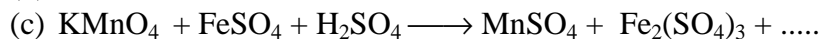
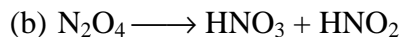
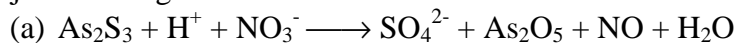
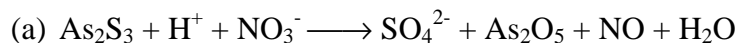


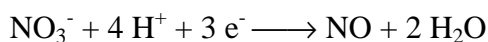
8. Ajustar las siguientes ecuaciones:



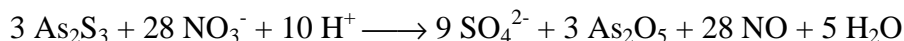
### Solución



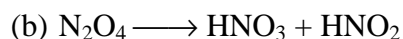
Al analizar la ecuación se observa que debe equilibrarse en medio ácido y que hay 3 elementos que cambian de estado de oxidación: As, S y N. El As y el S pertenecen al mismo compuesto ( $\text{As}_2\text{S}_3$ ) y si se hace un pequeño análisis de los productos de la reacción se verá que ambos elementos sufren una oxidación en esta reacción (As: +3 a +5 y S: -2 a +6), por lo tanto es recomendable escribir una sola semirreacción de oxidación, con el fin de mantener la estequiometría entre ambos elementos:



Igualando los electrones y sumando ambas semirreacciones, se obtiene:

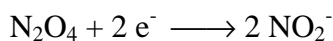
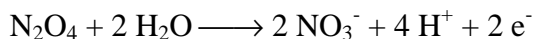


**Nota:** Otra razón importante para escribir una sola semirreacción de oxidación es que el  $\text{As}_2\text{S}_3$ , al igual que la mayoría de los sulfuros, es un compuesto insoluble y por lo tanto se debe escribir en forma molecular.

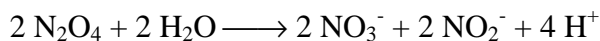


El  $\text{N}_2\text{O}_4$  está cambiando a  $\text{HNO}_3$  y  $\text{HNO}_2$ , por lo tanto se trata de una dismutación o desproporción; es decir, un solo compuesto se oxida y se reduce.

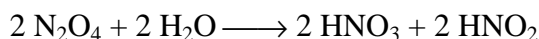
Las semirreacciones son:



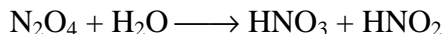
Los electrones ya están igualados en ambas semirreacciones. Sumando se obtiene:



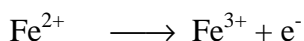
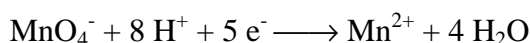
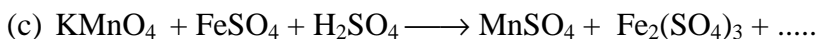
Pasando los coeficientes a la ecuación molecular se debe tener en cuenta que los iones  $\text{H}^+$  pertenecen a ambos ácidos:



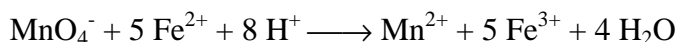
La ecuación se divide por 2, para obtener finalmente:



**Nota :** En una reacción de dismutación normalmente se hace necesario realizar este último paso de simplificación de los coeficientes, debido a que se plantean las semirreacciones de oxidación y de reducción a partir de moléculas separadas de  $\text{N}_2\text{O}_4$  aunque el proceso de transferencia de electrones debe ocurrir entre los átomos de N de una misma molécula del reactante.



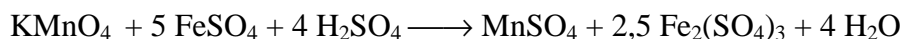
Igualando los electrones y sumando, se obtiene la ecuación iónica:



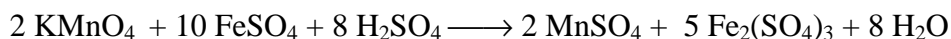
Para transformar esta ecuación iónica en molecular se debe realizar lo siguiente:

- Hay 1 mol de iones  $\text{MnO}_4^-$ , por lo tanto corresponde escribir 1 mol de  $\text{KMnO}_4$ .
- 5 moles de iones  $\text{Fe}^{2+}$  estarán en 5 moles de  $\text{FeSO}_4$ .
- Los 8 moles de iones  $\text{H}^+$  estarán en 4 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- 1 mol de iones  $\text{Mn}^{2+}$  están en 1 mol de  $\text{MnSO}_4$ .
- Para tener 5 moles de iones  $\text{Fe}^{3+}$  se debe escribir 2,5 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

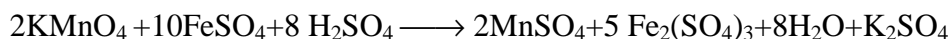
Trasladando los coeficientes a la ecuación molecular y agregando los 4 moles de agua en el lado derecho, se tendrá:



Como uno de los coeficientes resultó fraccionario, se debe amplificar la ecuación por 2 para que todos los coeficientes sean enteros:



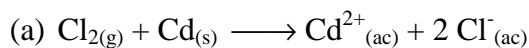
Al analizar esta ecuación se puede observar que los iones potasio sólo aparece entre los reactantes y que además los iones sulfato existentes entre los reactantes (18) no coinciden con los de los productos (17 en total). Ambas situaciones se solucionan agregando 1 mol de sulfato de potasio entre los productos:



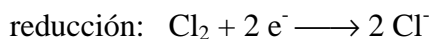
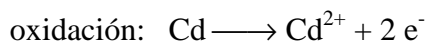
9. Representar las pilas cuyas reacciones son las siguientes:

- (a)  $\text{Cl}_{2(g)} + \text{Cd}_{(s)} \longrightarrow \text{Cd}^{2+}_{(ac)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(ac)}$   
 (b)  $2 \text{Fe}^{2+}_{(ac)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{Fe}^{3+}_{(ac)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(ac)}$   
 (c)  $2 \text{Ag}^{+}_{(ac)} + \text{Cu}_{(s)} \longrightarrow 2 \text{Ag}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(ac)}$

### Solución



A la izquierda de la representación se coloca la semipila donde tiene lugar la oxidación, **ánodo**, que corresponde al electrodo negativo. A la derecha, la semipila donde ocurre la reducción, **cátodo**, que corresponde al electrodo positivo:



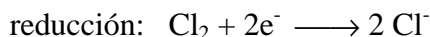
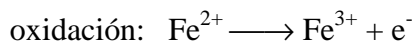
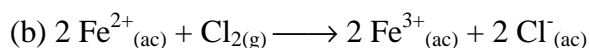
por lo tanto la representación de la pila es:



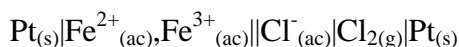
Al ser el ánodo un metal sólido (Cd), puede actuar él mismo como electrodo. Por el contrario, al ser el cátodo un electrodo gaseoso ( $\text{Cl}_2$ ), necesita un soporte material, siendo el  $\text{Pt}_{(s)}$  uno de los materiales más utilizados con este fin. Este tipo de soportes se denominan electrodos inertes.

