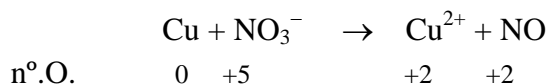


EJERCICIOS RESUELTOS DE REDOX

1. Al hacer reaccionar cobre metálico con ácido nítrico diluido se obtiene monóxido de nitrógeno y nitrato de cobre (II).

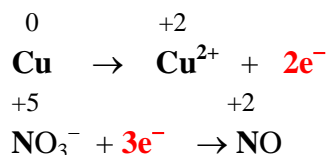
Plantee, iguale y complete la ecuación redox correspondiente, tanto la ecuación iónica como la molecular.



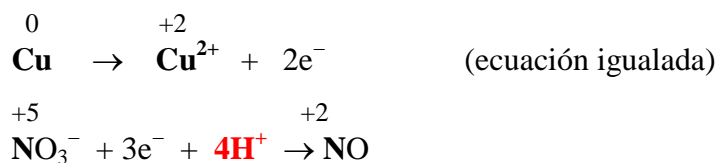
Etapla 1 Cu se oxida, NO₃⁻ se reduce

Etapla 2 Cu⁰ → Cu²⁺ (semireacción de oxidación)
 NO₃⁻ → NO (semireacción de reducción)

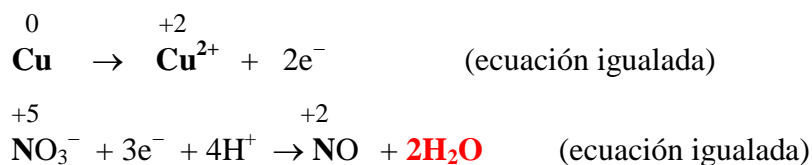
Etapla 3 a. Agregar electrones para igualar la carga del átomo que cambia



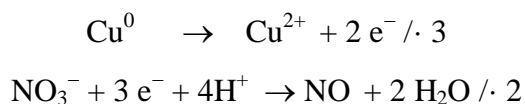
b. Agregar H⁺ para igualar las cargas generadas



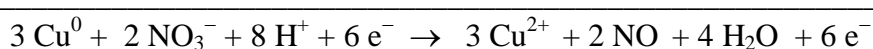
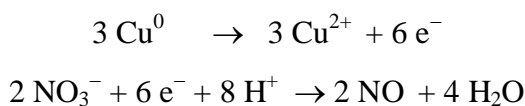
c. Agregar moléculas de agua para equilibrar la reacción



Etapla 4 a. Igualar número de electrones

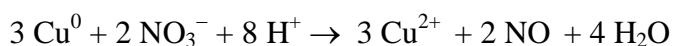


b. Sumar miembro a miembro

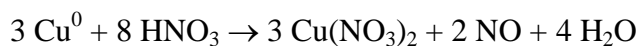


Solución

Ecuación iónica:

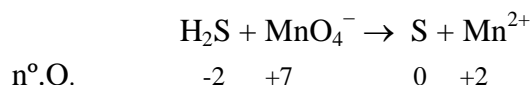


Ecuación molecular:



2. El sulfuro de hidrógeno es oxidado a azufre elemental, en medio ácido, por el permanganato de potasio, obteniéndose, además, dióxido de manganeso.

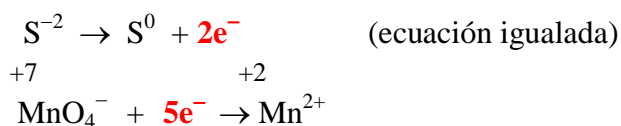
Plantee, iguale y complete la ecuación química correspondiente, tanto en forma iónica como molecular, suponiendo que el ácido utilizado es el ácido clorhídrico.



