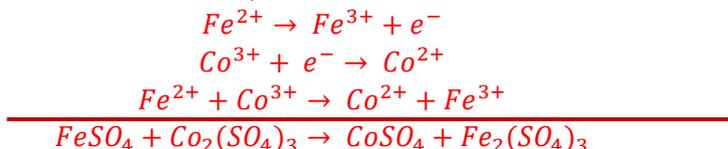


Resolución a la Tarea 8. Reacciones de óxido reducción

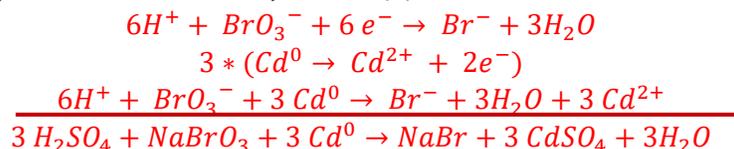
Química Inorgánica I

Paulino Guillermo Zerón Epsinosa | Miroslava Arronte Morales

1. Escribe y balancea la ecuación de sulfato de hierro (II) que reacciona con sulfato de cobalto (III) para formar hierro (III) y cobalto (II) en disolución.



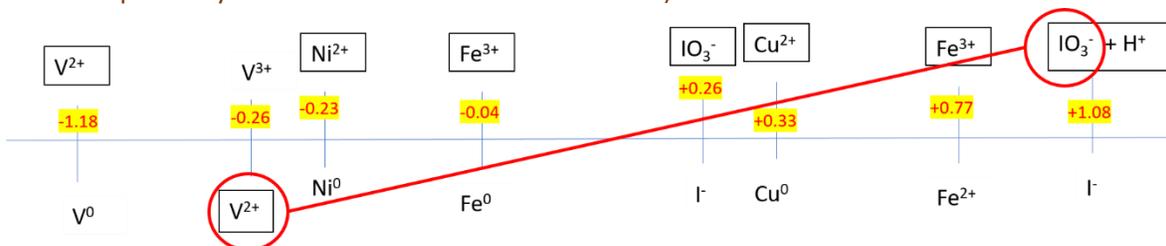
2. Escribe y balancea la reacción de bromatos en medio ácido con cadmio en estado elemental para formar bromuros y cadmio (II).



3. Se tienen las siguientes especies en disolución;

- Cu^{2+}
- Ni^{2+}
- V^{2+}
- IO_3^{-}
- Fe^{3+}

Coloca los posibles pares REDOX de las especies en una escala de potencial e indica que reacción es la más favorecida, primero, con propiedades periódicas y segundo, revisando tablas (considerando que todas las especies se encuentran a 25 °C, a una atmósfera de presión y con una concentración inicial de 1M).



Propiedades periódicas: Revisando energías de ionización y posibles estados de oxidación; se puede notar que los únicos elementos que se pueden oxidar son el vanadio (II) y el yodato, de los cuáles el que necesita menos energía para perder electrones es el vanadio, ya que presentará menos carga nuclear efectiva comparado con el yodo (V). Por lo tanto, **la especie más reductora es V^{2+}** . Las especies que son susceptibles a reducirse son el yodato, el vanadio (II), el níquel (II), el cobre (II) y el hierro (III), de las cuáles la que presenta mayor estado de oxidación es el yodo (V) en la forma de

yodatos, por lo que se esperaría que fuera la especie más ávida de electrones. La especie más oxidante sería el **yodato**.

Cuando se revisan los potenciales, se puede observar que la reacción más cuantitativa se da entre el **yodato y el vanadio (II) en medio ácido** como se esperaba; sin embargo, si la reacción se llevara en medio neutro, el potencial del yodato cae hasta +0.26 ya que cuesta energía añadirle un electrón a una especie que está cargada negativamente, por lo que en medio neutro, la especie más oxidante sería el hierro (III) debido a la carga y la reacción más cuantitativa se daría entre **el vanadio (II) con el hierro (III) en medio neutro**.

4. Producto de la excavación de una mina se obtiene una gran cantidad de millerita que corresponde al "NiS" en su forma cristalina "γ", se desea obtener níquel en su estado elemental para la elaboración de monedas.

Con ayuda de las tablas, propón una especie o una metodología para lograr obtener níquel cero con una reacción redox. Balancea la reacción y reflexiona los pros y contras de tu elección brevemente.

El potencial redox del NiS para reducirse a Ni⁰ es de -0.99, por qué se necesita un reductor con un potencial menor a éste, de los pocos que se pueden encontrar son metales alcalinos, alcalinotérreos y aluminio en sus estados elementales, siendo esta una propuesta aceptable con la desventaja de que obtenerlos requiere mucha energía y por lo tanto serán caros.