Las barras verticales indican un cambio de fase; por esta razón se incluye una barra vertical entre  $\text{Cd}_{(s)}$  y  $\text{Cd}^{2+}_{(ac)}$  en el ánodo y en el cátodo se incluyen 2 barras simples: una entre  $\text{Cl}^{-}_{(ac)}$  y  $\text{Cl}_{2(g)}$  y otra entre éste último y  $\text{Pt}_{(s)}$ .

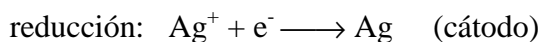
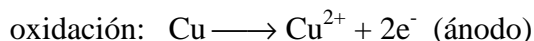
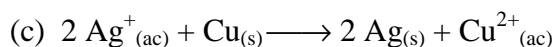
La doble barra vertical indica la existencia de un puente salino entre ambas semipilas.



Por lo tanto, la representación de la pila es:



Ambas semipilas necesitan un soporte material para que se pueda llevar a cabo el intercambio electrónico. Nótese que entre ambas especies de hierro se pone una coma solamente, ya que las dos especies están en la misma fase.



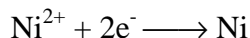
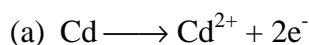
La pila se representa por:



- 10.** Se construye una celda voltaica en la cual un compartimiento consiste en una tira de cadmio colocada en una solución de  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  y el otro tiene una tira de níquel colocada en una solución de  $\text{NiCl}_2$ . Entre ambos compartimientos existe un puente salino de  $\text{KCl}$ . La reacción total de la celda es:  $\text{Cd}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(ac)} \rightarrow \text{Cd}^{2+}_{(ac)} + \text{Ni}_{(s)}$

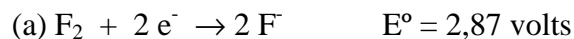
- Escriba ambas semirreacciones.
- ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo?
- Indique los signos de los electrodos.
- Indique el sentido en que fluyen los electrones.
- Escriba la representación de la celda.

### Solución



- El Cd se oxida, por lo tanto es el ánodo. El  $\text{Ni}^{2+}$  se reduce, por lo tanto esta semirreacción es el cátodo.
- El ánodo (Cd) se define con signo negativo y el signo positivo corresponde al cátodo (Ni).
- Los electrones siempre fluyen desde el electrodo negativo hacia el electrodo positivo, por lo tanto en este caso desde el electrodo de Cd hacia el electrodo de Ni.
- $\text{Cd}_{(s)}|\text{Cd}^{2+}_{(ac)}||\text{Ni}^{2+}_{(ac)}|\text{Ni}_{(s)}$

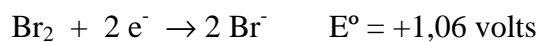
11. Dadas las siguientes semireacciones y sus respectivos potenciales de reducción estándares, ordene las especies oxidantes en orden creciente de facilidad de reducción:



### Solución

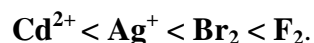
Para resolver este problema se debe tener claro lo siguiente:

- Sólo se pueden comparar los potenciales de reducción medidos en las mismas condiciones de concentración y temperatura. Como estos potenciales están medidos en condiciones estándar (concentración 1 M y 25°C), se puede comparar los valores de  $E^\circ$  para determinar el orden creciente de facilidad de reducción.
- Cada una de estas semireacciones representa una reducción. Como se sabe que el agente oxidante es el que sufre una reducción, entonces las especies que aparecen a la izquierda ( $F_2$ ,  $Ag^+$ ,  $Br_2$  y  $Cd^{2+}$ ) son las especies oxidantes que se deben ordenar en orden creciente de facilidad de reducción.
- Mientras mayor sea el potencial de reducción, más fácilmente se reducirá una especie, por lo tanto ordenando las semireacciones de acuerdo a la magnitud creciente del  $E^\circ$  tenemos:

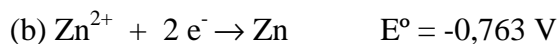


Este ordenamiento indica que la última semireacción ( $E^\circ = 2,87$  V) es la que se llevará a cabo más fácilmente mientras que la primera será la reducción que se producirá con menor facilidad que las restantes, por tener el potencial de reducción más bajo ( $E^\circ = -0,40$  V). Entonces el  $Cd^{2+}$  es la especie que se reducirá con menos facilidad, mientras que el  $F_2$  es la especie que se reducirá más fácilmente de las cuatro.

El orden creciente de facilidad de reducción es por lo tanto:



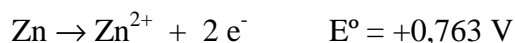
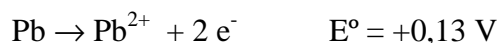
12. Dadas las siguientes semireacciones y sus respectivos potenciales de reducción estándares, ordene las especies reductoras en orden creciente de facilidad de oxidación:



### Solución

Estas semireacciones representan procesos de reducción y se desea determinar el orden creciente de facilidad de oxidación de las especies reductoras. Es conveniente entonces reordenar estas semireacciones en orden creciente de potenciales de oxidación.

Para expresar una semireacción de reducción como una oxidación se debe invertir el sentido de ésta, con lo cual el potencial cambia de signo:



Las semireacciones ahora representan el proceso de oxidación. Las especies que aparecen en el lado izquierdo son las especies reductoras. Igual que en el ejemplo anterior, a mayor potencial estándar de oxidación, mayor facilidad de oxidación. Ordenando las semireacciones en orden creciente de sus potenciales de oxidación estándar, tenemos:



El orden creciente de facilidad de oxidación es:



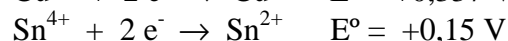
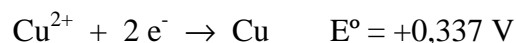
13. Utilizando la información dada a continuación:



para las especies dadas indique: (a) orden decreciente de la capacidad oxidante y reductora de las especies oxidantes y reductoras, respectivamente; (b) ¿cuál es la especie oxidante capaz de oxidar más especies reductoras?; (c) ¿cuál es la especie reductora que puede reducir sólo una especie oxidante?; (d) ¿cuál oxidante no reacciona espontáneamente con ninguno de estos agentes reductores; (e) ¿cuál reductor no reacciona espontáneamente con ninguno de los agentes oxidantes?

### Solución

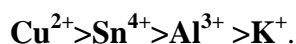
Para hacer cualquier análisis sobre la facilidad de oxidación o reducción es importante ordenar las semireacciones de acuerdo a los valores de  $E^{\circ}$ , ya sea en orden creciente o decreciente:



- (a) Todas las semireacciones representan reducciones, por lo tanto las especies que aparecen a la izquierda (iones metálicos) son las especies oxidantes de cada par redox y las especies que aparecen a la derecha en cada semireacción son las especies reductoras

Si se analiza las especies oxidantes, se puede establecer que el ion  $\text{Cu}^{2+}$  es el oxidante más fuerte de los cuatro, porque se reduce con mayor facilidad. Ahora bien, como el ion  $\text{Cu}^{2+}$  es el oxidante más enérgico su par asociado, Cu, corresponde al reductor más débil, ya que se oxida con más dificultad. Esto se puede comprobar también si se invierten las semireacciones para expresarlas como oxidación, esta semireacción tendría el  $E^{\circ}$  de oxidación más bajo (-0,337 V).