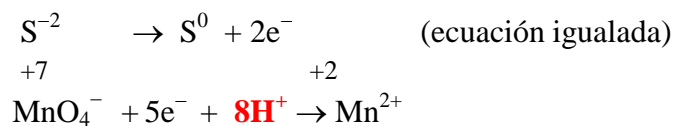
Etapa 1: S^{-2} se oxida, MnO_4^- se reduce

Etapa 2: $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$ (semireacción de oxidación)
 $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ (semireacción de reducción)

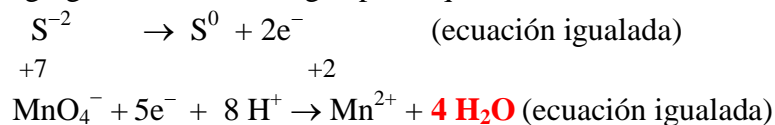
Etapa 3: a. Agregar electrones para igualar la carga del átomo que cambia:



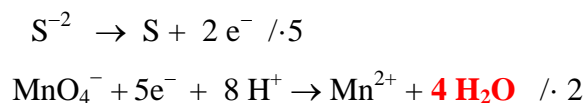
b. Agregar H^+ para igualar las cargas generadas



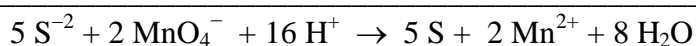
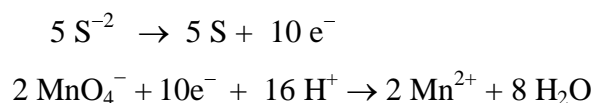
c. Agregar moléculas de agua para equilibrar la reacción



Etapa 4: Igualar número de electrones:

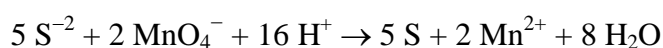


b. Sumar miembro a miembro

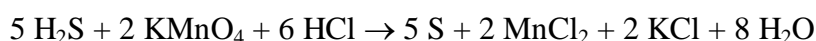


Solución

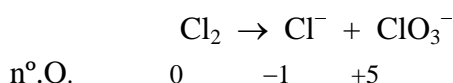
Ecuación iónica:



Ecuación molecular:



3. Plantee, iguale y complete la ecuación química, tanto la forma iónica como la molecular, correspondiente a la dismutación del cloro gaseoso a cloruro y clorato en medio básico. Suponga que la base utilizada es hidróxido de sodio.



(a esta ecuación se le llama ecuación de **dismutación**, porque una misma especie se oxida y se reduce simultáneamente.)

Etapas 1: Cl_2^0 se oxida y Cl_2^0 se reduce

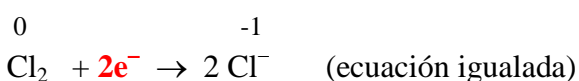
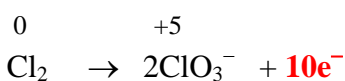
0 +5

Etapas 2: a. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_3^{-}$ (semireacción de oxidación)

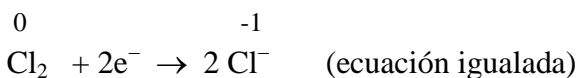
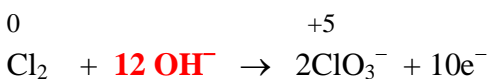
0 -1

b. $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^{-}$ (semireacción de reducción)

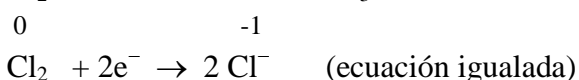
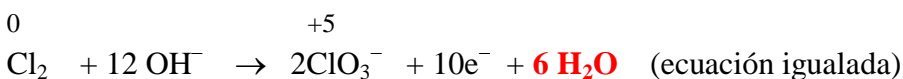
Etapas 3 a. Agregar electrones para igualar la carga del átomo que cambia:



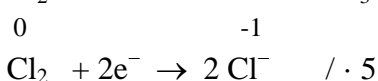
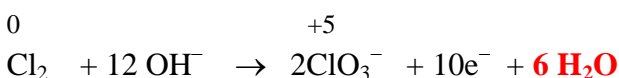
Etapas 3 b. Agregar OH^{-} para igualar las cargas generadas



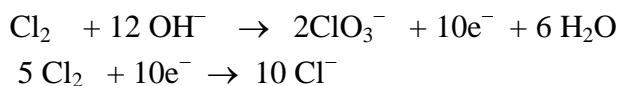
Etapas 3 c. Agregar H_2O para igualar la ecuación



Etapas 4 a. Igualar número de electrones:



Etapas 4 b. Sumar miembro a miembro



y dividiendo por 2 para que los coeficientes estequiométricos sean los menores posibles:

Solución

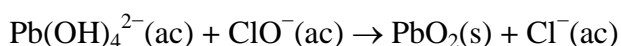
Ecuación iónica:



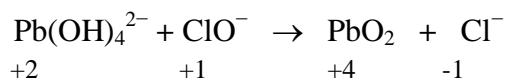
Ecuación molecular:



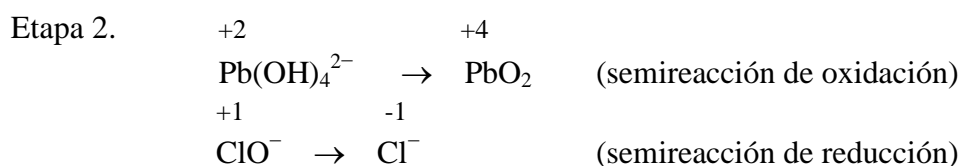
4. Al completar e igualar la siguiente ecuación, en medio básico, con coeficientes enteros:



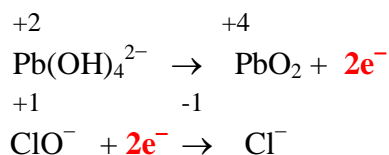
Indique cuántos iones hidróxido, $\text{OH}^-(\text{ac})$, se necesitan y en qué lado de la ecuación deben aparecer



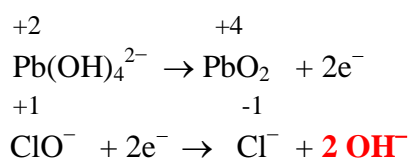
Etapas 1: $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-}$ se oxida y ClO^- se reduce



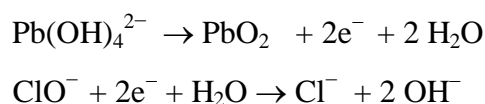
Etapas 3. a. Agregar electrones para igualar la carga del átomo que cambia:



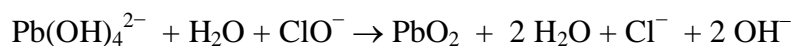
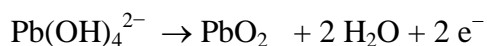
Etapas 3. b. Agregar OH^- para igualar las cargas generadas



Etapas 3. c. Agregar H_2O para igualar la ecuación



Etapas 4 Igualar número de electrones y sumar ambas ecuaciones



Solución

2 OH⁻, en el lado derecho

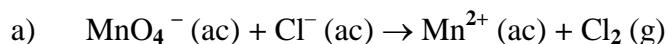
5. Determine el número de oxidación del S en los siguientes compuestos:

- a) H₂S b) H₂SO₃ c) H₂SO₄ d) SO₂ e) SO₃

Solución

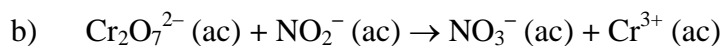
- a) -2 b) +4 c) +6 d) +4 e) +6

6. Determine los cambios en los números de oxidación de las especies participantes en las siguientes ecuaciones de óxido reducción:



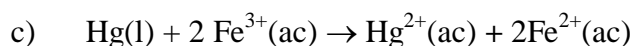
Solución

Mn: +7 → +2, Cl: -1 → 0



Solución

Cr: +6 → +3, N: +3 → +5



Solución

Hg: 0 → +2, Fe: +3 → +2



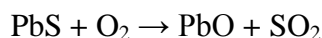
Solución

Pb: +2 → +4, Cl: +1 → -1

7. Al hacer reaccionar sulfuro de plomo (II) con el oxígeno del aire a altas temperaturas, se forma óxido de plomo (II) y dióxido de azufre.

a) Escriba e iguale la ecuación correspondiente.

