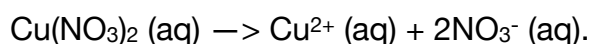


ELECTROQUÍMICA

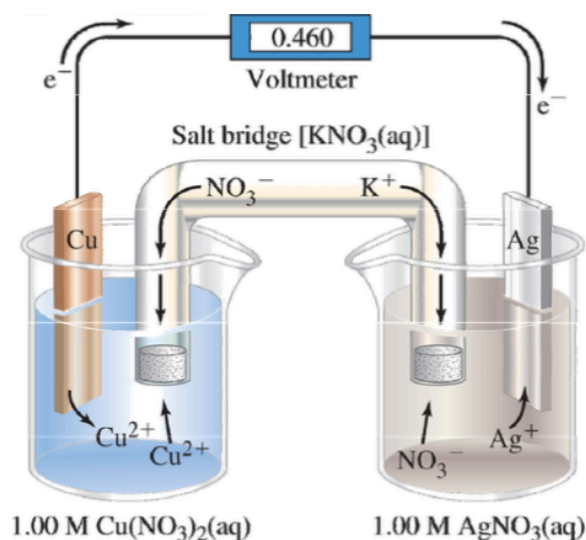
- Reacciones ácido-base: transferencia de protones.
 - Ácido: sustancia que libera protones.
 - Base: sustancia que adquiere protones.
- Reacciones Redox: transferencia de electrones con cambio en el número de oxidación.
 - Oxidación: se pierden electrones en el ánodo, por lo que aumenta el número de oxidación.
 - Reducción: se ganan electrones en el cátodo, por lo que disminuye el número de oxidación.

- Potenciales de electrodo y su medida.

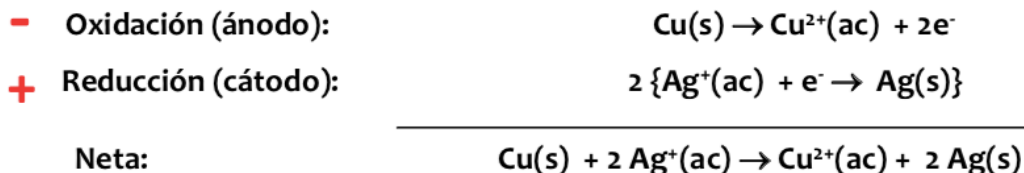
- **Célula electrofórica:** combinación de dos semicélulas.



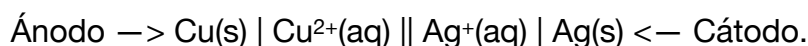
- Ánodo: los átomos de Cu(s) se incorporan a la disolución como iones Cu^{2+} dejando e^- sobre el electrodo de Cu(s).
- Cátodo: los iones Ag^+ de la disolución cogen e^- y se depositan como plata metálica sobre el electrodo.
- Puente salino: los cationes de K^+ se mueven hacia la semicélula del AgNO_3 para contrarrestar la carga negativa del NO_3^- y los aniones de NO_3^- se desplazan a la semicélula de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ para neutralizar la carga positiva de los cationes Cu^{2+} .



- La lectura del voltímetro es la diferencia de potencial entre las dos semicélulas.
- **Fuerza electromotriz (Fem):** provoca el movimiento de los e⁻ gracias a la diferencia de potencial.



- **Esquema de células y términos utilizados:**



- El límite entre dos fases se representa por una barra vertical.
- El límite entre las dos semicélulas se representa por una doble barra vertical.
- Las especies en disolución se sitúan a ambos lados de la doble barra y las especies distintas de la disolución se separan por una coma.
- Células galvánicas: células electroquímicas en las que reacciones químicas espontáneas producen electricidad.
- Células electrolíticas: células electroquímicas en las que se utiliza electricidad para producir una transformación química no espontánea.
- Al desplaza al Zn²⁺: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ y $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$.
- **Potenciales estándar de electrodo**: La medida del potencial de la semicélula se determina frente al electrodo estándar de hidrógeno.
 - Combinando los potenciales estándar de cada electrodo, obtenemos una fem estándar para una célula voltaica.

- Procesos espontáneos

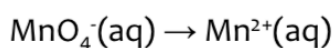
- Propiedad: si $\Delta G < 0$, entonces $E_{\text{cel}} > 0$. $\Delta G = -nFE_{\text{cel}}$.
 - n: número de electrones transferidos entre los dos electrodos.
 - F: cte de Faraday: carga eléctrica por mol de e⁻ = 96'485 C/mole⁻
- Para predecir el sentido de un proceso espontáneo en una reacción redox:
 - $E_{\text{cel}} > 0$: espontáneo en sentido directo.
 - $E_{\text{cel}} < 0$: no es espontáneo en sentido directo.
 - $E_{\text{cel}} = 0$: reacción en equilibrio para las condiciones indicadas.

- **Ecuación de Nernst:** relaciona el potencial de la célula con las concentraciones de reactivos y productos.

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cel}}^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$$

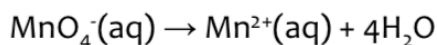
- Q: cociente de reacción. $Q = \frac{[P1]^c[P2]^d}{[R1]^a[R2]^b}$
- a, b, c, d: coeficientes de reacción.
- $0,059 = 2,303RT/F$.
- Empleada en condiciones no estandar
- Si $E_{\text{cel}} = 0 \rightarrow Q = K_{\text{eq}}$.

Si hubiéramos tenido que ajustar la reacción de reducción de MnO_4^- (aq) a Mn^{2+} (aq) :

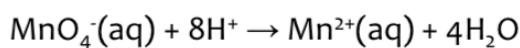


1º) ¿están los átomos de manganeso ajustados? Sí (si no lo estuvieran \rightarrow ajustar)

2º) ¿están los átomos de oxígeno ajustados? No (ajustar con moléculas de agua)



3º) ¿están los átomos de hidrógeno ajustados? No (ajustar con protones)



4º) ¿están las cargas ajustadas? No (ajustar con electrones)