Entonces se puede decir que el poder oxidante decrece de acuerdo a:



Por el contrario el poder reductor de los agentes reductores decrece en el sentido opuesto:

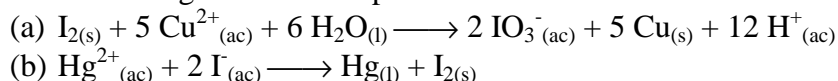


- (b) Una especie oxidante que se encuentra ubicada en una serie electromotriz como la dada es capaz de oxidar cualquier especie reductora que se encuentre por debajo de ella, pero no podrá oxidar a ningún reductor que se encuentre por encima de ella, cuando la serie electromotriz se encuentra ordenada de mayor a menor potencial de reducción.

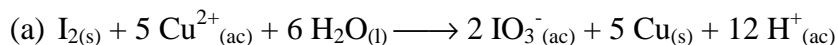
Por lo tanto, para el ejemplo dado, el ion  $\text{Cu}^{2+}$  es el oxidante más energético y por lo tanto podrá oxidar a todos los reductores que se encuentran por debajo de él: ( $\text{Sn}^{2+}$ , Al y K).

- (c) El K, por ser la especie con mayor poder reductor, será capaz de reducir a todas las demás especies oxidantes ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ). El ion  $\text{Sn}^{2+}$  es la especie reductora que puede reducir una sola especie oxidante (al ion  $\text{Cu}^{2+}$ ).
- (d) Al ser el ion  $\text{K}^+$  el oxidante más débil de la serie, entonces no reacciona espontáneamente con ninguno de los otros agentes reductores de la serie

**14.** Utilizando los potenciales estándar de electrodo del Apéndice D, determine si las reacciones siguientes son espontáneas en condiciones estándar:



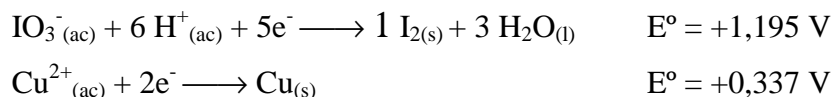
### Solución



### Método 1:

Analizando la reacción se observa que las semirreacciones corresponden a los cambios de  $\text{I}_2$  a  $\text{IO}_3^-$  y ion  $\text{Cu}^{2+}$  a Cu.

En la Tabla de potenciales de reducción se obtienen los siguientes valores de  $E^\circ$ :

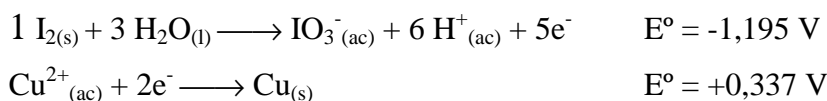


Al comparar los valores de los potenciales estándares, se puede concluir que el ion  $\text{IO}_3^-$  es un agente oxidante más energético que el ion  $\text{Cu}^{2+}$ , por lo tanto la reacción espontánea no es la planteada, sino más bien la inversa, en la cual el ion  $\text{IO}_3^-$  oxida al Cu.

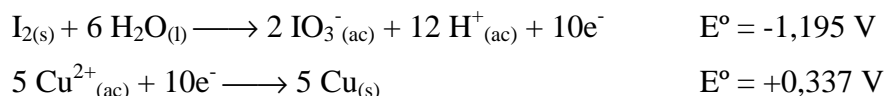
### Método 2:

Se ordenan las semirreacciones obtenidas de la Tabla de potenciales de reducción, de modo que representen la reacción planteada:

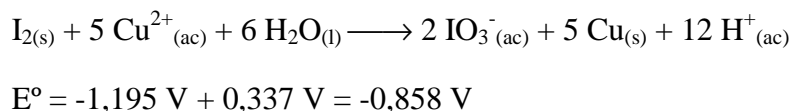
Como el  $I_2$  es un reactante, la primera semirreacción debe invertirse, con lo cual el signo del potencial normal cambia:



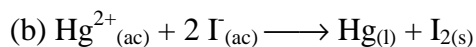
Se amplifican ambas semirreacciones para igualar el número de electrones de ambas, lo que no modifica el  $E^\circ$ :



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la reacción total. El potencial estándar de la reacción total se obtiene sumando algebraicamente los potenciales de las semirreacciones sumadas:

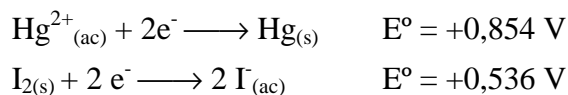


Como el  $E^\circ$  calculado resultó negativo, la reacción no es espontánea en la dirección escrita. Sin embargo, en la dirección contraria sí lo es



### Método 1

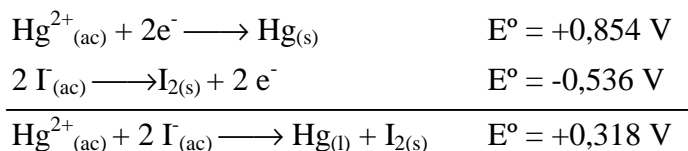
Los potenciales de reducción de las semirreacciones involucradas son:



La reacción planteada es espontánea, ya que precisamente el valor más alto de  $E^\circ$  de reducción del ion  $Hg^{2+}$  indica que este ion es un oxidante más fuerte que el  $I_2$ , y a su vez, el ion  $I$  es mejor reductor que el  $Hg$  metálico.

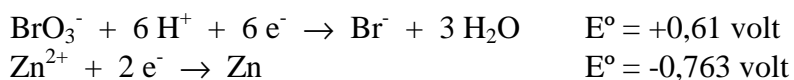
### Método 2:

Al escribir ambas semirreacciones en el sentido adecuado y sumando luego las semirreacciones y los respectivos potenciales se obtiene:



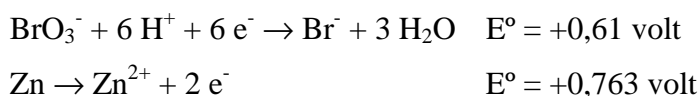
El signo positivo del potencial de la reacción indica que es una reacción espontánea

15. Calcule el potencial normal asociado a la reducción de ion bromato,  $\text{BrO}_3^-$ , mediante zinc en solución ácida. Los potenciales de reducción normales de las semireacciones son:



### Solución

Las dos semireacciones están dadas como reducción, sin embargo en la reacción el Zn sufre oxidación, por lo tanto se debe invertir la semireacción, con lo cual el potencial cambia de signo. Luego sólo hay que sumar ambos potenciales para obtener el potencial de la reacción:



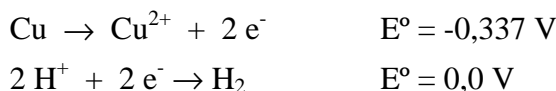
$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{reducción}} + E^\circ_{\text{oxidación}}$$

$$E^\circ_{\text{celda}} = 0,61 \text{ volt} + 0,763 \text{ volt} = 1,37 \text{ volt}$$

16. A través del cálculo de potenciales estándar de celda, determine si los metales Zn y Cu se disolverán en HCl 1M. Los potenciales normales de reducción de los metales son:  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,763 \text{ V}$  y  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,337 \text{ V}$ . El potencial normal del hidrógeno es 0,0 V.