Solución

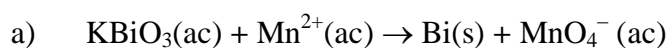


b) Determine cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor

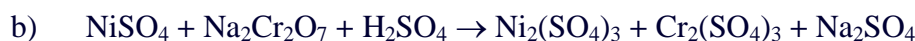
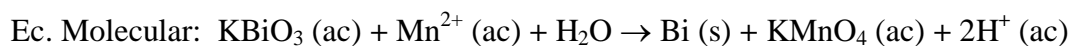
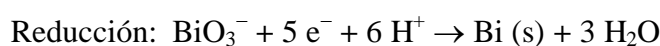
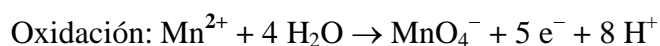
Solución

Agente oxidante O_2 y agente reductor PbS

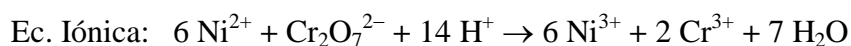
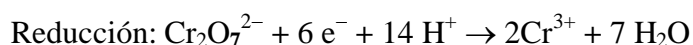
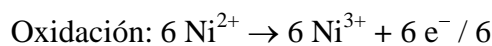
8. Iguale las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH ácido:



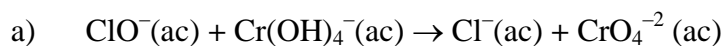
Solución



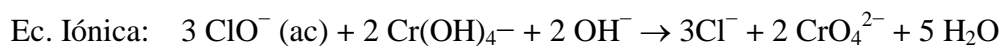
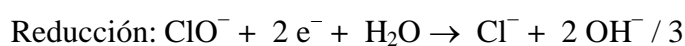
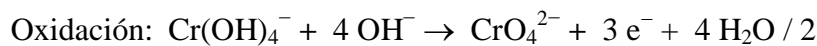
Solución



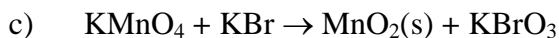
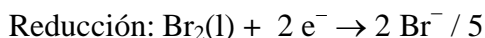
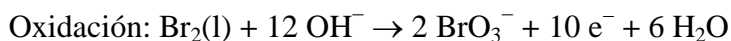
9. Iguale las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH básico:



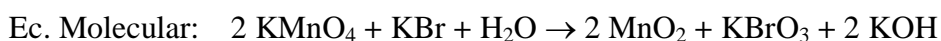
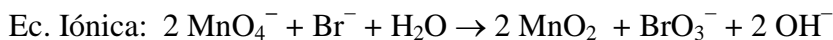
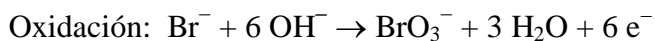
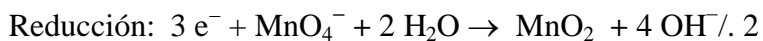
Solución



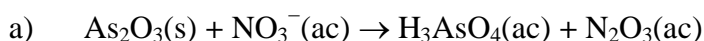
Solución



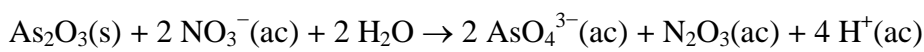
Solución



10. Iguale las siguientes reacciones que ocurren en medio acuoso y pH ácido e indique el agente oxidante y el agente reductor en cada caso:

