$
- 7- Escribe las dos semirreacciones que tienen lugar en el proceso: $Fe^{2+} + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$
Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1 e^-$
Reducción: $Cl_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^-$
- 8- En una pila, el cátodo es
 - **El electrodo con carga positiva**
 - El electrodo con carga negativa
 - El electrodo sumergido en medio ácido
- 9- Indica en qué consiste un electrodo de gas
Es un electrodo en el que se hace burbujear un gas a presión dentro de un tubo que está inmerso en una disolución que contiene un anión de ese gas y la corriente se intercambia con el gas por medio de un alambre metálico con un electrodo de platino que facilita este intercambio.
- 10- La función de un puente salino en una pila es
 - Ajustar la osmolaridad entre las disoluciones de los dos electrodos

- Permitir que se cierre el circuito transportando carga eléctrica
- Hacer que reaccionen los iones formados en los electrodos

11- Los potenciales de un electrodo

- Tienen un valor absoluto
- Solo se pueden medir frente a otro de referencia
- Son siempre positivos

12- En una pila

- El cátodo tiene un potencial mayor que el ánodo
- El ánodo tiene un potencial mayor que el cátodo
- Los dos electrodos tienen igual potencial

13- En una pila (marca todas las respuestas que sean válidas)

- Ambos electrodos pueden tener potenciales normales de reducción de igual signo
- Ambos electrodos pueden tener potenciales normales de reducción de signo contrario
- Cada electrodo debe tener un potencial normal de reducción de un signo contrario
- Ningún electrodo puede tener un potencial de reducción igual a cero

14- Indica cuál será el ánodo y cuál el cátodo de una pila formada por un electrodo de Ag ($E^0 = +0,8 \text{ V}$) y otro de Cu ($E^0 = +0,34 \text{ V}$)

En una pila el ánodo (electrodo donde se produce la oxidación) es el electrodo con menor potencial normal de reducción y el cátodo el que tenga el potencial normal de reducción mayor. En este caso es evidente que el ánodo será el electrodo de Cu y el cátodo el electrodo de Ag.

15- Indica, con un razonamiento breve, si el Fe se oxidará al sumergirlo en una disolución de sulfato de cinc. $E^0 (\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}) = -0,44$; $E^0 (\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}) = -0,77 \text{ V}$

Debemos ver si la reacción $\text{Fe} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Zn}$ es espontánea. Si consideramos los potenciales de oxidación del Fe y el de reducción del Zn, el potencial de la pila formada que cumple esta reacción tendrá un valor $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = -0,77 \text{ V} - (-0,44 \text{ V}) = -0,33 \text{ V}$. Como este valor es negativo, la reacción no puede ocurrir.

16- Indica, con un razonamiento breve, si es espontáneo o no el proceso $2 \text{ I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ Cl}^- + \text{I}_2$ (consulta la tabla de la página 182 del texto).

Igual que en el ejercicio anterior: Se reduce la especie con mayor potencial normal de reducción y se oxida la de menor potencial normal de reducción. Los potenciales son: $E^0 (\text{I}_2 \rightarrow \text{I}^-) = +0,54$; $E^0 (\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$, así que efectivamente el yodo se oxida y el cloro se reduce y la reacción es espontánea.

17- Construimos una pila con un electrodo de aluminio sumergido en sulfato de aluminio y otro electrodo de Zn sumergido en sulfato de Zn. Determina cuál es el ánodo, cuál el cátodo y el valor del potencial de la pila. Consulta la tabla de la página 182 del texto.

Los potenciales normales implicados son: $E^0 (\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ y $E^0 (\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}) = -0,77 \text{ V}$. El Al tiene un potencial menor que el Zn, así que el Al se oxida y el Zn se reduce:

El electrodo de Al es el ánodo y el electrodo de Zn es el cátodo.

El potencial de la pila es $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = -0,77 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = +0,90 \text{ V}$.

18- En un proceso de electrólisis (marca todas las opciones correctas)

- El ánodo es el electrodo positivo
- El ánodo es el electrodo negativo
- La corriente fluye del ánodo al cátodo
- La corriente fluye del cátodo al ánodo
- En el cátodo se produce la oxidación
- En el cátodo se produce la reducción

19- En una electrólisis de una sal metálica.

- El metal se obtiene depositado en el ánodo
- El metal se obtiene depositado en el cátodo
- El anión se obtiene en forma gaseosa

20- Si por una cuba electrolítica que contiene Ag^+ y circula una corriente de 1 A durante 1 h se habrá depositado

- 1 mol de Ag
- 3600 mol de Ag
- $3600 / F$ mol de Ag

21- Se conectan en serie dos cubas electrolíticas, una que contiene Cu^{2+} y otra que contiene Au^{3+} . Las cantidades depositadas de Cu y Au cumplen:

- La masa de Au respecto de la masa de Cu está en una relación 3 / 2
- La masa de Au respecto de la masa de Cu está en una relación 2 / 3
- Los moles de Au respecto de los moles de Cu está en una relación 3 / 2
- Los moles de Au respecto de los moles de Cu está en una relación 2 / 3

22- Escribe la semirreacción de oxidación del agua oxigenada en medio ácido



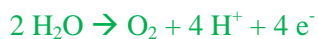
23- Calcula la masa de plata depositada cuando por una cuba electrolítica que contiene nitrato de plata circula una corriente de 1,5 A durante 15 minutos (solo indica el resultado, expresado en miligramos)

Aplicando la fórmula de Faraday:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{F \cdot n_e} = \frac{107,9 \cdot 1,5 \cdot (15 \cdot 60)}{96500 \cdot 1} = 1,509 \text{ g}$$

1509 mg

24- Escribe la semirreacción de electrólisis del agua en el ánodo.



25- En la producción industrial del aluminio, se realiza la electrólisis del Al_2O_3 fundido usando un ánodo de grafito. ¿Qué sustancia se produce en el ánodo?

El grafito es la sustancia que se oxida, no el anión óxido, se forma CO_2 gas. (Consulta este ejemplo en el blog)