### Solución

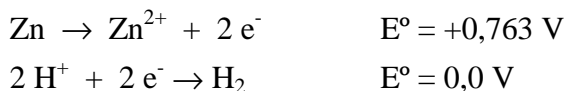
Se plantean las semireacciones correspondientes para cada reacción:



$$E^\circ_{\text{celda}} = -0,337 + 0,0 = -0,337 \text{ V}$$

El potencial normal de la celda es negativo, lo que significa que no es una reacción espontánea: *el Cu no se disuelve en HCl 1M.*

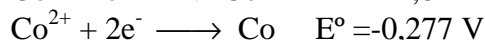
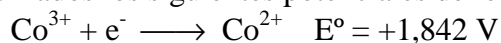
Para el Zn se tiene que



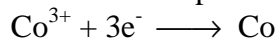
$$E^\circ_{\text{celda}} = +0,763 + 0,0 = +0,763 \text{ V}$$

El potencial de celda resulta positivo en este caso, por lo que se puede concluir que la reacción ocurre espontáneamente y *el Zn se disuelve en HCl 1M.*

17. Dados los siguientes potenciales de reducción:



Determinar el potencial de reducción para la semirreacción:



### Solución

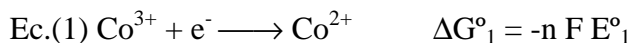
La suma de potenciales de semirreacciones para obtener el potencial de una reacción sólo se puede efectuar cuando al sumar las semirreacciones los electrones se cancelen, es decir, no aparecen electrones en la reacción final.

En este problema, se debe calcular el potencial de una reacción final que contiene electrones (semirreacción) y por lo tanto no se puede sumar directamente los potenciales dados, sino que se debe usar el método de las energías libres.

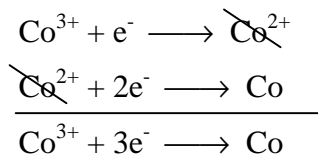
Este método se basa en el hecho de que en reacciones que ocurren en dos o más etapas, el cambio de energía libre para la reacción total, es igual a la suma de los cambios de energía libre de cada etapa. A su vez, el cambio de energía libre ( $\Delta G$ ) y el potencial se relacionan a través de la expresión:

$$\Delta G^\circ = -n F E^\circ$$

Aplicando esto al presente problema, se tiene que:



Observando la ecuación 3 se puede ver que el ion  $\text{Co}^{3+}$  es un reactante y por lo tanto la ecuación (1) se debe dejar tal como está. Como la ec.(3) tiene Co como producto, la ec.(2) tampoco debe modificarse. Basta entonces sumar las ec.(1) y (2) para obtener la ec.(3):



Si las dos ecuaciones se deben sumar, entonces se suman las energías libres:

$$\Delta G^\circ_3 = \Delta G^\circ_1 + \Delta G^\circ_2$$

por lo tanto:

$$-n_3 F E^\circ_3 = -n_1 F E^\circ_1 + (-n_2 F E^\circ_2)$$

Como  $F$  es constante (constante de Faraday), se puede simplificar esta ecuación multiplicando por  $(-1/F)$ , quedando:

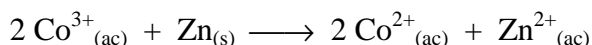
$$n_3 E_3^\circ = n_1 E_1^\circ + n_2 E_2^\circ$$

$$3 \times E_3^\circ = [1 \times (+1,842)] + [2 \times (-0,277)]$$

$$E_3^\circ = \frac{(+1,842) + (-0,554)}{3}$$

$$E_3^\circ = +0,429 \text{ V}$$

18. Una celda utiliza la reacción siguiente:

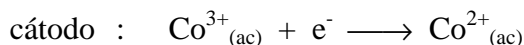
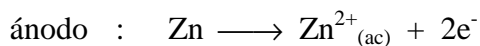


Determine cuál es el efecto sobre la fem de la celda cada uno de los siguientes casos: (a) se disuelve nitrato de Co(II) en el compartimiento del cátodo; (b) se disuelve nitrato de cobalto(III) en el compartimiento del cátodo; (c) se duplica el tamaño del electrodo de Zn; (d) se agrega agua en el compartimiento del ánodo.

### Solución.

Primero se debe resolver cuál electrodo corresponde al cátodo y cuál al ánodo: Para eso se debe recordar que el ánodo corresponde al electrodo donde ocurre la oxidación, y el cátodo es el electrodo donde ocurre la reducción. [Para no olvidar: ánodo/oxidación (vocal con vocal) y cátodo/reducción (consonante con consonante)].

Si se observa la ecuación de la celda, se aprecia que el Co(III) se reduce mientras que el Zn metálico se oxida, por lo tanto los electrodos son:



(a) Disolución de nitrato de Co(II) en el compartimiento del cátodo.

Para responder a esta pregunta se debe aplicar el Principio de Le Chatelier.

El Co(II) es el producto de la reducción por lo tanto al aumentar la concentración de esta especie, se desplazará la reacción hacia la izquierda.

El potencial de este electrodo será menor, es decir, disminuye el potencial de reducción y por ende el potencial de la celda también disminuye.

Por otra parte, se puede deducir esto mismo analizando la ecuación de Nernst:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Co}^{2+}]^2 [\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Co}^{3+}]^2}$$

Al observar la ecuación anterior, se puede notar que si se aumenta la  $[\text{Co}^{2+}]$ , aumentará el valor de la razón de concentraciones, con lo cual aumentará todo el término que se resta de  $E^{\circ}$  y por ende el valor de  $E$  resultará menor

- (b) Disolución de nitrato de Co(III) en el compartimiento del cátodo. Esto producirá el efecto exactamente contrario al anterior. Un aumento de la concentración del ion Co(III) desplazará la reacción hacia la derecha porque aumenta el potencial de reducción del cátodo y por lo tanto también aumentará el potencial de celda.
- (c) Duplicar el tamaño del electrodo de Zn: El Zn se encuentra en estado sólido, por lo tanto su concentración es constante. Una variación del tamaño de este electrodo no produce ninguna variación en el potencial de celda.
- (d) Si se agrega agua en el compartimiento del ánodo, disminuye la concentración del  $\text{Zn}^{2+}$  producto de la dilución, lo que provoca que la reacción se desplace hacia la derecha al aumentar el potencial de oxidación, que se traduce en un aumento del potencial de celda.

19. Dado  $\text{Co}^{3+} + e^{-} \longrightarrow \text{Co}^{2+}$   $E^{\circ} = +1,842 \text{ V}$ , determine el potencial de electrodo cuando las concentraciones molares son:  $[\text{Co}^{3+}] = 0,001 \text{ M}$  y  $[\text{Co}^{2+}] = 2,0 \text{ M}$

### Solución

La ecuación de Nernst permite determinar como varía el potencial de electrodo cuando varían las concentraciones molares:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[\text{Prod.}]}{[\text{Reac.}]}$$

Para este caso,

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[\text{Co}^{2+}]}{[\text{Co}^{3+}]}$$

siendo en este caso un electrón,  $n = 1$

$$E = +1,842 - \left( 0,0591 \times \log \frac{2,0}{0,001} \right)$$

Es muy importante realizar las operaciones en el orden correcto, esto se refuerza poniendo la operación de multiplicación entre paréntesis:

$$E = +1,842 - (0,0591 \times \log 2000)$$

$$E = +1,842 - (0,059 \times 3,301)$$

$$E = +1,842 - 0,195$$

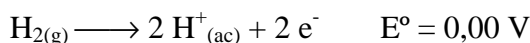
$$E = 1,647 \text{ Volts}$$

Cabe hacer notar que el término entre paréntesis será positivo cuando la razón de concentraciones sea  $>1$ , haciendo que finalmente el potencial disminuya en ese valor. Cuando la razón de concentraciones sea  $<1$  el valor de  $E^\circ$  aumentará.