Generalmente los compuestos que contienen carbono son más deseables debido a su abundancia, aunque puede llegar a ser cara su síntesis. El formaldehído (HCHO) presenta un potencial de -1.07 en medio básico, el cuál puede ser suficiente para llevar a cabo la reducción, por lo que sería un buen candidato.

Otra forma de resolver el problema es trabajando en la metodología, si los productos obtenidos son retirados de la reacción, se puede desplazar el equilibrio hacia productos y de esa manera ir obteniendo el níquel metálico.

5. ¿Cuál será el voltaje obtenido de una reacción espontánea que ocurre entre el cloruro mercurioso (Hg₂Cl₂) y sulfuro de sodio para obtener mercurio elemental y azufre elemental?

Considera que las especies se encuentran en condiciones standard y que se encuentran en un sistema que permite el flujo de iones y corriente en medio acuoso para formar mercurio y azufre en estados elementales.

Potencial del Hg₂Cl₂/Hg⁰ es de +0.27 V y el de S²⁻/S es de -0.48 V.



La reacción de reducción corresponde a la del cloruro mercurioso que se reduce a mercurio elemental. $E_{\text{red}} = +0.27 \text{ V} + \text{RT}/\text{F} \ln (1/|\text{Cl}^-|)$

La reacción de oxidación ocurre cuando el sulfuro se oxida a azufre elemental.

$$E_{\text{ox}} = -0.48 \text{ V} + \text{RT}/2\text{F} \ln (1/|\text{S}^{2-}|)$$

Considerando que las condiciones son standard para los dos sistemas; la ecuación de Nernst se reduce a $E_{\text{red}} = +0.27 \text{ V}$ y $E_{\text{ox}} = -0.48 \text{ V}$.

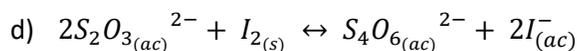
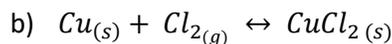
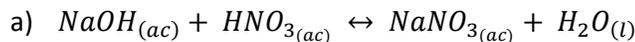
Por lo que el potencial de la celda es $E_{\text{celda}} = E_{\text{red}} - E_{\text{ox}}$

$E_{\text{celda}} = +0.75 \text{ V}$

6. Contesta Falso o verdadero a las siguientes aseveraciones:

- (V) Un oxidante se encuentra oxidado
- (F) En un par REDOX el oxidante tiene un estado de oxidación menor al reductor.
- (F) En una reacción REDOX, un oxidante pierde electrones para reducirse
- (V) El estado reducido ganó electrones para encontrarse en ese estado.
- (F) Una especie oxidante tiene el potencial para perder electrones.
- (V) En una reacción de óxido reducción, el reductor se oxida para reducir a algún oxidante
- (V) El monóxido de nitrógeno se puede producir en la combustión de un automóvil.
- (V) El cloro gaseoso fue utilizado como arma química en la primera guerra mundial.
- (F) Se le dice cloro al blanqueador de ropa porque tiene Cl_2 disuelto en agua.
- (V) La gente se puede morir si mezcla blanqueador con ácido muriático en un lugar sin ventilación
- (V) Tenemos una atmósfera oxidante porque el oxígeno del aire es un oxidante.
- (V) El dióxido de carbono es una especie oxidante

7. Especifique cual de las siguientes reacciones son del tipo redox e identifique los agentes oxidantes y reductores.

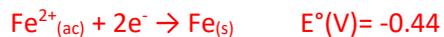


La reacción b) y d) son reacciones redox. En la reacción b) el cobre pasa de un estado de oxidación 0 a 2+, por lo que se oxidó y es el agente reductor, el cloro elemental pasa de un estado de oxidación 0 a 1- por lo que se redujo y es el agente oxidante.

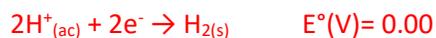
En la reacción d) el azufre en el ion tiosulfato pasa de un estado de oxidación 2+ a 2.5+, por lo que se oxida y es el agente reductor; el yodo elemental pasa de un estado de oxidación 0 a -1, por lo que se reduce y es el agente oxidante.

8. ¿Cuál de los siguientes metales reaccionará con H^+ en disolución para producir H_2 en una reacción favorecida a los productos: Au, Ni, Cu, Fe o Mg?

Los potenciales de reducción estándar de los metales mencionados son:



Y la semireacción de hidrogeno tiene un valor de:



Por lo tanto, las reacciones que favorezcan a los productos al reaccionar con H^+ serían las de los potenciales redox menores a 0.00, que corresponde a los metales Mg, Fe y Ni.

9. ¿Qué halógeno en estado elemental (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ,) se reduce con mayor facilidad? ¿Qué halógeno es mejor oxidante que el dióxido de manganeso?

De acuerdo con los potenciales estándar de reducción de los halógenos, el F_2 es el halógeno que se reduce más fácilmente. Los halógenos que son mejores agentes oxidantes que el MnO_2 son el flúor y el cloro.