

## APRENDIENDO ELECTROQUÍMICA. UN ESTUDIO COMPARATIVO

### ELECTROCHEMISTRY LEARNING. A COMPARATIVE STUDY

**Maria I. Vera, Graciela M. Montiel, Marta G. Stoppello y Liliana I. Giménez**  
Universidad Nacional del Nordeste, Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y Agrimensura,  
Av. Libertad 5460. (3400) Corrientes. Argentina  
(e-mail: marilev09@yahoo.com.ar)

*Recibido: 23/11/2010 - Evaluado: 06/12/2010 - Aceptado: 29/12/2010*

#### RESUMEN

Se realizó un seguimiento del proceso de enseñanza y aprendizaje de Electroquímica y se compararon los resultados obtenidos en evaluaciones parciales, con el objetivo de analizar si existen diferencias significativas en la apropiación de contenidos entre alumnos de carreras con diferentes perfiles. Se trabajó en los años 2009 y 2010 con dos grupos de alumnos en cada año, pertenecientes a carreras químicas y no químicas respectivamente. En ambos grupos se desarrollaron, con la misma carga horaria, contenidos conceptuales y procedimentales en clases teóricas con prácticas de resolución de problemas y de laboratorio. Para la evaluación se presentaron idénticas situaciones problemáticas, cuyos resultados muestran diferencias no significativas entre ambos grupos en la identificación del cátodo y del ánodo y cálculo de la fem estándar de la celda; en cambio en la aplicación de la Ecuación de Nernst y la identificación de especies químicas que reaccionan en los electrodos, hay diferencias significativas en las respuestas dadas.

#### ABSTRACT

For analyzing the existence of significant differences in the Electrochemistry contents appropriation among students of careers with different profiles, a monitoring of the teaching and learning process and a comparison of the results obtained in partial evaluations was applied. This study has been conducted during the years 2009 and 2010 through two groups of chemical and non-chemical students' careers respectively each year. In both groups it was developed conceptual and procedural contents in theory classes, as well as problem solving and laboratory practices during equal time periods. For evaluation purposes it has been presented identical problems for both groups and the results show non-significant differences between them in the identification of the cathode and the anode and the calculation of the cell standard EMF; however, in the application of the Nernst equation and the identification of chemical species that react to electrodes, it was found significant differences in the given answers.

Palabras clave: electroquímica; enseñanza; aprendizaje; químicos y no químicos  
Keywords: electrochemistry; teaching; learning; chemist and non-chemist

## INTRODUCCIÓN

El aprendizaje se entiende como un proceso situado que depende de múltiples factores, entre los que se encuentran las diversas interacciones que tiene el estudiante con el medio, con sus profesores y pares, y con las herramientas a las que tiene acceso (García y Perales, 2006).

La Electroquímica es uno de los temas más difíciles de abordar dentro de los cursos de Química correspondientes a los planes de estudio del Nivel Medio Superior (De Jong et al., 1995). Al impartir clases en el Nivel Superior, Albarrán-Zabala (2008) ha observado que sus alumnos de ingeniería química tienen muchos problemas al tratar de entender y utilizar correctamente los criterios para seleccionar la dirección espontánea de las reacciones electroquímicas. Según este autor la deficiencia radica en que el alumno no domina ni entiende claramente los conceptos de oxidación, reducción, potencial redox y espontaneidad.

Vasini y Donati (2001), afirman que generalmente para los educandos y educadores las dificultades en dicho contenido se presentan en la identificación del marco conceptual y físico común entre celdas electrolíticas y galvánicas, así como las asociadas a las propias reacciones de óxido-reducción, iones responsables del transporte de la corriente eléctrica a través de la solución y del puente salino o con la interpretación de las cargas asignadas a cada electrodo.

De Jong et al. (2002), realizaron un pormenorizado análisis de las dificultades en la enseñanza y aprendizaje de la electroquímica y concluyeron que la identificación de reactivos que se comportan como agentes oxidantes o reductores, la interpretación y asignación de números de oxidación en especies poliatómicas, son algunos de los ítems que mayor confusión generan entre los estudiantes.