20. Un electrodo de hidrógeno, en el que la presión del hidrógeno es 0,9 atm, se sumerge en una disolución con un electrodo de referencia cuyo potencial es  $E = 0,300 \text{ V}$ . Se conecta a la disolución mediante un puente salino y el voltaje producido por la pila resultante es 0,689 V. ¿Cuál es el pH de la disolución?

### Solución

La semirreacción del electrodo normal de hidrogeno (E.N.H.) es:



y la ecuación de Nernst que la representa es:

$$E = E^\circ - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{p\text{H}_2}$$

En este caso se debe conocer el valor del potencial del electrodo de hidrógeno en las condiciones experimentales, para lo cual se aplican los datos datos en el problema

$$E_{\text{pila}} = E_{\text{ref}} + E_{\text{ENH}}$$

$$0,689 \text{ V} = 0,300 \text{ V} + E_{\text{ENH}}$$

$$E_{\text{ENH}} = 0,689 \text{ V} - 0,300 \text{ V}$$

$$E_{\text{ENH}} = 0,389 \text{ V}$$

reemplazando este dato en la ecuación de Nernst, se tiene que:

$$0,389 \text{ V} = 0,00 \text{ V} - \frac{0,0591}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{0,9}$$

despejando se obtiene:

$$\frac{0,389 \times 2}{0,0591} = -\log \frac{[\text{H}^+]^2}{0,9}$$

$$13,16 = -[2 \log [\text{H}^+] - \log (0,9)]$$

$$13,16 = 2(-\log [\text{H}^+]) - 0,046$$

$$13,16 + 0,046 = 2 \text{ pH}$$

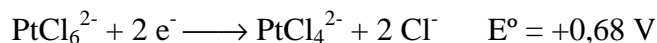
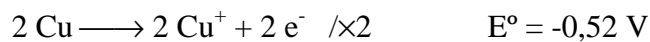
$$13,21 = 2 \text{ pH}$$

$$\text{pH} = 6,6$$

21. Calcular el valor de la constante de equilibrio a 25°C para la reacción:  
 $2 \text{ Cu} + \text{PtCl}_6^{2-} \rightleftharpoons 2 \text{ Cu}^+ + \text{PtCl}_4^{2-} + 2 \text{ Cl}^-$

### Solución

Las dos semirreacciones con sus respectivos potenciales estándar son:



Por lo tanto el potencial estándar de la reacción es:

$$E^\circ = 0,68 - 0,52 = 0,16 \text{ V}$$

Para calcular la constante de equilibrio se debe utilizar la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Cu}^+]^2 [\text{PtCl}_4^{2-}] [\text{Cl}^-]^2}{[\text{PtCl}_6^{2-}]}$$

Cuando la reacción alcanza el estado de equilibrio, el potencial  $E$  se hace cero, por lo tanto reemplazando en la ecuación de Nernst, se tiene que:

$$0 = E^\circ - \frac{0,0591}{n} \log K$$

reordenando se tiene:

$$\log K = 16,92 nE^\circ$$

reemplazando:

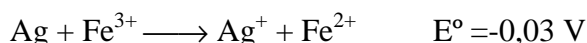
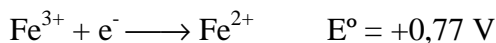
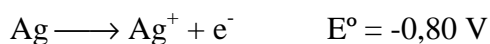
$$\log K = 16,92 \times 2 \times 0,16$$

$$\log K = 5,41$$

$$K = 2,59 \times 10^5$$

21. ¿En qué condiciones el sistema  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  podría oxidar al sistema  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ ?

### Solución



El valor negativo del potencial normal de la reacción indica que dicho proceso en condiciones estándar no es espontáneo de izquierda a derecha. La espontaneidad de la reacción se puede lograr modificando las concentraciones de las especies presentes.

Aplicando la ecuación de Nernst a este sistema, se tiene que:

$$E = E^\circ - \frac{0,0591}{1} \log \frac{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

reemplazando el valor de  $E^\circ$ :

$$E = -0,03 - \frac{0,0591}{1} \log \frac{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$$

Para que el proceso ocurra espontáneamente, se debe cumplir que  $E > 0$

$$-0,03 - \frac{0,0591}{1} \log \frac{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} > 0$$

$$-0,0591 \log \frac{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} > 0,03$$

$$- \log \frac{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} > \frac{0,03}{0,0591}$$

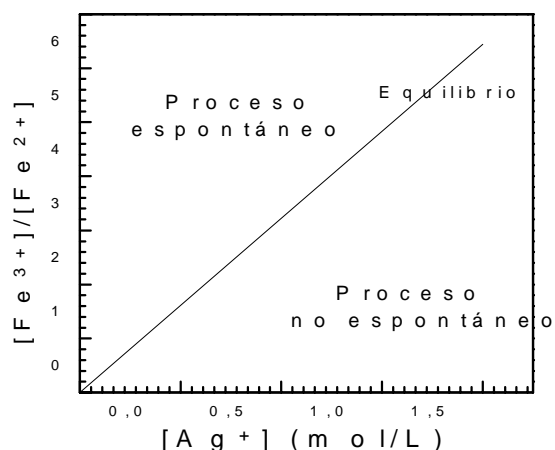
$$- \log \frac{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} > 0,508$$

$$\log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]} > 0,508$$

$$\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Ag}^+][\text{Fe}^{2+}]} > 3,22$$

$$\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} > 3,22 [\text{Ag}^+]$$

es decir, el proceso será espontáneo siempre que el cociente de las concentraciones de  $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{Fe}^{2+}$  sea mayor de 3,22 veces la concentración de  $\text{Ag}^+$  (Ver figura)

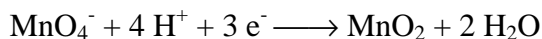


23. El potencial estándar del proceso  $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$  en medio ácido es +1,67 V. Calcular el potencial estándar del proceso en medio básico.

### Solución

Sea  $E_1^\circ$  el potencial estándar en medio ácido y  $E_2^\circ$  el potencial estándar en medio básico.

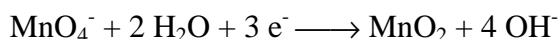
La semirreacción en medio ácido se expresa por:



Reemplazando en la ecuación de Nernst:

$$E_1 = E_1^\circ - \frac{0,0591}{3} \log \frac{1}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^4}$$

La semirreacción en medio básico se expresa por:



La ecuación de Nernst queda:

$$E_2 = E_2^\circ - \frac{0,0591}{3} \log \frac{[\text{OH}^-]^4}{[\text{MnO}_4^-]}$$