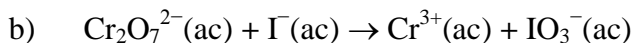


Solución

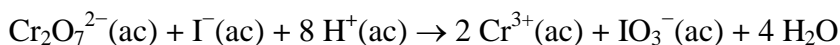


Agente Oxidante: $\text{NO}_3^-(\text{ac})$

Agente Reductor: $\text{As}_2\text{O}_3(\text{s})$

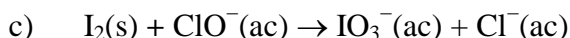


Solución

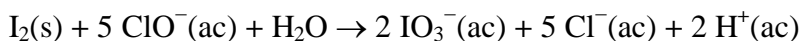


Agente Oxidante: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac})$

Agente Reductor: $\text{I}^-(\text{ac})$



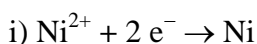
Solución



Agente Oxidante: $\text{ClO}^-(\text{ac})$

Agente Reductor: $\text{I}_2(\text{s})$

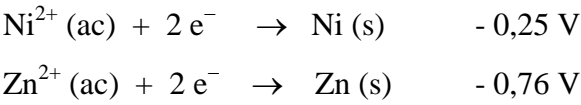
11. Se construye una celda voltaica poniendo en uno de los compartimientos de electrodo una tira de cinc metálico en contacto con una solución de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, y en el otro una tira de níquel metálico en contacto con una solución de NiCl_2 . Indique ¿cuál de las siguientes reacciones ocurre en el ánodo y cuál ocurre en el cátodo?



- ii) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$
- iii) $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-}$
- iv) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

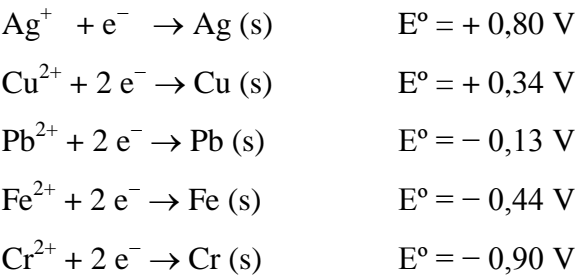
Solución

Si consideramos los potenciales de reducción:



Se producirán las reacciones i) en el cátodo, iv) en el ánodo

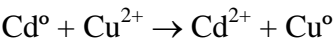
12. Considerando la siguiente tabla de potenciales estándar de reducción, se podría afirmar que el ión Cu^{2+} oxidará a:



Solución

El ión Cu^{2+} oxidará a $\text{Pb}(\text{s})$, $\text{Fe}(\text{s})$ y $\text{Cr}(\text{s})$ porque en esos casos el ΔE° pila es positivo

13. Si la siguiente reacción es espontánea tal cual está escrita, entonces se puede deducir que:



- A. El cadmio es el ánodo
- B. El cobre es el cátodo
- C. El cadmio se oxida
- D. Los electrones van del Cd al Cu
- E. Todas las anteriores

Solución

E

14. Utilizando la tabla de potenciales estándar de reducción determine ¿cuál de las siguientes especies es el agente oxidante más fuerte y cuál es el más débil, en solución ácida o neutra?:



$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{F}^{-}$	2,87 V
--	--------

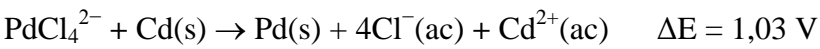
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	1,76 V
$2 \text{HClO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,63 V
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$	0,80 V
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (\text{s})$	0,34 V

Solución

Agente oxidante más fuerte: H_2O_2

Agente oxidante más débil: Cu^{2+}

15. Para la siguiente celda voltaica:



Determine:

a) ¿Es espontánea la reacción tal cual está escrita?

Solución

Sí, porque el ΔE es positivo

b) ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?

