

“CÓMO RESOLVER ALGUNOS EJERCICIOS DE ELECTROQUÍMICA (Parte 1)”

Cuando en una reacción química cambia el número de oxidación de uno o más de los elementos presentes en dicha reacción, se tiene una reacción de oxido-reducción; tales reacciones, se pueden llevar a cabo de forma espontánea o no espontánea. A partir de las reacciones de óxido-reducción espontáneas se puede obtener energía eléctrica mediante el dispositivo adecuado comúnmente llamado celda voltaica, celda galvánica, pila voltaica o pila galvánica; tal dispositivo, consta, en términos generales, de un electrodo positivo (ánodo), un electrodo negativo (cátodo), dos electrólitos disueltos en agua y un puente salino. Una forma de resolver los ejercicios relacionados con este tipo de celdas, es considerando los puntos siguientes:

1.	<i>En una celda voltaica, se produce electricidad a partir de una reacción de óxido-reducción espontánea.</i>
2.	<i>Una celda voltaica está constituida por dos semi-celdas, una de oxidación y otra de reducción.</i>
3.	<i>En una celda voltaica, la oxidación se lleva a cabo en el ánodo y la reducción en el cátodo.</i>
4.	<i>Un átomo se oxida si su número de oxidación aumenta, esto sucede cuando el átomo pierde electrones.</i>
5.	<i>Un átomo se reduce si su número de oxidación disminuye, esto sucede cuando el átomo gana electrones.</i>
6.	<i>Existen tablas con los potenciales de reducción de diferentes sustancias a condiciones estándar (1 [M], 1 [atm] y 25 [°C]).</i>
7.	<i>Al invertir una reacción de reducción, se convierte en una reacción de oxidación y viceversa; en tales casos, cambia el signo de su correspondiente potencial.</i>
8.	<i>Cuando una reacción de oxidación o de reducción se multiplica por un escalar, su correspondiente potencial no se altera.</i>
9.	<i>Cuando se tienen dos reacciones de reducción y se desea obtener una celda voltaica, se debe invertir aquella reacción que tenga el menor potencial de reducción, para que se convierta en una reacción de oxidación.</i>

10.	<i>El potencial de una celda voltaica, también llamado fuerza electromotriz, es siempre positivo y se obtiene sumando el potencial de oxidación y el potencial de reducción.</i>
11.	<i>La reacción iónica total de una celda voltaica, se obtiene sumando la reacción de oxidación y la reacción de reducción, de tal forma que se cancelen los electrones involucrados; es decir, en la reacción iónica total no se deben tener electrones.</i>
12.	<i>En el diagrama de una celda voltaica, primero se escribe la oxidación y posteriormente la reducción, separadas por el puente salino.</i>

Ejercicio 1

Determine el potencial de una celda constituida por las semiceldas Al/Al³⁺ y Pb/Pb²⁺ y determine también:

- Qué reacción se lleva a cabo en cada electrodo.
- Cuál es la reacción iónica total.
- Cuál es el diagrama de la celda voltaica.

Resolución:

- En este ejercicio, se determinan primero los números de oxidación de las especies de cada semicelda, quedando lo siguiente:



- Considerando los puntos 4 y 5, se escriben las reacciones de reducción y se buscan en tablas sus correspondientes potenciales, quedando las reacciones siguientes:



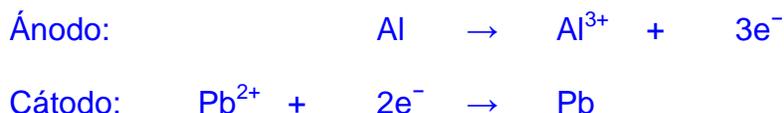
- Considerando el punto 9, se invierte la primera reacción, quedando:



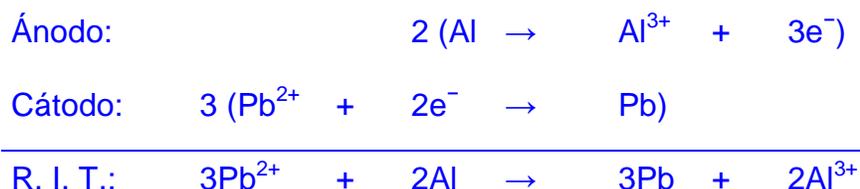
- El potencial de la celda se obtiene considerando el punto **10**, como se muestra a continuación:

$$E_{cel}^0 = E_{ox}^0 + E_{red}^0 \quad \Rightarrow \quad E_{cel}^0 = 1.534 \text{ [V]}$$

- Considerando lo mencionado en los puntos **2** y **3**, se establece que la oxidación se lleva a cabo en el ánodo y la reducción en el cátodo, como se muestra a continuación:



- Considerando lo descrito en el punto **11**, se obtiene la reacción iónica total, como se muestra a continuación:

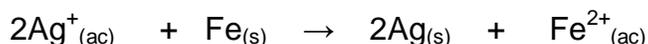


- Finalmente, con base en lo mencionado en el punto **12**, se obtiene el diagrama de la celda colocando primero la oxidación y después la reducción, como se muestra a continuación:



Ejercicio 2

De acuerdo a la reacción siguiente:



- Proponga las reacciones del ánodo y del cátodo.
- Calcule la fuerza electromotriz de la pila voltaica a 25 [°C] y 1 [atm].
- Proponga el diagrama de la pila voltaica.

Resolución:

- En este ejercicio, se determinan primero los números de oxidación de las especies involucradas en la reacción, quedando lo siguiente:

Número de oxidación:	+1	0	0	+2
Especie:	Ag ⁺	Fe	Ag	Fe ²⁺

- Considerando los puntos **4** y **5**, el hierro se oxida y la plata se reduce; por lo tanto, de acuerdo al punto **3**, las reacciones que ocurren en cada electrodo serían las siguientes:



- Considerando el punto **6**, la reacción de la plata es de reducción y su potencial se puede encontrar fácilmente en tablas; sin embargo, la reacción del hierro es de oxidación, por lo cual se invierte (punto **7**) para localizar en tablas su correspondiente potencial de reducción, a dicho potencial de reducción se le cambia de signo para emplearlo como potencial de oxidación; de esta forma, las reacciones quedan como se muestran a continuación:



- Considerando el punto **10**, el potencial de la celda se obtiene como se muestra a continuación:

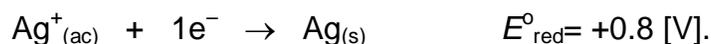
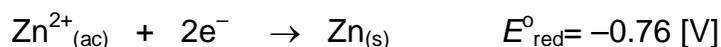
$$E_{cel}^0 = E_{ox}^0 + E_{red}^0 \quad \Rightarrow \quad E_{cel}^0 = 1.239 \text{ [V]}$$

- Finalmente, con base en lo mencionado en el punto **12**, se obtiene el diagrama de la celda como se muestra a continuación:



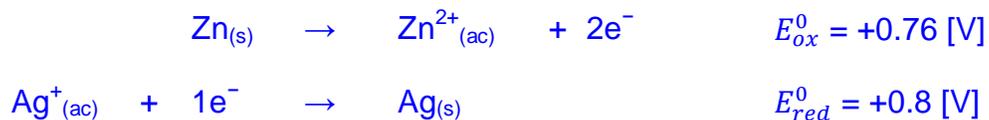
Ejercicio 3

Con los pares óxido–reducción siguientes, arme la pila que producirá mayor cantidad de energía eléctrica y calcule su Fem en condiciones estándar.



Resolución:

- En este ejercicio, ya se conocen las reacciones de reducción y sus correspondientes potenciales; por lo tanto, considerando los puntos **2**, **9** y **10**, se deja como reacción de reducción a la tercera reacción (ya que presenta el mayor potencial de reducción) y se invierte la primera reacción (porque presenta el menor potencial) para que se convierta en una reacción de oxidación, quedando las reacciones siguientes:



- Considerando el punto **10**, el potencial de la celda se obtiene como se muestra a continuación:

$$E_{cel}^0 = E_{ox}^0 + E_{red}^0 \Rightarrow E_{cel}^0 = 1.56 \text{ [V]}$$

BIBLIOGRAFÍA:

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.