Como se trata del mismo proceso, el potencial medido a cualquier pH debe resultar el mismo, independiente de que se ajuste la reacción en medio ácido o básico, es decir, se debe cumplir que:

$$E_1 = E_2$$

Por lo tanto:

$$E_1^\circ - \frac{0,0591}{3} \log \frac{1}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^4} = E_2^\circ - \frac{0,0591}{3} \log \frac{[\text{OH}^-]^4}{[\text{MnO}_4^-]}$$

despejando  $E_2^\circ$ , se tiene:

$$E_2^\circ = E_1^\circ - \frac{0,0591}{3} \log \frac{1}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^4} + \frac{0,0591}{3} \log \frac{[\text{OH}^-]^4}{[\text{MnO}_4^-]}$$

factorizando y reordenando:

$$E_2^\circ = E_1^\circ + \frac{0,0591}{3} \left( \log \frac{[\text{OH}^-]^4}{[\text{MnO}_4^-]} - \log \frac{1}{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^4} \right)$$

$$E_2^\circ = E_1^\circ + \frac{0,0591}{3} \left( \log \frac{[\text{OH}^-]^4 [\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^4}{[\text{MnO}_4^-]} \right)$$

simplificando:

$$E_2^\circ = E_1^\circ + \frac{0,0591}{3} \log ([\text{OH}^-] [\text{H}^+])^4$$

Como en toda solución se cumple que:

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

se tiene que:

$$E_2^\circ = E_1^\circ + \frac{0,0591 \times 4}{3} \log (1 \times 10^{-14})$$

de donde finalmente:

$$E_2^\circ = 1,67 - \frac{0,0591 \times 4 \times 14}{3}$$

$$E_2^\circ = 0,67 \text{ V}$$

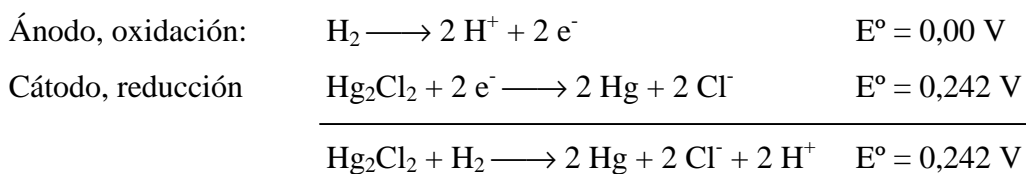
24. Para medir el pH de una disolución se puede utilizar una célula formada por el electrodo de hidrógeno como ánodo y un electrodo de calomelano como cátodo, en el que tiene lugar el siguiente proceso:  $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)} + 2e^- \longrightarrow 2 \text{Hg}_{(l)} + 2 \text{Cl}^-_{(ac)}$ . El potencial de electrodo es constante,  $E^\circ = 0,242 \text{ V}$ , si se mantiene la disolución saturada en KCl. Obtenga una gráfica de la variación del potencial de la célula frente al pH.

### Solución

En primer lugar, se puede calcular el potencial estándar de la célula completa.

Dado que un electrodo es el de hidrógeno, que tiene un potencial estándar de 0,00 V, entonces el potencial estándar de la reacción es 0,242 V.

Representando las semirreacciones, se tiene:



Este potencial se mantendrá constante mientras el pH sea cero ( $[\text{H}^+] = 1 \text{ M}$ ) y  $[\text{Cl}^-] = 1,0 \text{ M}$ , lo que se asegura con la solución saturada en KCl.

Si se varía sólo el pH, entonces el potencial cambiará, de acuerdo a la ecuación de Nernst:

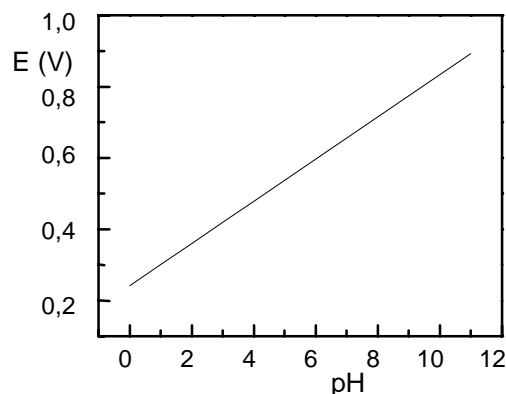
$$E = E^\circ - \frac{0,0591}{2} \log [\text{H}^+]^2$$

Sustituyendo valores y expresando en función del pH, queda:

$$E = 0,242 + 0,0591 \text{ pH}$$

Es decir, el potencial varía en forma lineal con el pH, como lo muestra el siguiente gráfico:

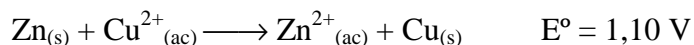
pH	E(V)
0	0,242
1	0,301
2	0,360
3	0,419



25. Para determinar el producto de solubilidad del ZnS se utiliza la pila de Daniell:  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ . La concentración de  $\text{Cu}^{2+}$  se hace 1 M, mientras que en el ánodo se añade  $\text{Na}_2\text{S}$  hasta que la concentración de ion sulfuro es 1 M y ha precipitado casi todo el  $\text{Zn}^{2+}$ . En estas condiciones el potencial de la celda es +1,78 V. Calcular el producto de solubilidad del ZnS

### Solución

En primer lugar se calcula el  $E^\circ$  de la pila de Daniell:



Por lo tanto la ecuación de Nernst es:

$$E = E^\circ - \frac{0,0591}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

con la cual se puede obtener la concentración de  $\text{Zn}^{2+}$  libre, ya que la concentración de  $\text{Cu}^{2+}$  es 1 M:

$$1,78 = 1,10 - \frac{0,0591}{2} \log [\text{Zn}^{2+}]$$

$$-\log [\text{Zn}^{2+}] = \frac{(1,78 - 1,10) 2}{0,0591}$$

$$\log [\text{Zn}^{2+}] = -23,05$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = 8,89 \times 10^{-24} \text{ M}$$

Como la concentración de  $\text{S}^{2-}$  es 1 M, entonces el producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}] [\text{S}^{2-}]$$

$$K_{ps} = 8,89 \times 10^{-24} \times 1$$

$$K_{ps} = 8,89 \times 10^{-24}$$

26. El potencial estándar de la semirreacción  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$  es  $-0,799 \text{ V}$ . Analice el efecto producido en el potencial al agregar iones  $\text{Cl}^-$ .

### Solución

La reacción inicial corresponde a:



Al agregar iones  $\text{Cl}^-$ , éstos reaccionarán con los iones  $\text{Ag}^+$ , formando  $\text{AgCl}$  insoluble. En relación al equilibrio, éste se desplazará hacia la derecha, aumentando por lo tanto el poder reductor de  $\text{Ag}$  y el potencial será mayor.

Conociendo el  $K_{ps}$  del  $\text{AgCl}$ , se puede calcular el nuevo potencial:

- **Método 1:**

La ecuación de Nernst que rige la semirreacción  $\text{Ag}/\text{Ag}^+$  es:

$$E = E^\circ - 0,0591 \log [\text{Ag}^+]$$

Al agregar iones cloruro, la  $[\text{Ag}^+]$  estará dada por el producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{ps}}{[\text{Cl}^-]}$$

reemplazando en la ecuación de Nernst, se tiene:

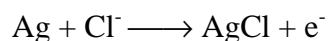
$$E = -0,799 - 0,0591 \log \frac{K_{ps}}{[Cl^-]}$$

Dado que el  $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-10}$  y para determinar el nuevo potencial estándar la  $[Cl^-] = 1,0 \text{ M}$ , entonces:

$$E = -0,799 - 0,0591 \log (1,7 \times 10^{-10})$$

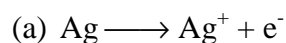
$$E = -0,222 \text{ V}$$

Este valor corresponde al potencial de oxidación de  $Ag/Ag^+$  en presencia de  $Cl^-$  1,0 M, es decir, para la semirreacción:



- **Método 2:**

Si se aplica el sistema de reacciones por etapas, se tiene que:



La semirreacción (a) corresponde a la que describe el poder reductor de la Ag metálica, transformándose en ion  $Ag^+$ , que reaccionarán con los iones  $Cl^-$  presentes para formar un compuesto poco soluble,  $AgCl$ , según la ecuación (b).