Solución

Se oxida el Cd y se reduce el Pd^{2+}

c) Escriba e iguale las semi-ecuaciones correspondientes

Solución

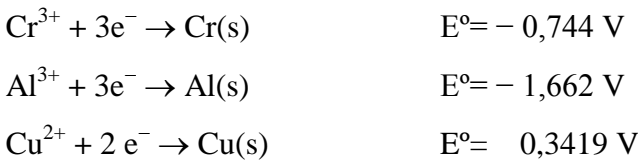


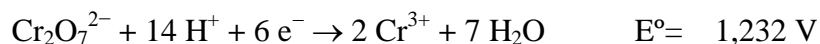
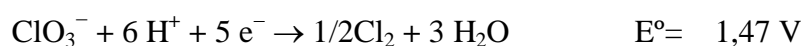
d) Determine el ΔE° de la pila.

Solución

$$\Delta E^\circ = 0,951 - (-0,403) = 1,354 \text{ V}$$

16. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:





Determine:

- a) ¿Cuál es el mejor agente oxidante y cuál es el mejor agente reductor?

Solución

ClO_3^- es el mejor agente oxidante, Al(s) es el mejor agente reductor

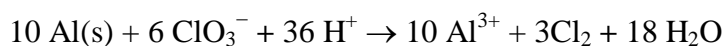
- b) ¿Cuál es la mejor pila que puede formar?

Solución

$\text{Al}^{3+}/\text{Al(s)}$ con $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}_2$

- c) ¿Cuál es la reacción global de la celda?

Solución

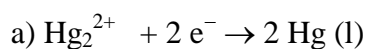


- d) Haga el diagrama resumido de la pila.

Solución

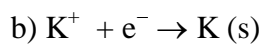
$\text{Al(s)} / \text{Al}^{3+}(1 \text{ M}) // \text{ClO}_3^-(1 \text{ M}) / \text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Pt(s)}$

17. ¿Cuántos faradays se necesitan para producir 1 mol de metal libre a partir de los siguientes cationes: a) Hg^{2+} , b) K^+ , c) Al^{3+} ?



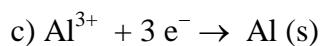
Solución

2 Faraday



Solución

1 Faraday



Solución

3 Faraday

18. La cantidad de carga necesaria para depositar 8,43 g de un metal a partir de una disolución que contiene iones $2+$ es 14.475 C. ¿De qué metal se trata?

$$m = \frac{I \cdot t \cdot E_{Eq}}{F} = \frac{q \cdot \frac{\mathcal{M}}{\text{carga}}}{F}$$

$$\text{Masa molar} = \frac{96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 2 \cdot 8,43 \text{ g}}{14475 \text{ C}} = 112,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Solución

Esta masa molar corresponde al Cd

19. Una disolución acuosa de una sal de paladio se electroliza durante 2 horas con una corriente de 1,5 Å. Calcular la carga del ión paladio en la disolución, sabiendo que en el cátodo se han depositado 2,977 g de paladio metálico durante la electrólisis.

$$m = \frac{I \cdot t \cdot \frac{\mathcal{M}}{\text{carga}}}{F}$$

$$\text{carga} = \frac{1,5 \text{ Å} \cdot 7200 \text{ s} \cdot 106,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2,977 \text{ g} \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 4$$

Solución

La carga del Pd es +4

20. Se hace pasar una corriente de 4 Å durante 30 min, a través de una solución de ácido clorhídrico. Determine el volumen de oxígeno e hidrógeno obtenido en CNPT.

$$n = \frac{m}{\mathcal{M}} = \frac{I \cdot t}{\text{carga} \cdot F}$$

$$n = \frac{4 \text{ Å} \cdot 1800 \text{ s}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 0,0373 \text{ mol}$$

$$V = 0,0373 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 0,836 \text{ L}$$

Solución

Se producen 0,836 L de cada gas