La semirreacción (a) tiene asociada un potencial estándar y la semirreacción (b) corresponde al inverso de la expresión del  $K_{ps}$ .

A partir del potencial de oxidación de  $Ag/Ag^+$  se puede calcular la  $K_{ox}$  asociada al proceso:



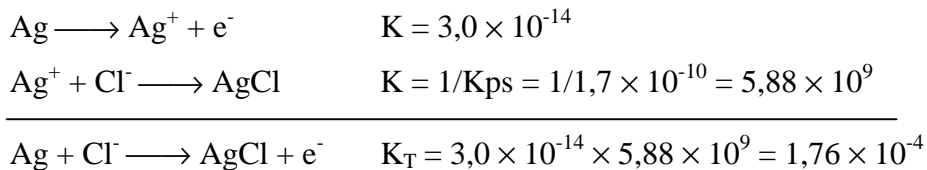
$$\log K = 16,92 n E^\circ$$

$$\log K = 16,92 \times 1 \times (-0,799)$$

$$\log K = -13,52$$

$$K = 3,0 \times 10^{-14}$$

Ahora que se conoce el valor de las constantes de equilibrio de ambas semirreacciones, se suman estas para obtener la ecuación total, cuya constante de equilibrio se obtendrá entonces multiplicando las K de las semirreacciones:



Una vez calculado el valor de  $K_T$ , se determina el valor de  $E^\circ$  asociada:

$$\log K = 16,92 \text{ n } E^\circ$$

$$E^\circ = \frac{\log K}{16,92 \text{ n}}$$

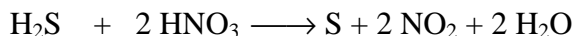
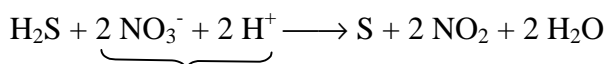
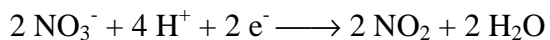
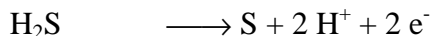
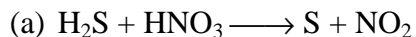
$$E^\circ = \frac{\log (1,76 \times 10^{-4})}{16,92 \times 1}$$

$$E^\circ = \frac{-3,75}{16,92}$$

$$E^\circ = -0,222 \text{ V}$$

- 27.** Cuando se pasa corriente de  $\text{H}_2\text{S}$  por disoluciones acuosas de  $\text{HNO}_3$ , se forma azufre elemental y, según las condiciones de reacción,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$  ó  $\text{N}_2$ . Determinar el peso equivalente de los reactivos en cada proceso.

Solución



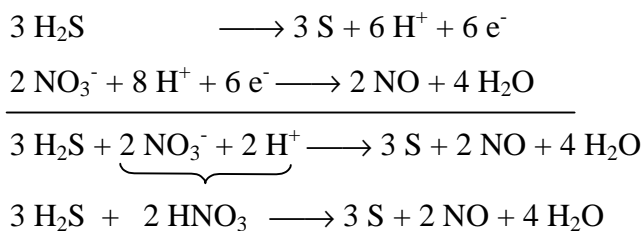
El peso equivalente de las sustancias participantes en reacciones redox es igual a la masa molecular dividida por el número de moles de electrones ganados o cedidos por cada **mol** de sustancia.

Por lo tanto, si los pesos moleculares de los reactantes son:  $\text{H}_2\text{S} = 34$  uma y  $\text{HNO}_3 = 63$  uma, los pesos equivalentes (PE) son:

$$\text{PE}_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{34}{2} = 17 \text{ g/eq.}$$

En el caso del  $\text{HNO}_3$ , la semirreacción indica que 2 moles de  $\text{NO}_3^-$  ganan  $2 e^-$ , por lo tanto un mol gana un electrón:

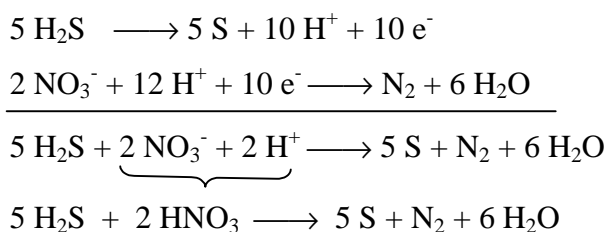
$$\text{PE}_{\text{HNO}_3} = \frac{63}{1} = 63 \text{ g/eq.}$$



El peso equivalente del  $\text{H}_2\text{S} = 17$  g/eq., ya que el cambio es el mismo que en (a), y por lo tanto cuando 1 mol de  $\text{H}_2\text{S}$  pasa a S, están involucrados 2 electrones.

Cuando el  $\text{HNO}_3$ , pasa a NO hay 3 moles de electrones involucrados por mol de  $\text{HNO}_3$ :

$$\text{PE}_{\text{HNO}_3} = \frac{63}{3} = 21 \text{ g/eq.}$$



En este caso, el peso equivalente del  $\text{H}_2\text{S}$  se mantiene (17 g/eq.), ya que la semirreacción es la misma.

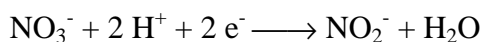
Para el  $\text{HNO}_3$ , en cambio aparecen 10 electrones para dos moles de  $\text{NO}_3^-$ , lo que significa que están involucrados 5 electrones por mol:

$$PE_{\text{HNO}_3} = \frac{63}{5} = 12,6 \text{ g/eq.}$$

28. Los nitratos en medio ácido se reducen a nitritos. Calcular el peso de  $\text{KNO}_3$  que se necesita para preparar 100 mL de una disolución 0,2 N que será utilizada como oxidante.

Solución

La semirreacción de reducción es:



En el proceso de reducción, cada mol de nitrato gana dos moles de electrones, por lo tanto el peso equivalente del  $\text{KNO}_3$  (PM = 101 g/mol) es:

$$PE = \frac{101}{2} = 50,5 \text{ g/eq}$$

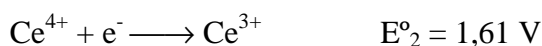
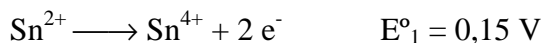
$$\text{Masa de } \text{KNO}_3 = V \text{ (L)} \times N \times PE$$

$$\text{Masa de } \text{KNO}_3 = 0,100 \text{ L} \times 0,2 \text{ eq L}^{-1} \times 50,5 \text{ g eq}^{-1} = 1,01 \text{ g}$$

29. El  $\text{Sn}^{2+}$  se puede valorar potenciométricamente con  $\text{Ce}^{4+}$ , según el equilibrio:  
 $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{Ce}^{4+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Ce}^{3+}$ ;  $E^\circ (\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}) = +0,15 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Ce}^{4+}|\text{Ce}^{3+}) = +1,61 \text{ V}$ .  
 Calcular el potencial en el punto de equivalencia.

Solución

Las dos semirreacciones que intervienen en este proceso redox son:



Para una valoración potenciométrica, el potencial en el punto de equivalencia está dado por

$$E_{\text{eq}} = \frac{n_1 E_1^\circ + n_2 E_2^\circ}{n_1 + n_2}$$

Sustituyendo los valores respectivos, se obtiene:

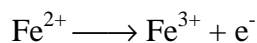
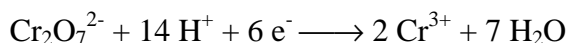
$$E_{\text{eq}} = \frac{(2 \times 0,15) + (1 \times 1,61)}{2 + 1}$$

$$E_{\text{eq}} = 0,64 \text{ V}$$

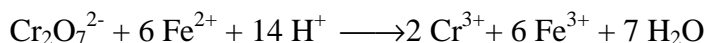
30. Una muestra de 5 g de un mineral de hierro se valora con una disolución de dicromato potásico, con lo cual se consigue oxidar todo el  $\text{Fe}^{2+}$  del mineral a  $\text{Fe}^{3+}$ . Si para la valoración se utilizan 132 mL de disolución 0,35 N de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  en medio ácido: (a) escribir y ajustar la ecuación iónica de la reacción que tiene lugar; (b) determinar el porcentaje de hierro en la muestra original.

### Solución

(a) Las semirreacciones involucradas en la valoración son:



Multiplicando la segunda semirreacción por 6 para igualar los electrones y sumando se obtiene:



En el punto de equivalencia se cumple que:

$$\text{N}^\circ \text{ eq. reductor} = \text{N}^\circ \text{ eq. oxidante}$$

$$\text{N}^\circ \text{ eq. reductor} = V_{\text{ox}} \times N_{\text{ox}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ eq. reductor} = 0,132 \text{ L} \times 0,35 \text{ eq L}^{-1} = 0,0462 \text{ eq.}$$

El reductor es el  $\text{Fe}^{2+}$  (PA = 55,85 uma) que pasa a  $\text{Fe}^{3+}$  cediendo 1 electrón por cada mol, por lo tanto el peso equivalente es:

$$\text{PE}_{\text{Fe}} = \frac{\text{PA}}{1}$$

$$\text{PE}_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ g/eq}$$

Si se conoce el N° de equivalentes en la muestra y el peso equivalente de la especie reductora, entonces se puede calcular la masa de Fe contenida en la muestra:

$$\text{Masa Fe} = \text{N}^\circ \text{ eq.} \times \text{PE}$$

$$\text{Masa Fe} = 0,0462 \text{ eq} \times 55,85 \text{ g eq}^{-1} = 2,580 \text{ g}$$

El cálculo del porcentaje se realiza entonces usando el peso de la muestra:

$$\frac{5,0 \text{ g de mineral}}{100\%} = \frac{2,580 \text{ g Fe}}{X\%}$$

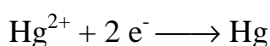
$$X = 51,60 \% \text{ Fe}$$

31. Cuántos Faradays se necesitan para producir un mol de metal libre a partir de los siguientes cationes: (a)  $\text{Hg}^{2+}$ ; (b)  $\text{K}^+$ ; (c)  $\text{Al}^{3+}$

### Solución

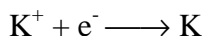
- (a) Por definición, un Faraday corresponde a la cantidad de electricidad necesaria para producir 1 equivalente-gramo de cualquier sustancia.

Ahora bien, para liberar 1 eq-g de una sustancia se requiere 1 mol de electrones, entonces se debe saber cuantos moles de electrones se requieren para liberar un mol del metal:



En este caso se requiere 2 moles de electrones, por consiguiente se requieren 2 Faradays.

- (b) Para el ion  $\text{K}^+$  la semirreacción es:



Para producir un mol de K metálico se necesita 1 mol de electrones, entonces se requiere 1 Faraday.

- (c) En este caso, sin escribir la semirreacción, se puede apreciar que el ion  $\text{Al}^{3+}$  necesita 3 moles de electrones para dar un mol de Al metálico, luego se requiere 3 Faradays.

32. Calcular la masa de oro depositada por electrólisis del sulfato de oro(III) si se aplica una corriente de 0,3 A durante 20 horas.

### Solución

Para calcular la masa de oro depositada se debe aplicar la expresión:

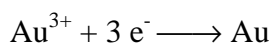
$$m = \frac{\text{Eq-g} \times I \times t}{96.500}$$

donde Eq-g = peso equivalente de la sustancia depositada

I = intensidad de la corriente (en Amperios)

t = tiempo en segundos durante el que circula la corriente.

Se hace necesario entonces calcular el peso equivalente (Au PA = 197)



$$\text{PE}_{\text{Au}} = \frac{\text{PA}}{n} = \frac{197}{3} = 65,67 \text{ g/eq}$$

Además se debe convertir el tiempo a segundos:

$$20 [\text{hr}] \times 60 [\text{min hr}^{-1}] \times 60 [\text{s min}^{-1}] = 72.000 \text{ s}$$

Reemplazando:

$$m = \frac{65,67 \times 0,3 \times 72.000}{96.500}$$

$$m = 14,70 \text{ g}$$

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

**Solución**

Primero se calcula a cuantos Faradays corresponde la cantidad de carga de 14.475 C:

$$\frac{14.475 \text{ C}}{96.500 \text{ C/F}} = 0,15 \text{ F}$$

Como 1 Faraday corresponde a la cantidad de corriente necesaria para producir 1 eq-g de sustancia, se puede calcular el peso equivalente del metal:

$$\frac{0,15 \text{ F}}{8,43 \text{ g}} = \frac{1 \text{ F}}{X \text{ g}}$$

$$X = 56,2 \text{ g/eq}$$

Como el metal proviene de una solución de iones dipositivos, el peso atómico del metal corresponde al doble del peso equivalente, ya que están involucrados 2 electrones:

$$PA = 56,2 \text{ g eq}^{-1} \times 2 \text{ eq mol}^{-1} = 112,4 \text{ g mol}^{-1}$$

Buscando en una Tabla Periódica, se puede comprobar que este peso atómico corresponde al cadmio (Cd)

34. Una cuba electrolítica contiene 1.500 mL de una disolución de sulfato cúprico. Al pasar una corriente de 1,8 A durante 16 horas, se deposita todo el cobre de la disolución. Calcular la molaridad de la disolución inicial de sulfato cúprico

**Solución**

La cantidad de carga eléctrica que atraviesa la solución en el tiempo dado es:

$$Q = I \times t = 1,8 \text{ [C s}^{-1}] \times (16 \text{ [h]} \times 60 \text{ [min h}^{-1}] \times 60 \text{ [s min}^{-1}])$$

$$Q = 103.680 \text{ C}$$

Los moles de electrones que hay en estos Coulombs son:

$$\frac{103.680}{96.500} = 1,074 \text{ moles de electrones}$$

Ahora bien, cada mol de iones  $\text{Cu}^{2+}$  que se reduce utiliza 2 moles de electrones, entonces:

$$\frac{1,074}{2} = 0,537 \text{ moles de } \text{Cu}^{2+}$$

Estos moles de iones  $\text{Cu}^{2+}$  se encuentran en 1.500 mL de solución, por lo tanto la molaridad de la solución inicial es:

$$\frac{0,537 \text{ moles}}{1,5 \text{ L de solución}} = 0,358 \text{ M}$$