El tema Electroquímica es parte de los programas de las asignaturas Química General y Química Inorgánica para las carreras Licenciatura en Química, Profesorado en Ciencias Químicas y del Ambiente y Bioquímica; como así también de Química General para Ingeniería Eléctrica, Ingeniería en Electrónica, Profesorado y Licenciatura en Física de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y Agrimensura (FaCENA), de la Universidad Nacional del Nordeste (UNNE). Generalmente se lo presenta al alumnado recién al ingresar a la Universidad, por lo que el universitario ingresante no ha tenido instrucción formal en el mismo y necesita poseer conceptos que resultan claves a la hora del aprendizaje (Rocha et al., 2000). Lograr aprendizajes basados en el establecimiento de relaciones esenciales que conduzcan a generalizaciones con bases teóricas, así como la perdurabilidad y la posibilidad de que sean transferibles a situaciones nuevas o relativamente nuevas constituye una meta a alcanzar con el desarrollo de los contenidos de este tema en las carreras más arriba mencionadas.

Es objetivo general de este trabajo comparar los resultados obtenidos en evaluaciones realizadas sobre diversos contenidos del tema "electroquímica", por alumnos pertenecientes a carreras con diferentes perfiles (químico y no químico) y analizar similitudes y diferencias entre ambos grupos en los ciclos lectivos 2009 y 2010. Como objetivo específico, se desea indagar sobre los conceptos y procedimientos que presentan mayor dificultad de comprensión en este tema.

## METODOLOGÍA

Los contenidos de Electroquímica para alumnos de carreras no químicas – Ingeniería Eléctrica, Ingeniería en Electrónica, Profesorado en Física y Licenciatura en Ciencias Físicas- se desarrollaron en la Asignatura Química General durante el primer cuatrimestre lectivo (marzo-junio) del segundo año de dichas carreras. Este grupo de alumnos al momento de la evaluación ya había desarrollado temas de álgebra y física en asignaturas del primer año.

Los alumnos de carreras químicas – Profesorado en Ciencias Químicas y del Ambiente, Licenciatura en Ciencias Químicas y Bioquímica – en cambio, dieron estos contenidos en dos materias de primer año, Química General en

el primer cuatrimestre lectivo (marzo-junio) y Química Inorgánica en el segundo cuatrimestre lectivo (agosto-noviembre).

Para el grupo de alumnos de carreras no químicas, los diferentes tópicos se abordaron en clases teórico-prácticas y en tres trabajos prácticos de laboratorio abarcando diecisiete horas totales de clases presenciales. Si bien en el cursado 2009 no se desarrollaron series de resolución de situaciones problemáticas de Electroquímica en las clases prácticas, los alumnos disponían de una guía con problemas seleccionados para resolución voluntaria como estrategia de fijación de los conceptos desarrollados. En el año 2010, en cambio, se implementó una serie con ejercicios que se resolvieron en dos clases de tres horas cada una.

Para el grupo de alumnos de carreras químicas en los períodos analizados, los fundamentos teóricos básicos del tema Electroquímica se desarrollaron en dos clases de teoría de Química General con un total de cuatro horas. Estos contenidos fueron herramientas para la profundización del tema en la asignatura Química Inorgánica en dos clases teóricas de dos horas cada una, una clase de laboratorio de tres horas y tres clases prácticas de resolución de problemas de tres horas cada una, haciendo un total de dieciséis horas presenciales.

Con la finalidad de analizar si existen diferencias significativas en los resultados de evaluaciones escritas de contenidos de Electroquímica entre alumnos de ambos grupos de carreras, se los examinó con idénticas situaciones problemáticas abarcando los ítems detallados a continuación. Se resalta que al momento de las evaluaciones ambos grupos habían desarrollado los contenidos con una misma carga horaria total.

*En el año 2009:* identificación del cátodo y el ánodo de una pila, cálculo del potencial de una celda en condiciones estándar ( $\Delta E^{\circ} = E^{\circ} \text{cátodo} - E^{\circ} \text{ánodo}$ ), determinación de la espontaneidad de reacciones aplicando la relación entre variación de la energía libre de Gibbs ( $\Delta G^{\circ}$ ) y fem estándar ( $\Delta E^{\circ}$ ), realización de un esquema de una celda galvánica con todas las referencias, Ecuación de Nernst, concepto de electrólisis.

*En el año 2010:* procesos redox espontáneos (celdas galvánicas), diagrama de celda, reacciones anódica, catódica y global, cálculo del potencial de una pila en condiciones estándar ( $\Delta E^{\circ} = E^{\circ} \text{cátodo} - E^{\circ} \text{ánodo}$ ), aplicación de la Ecuación de Nernst. Procesos redox no espontáneos (celdas electrolíticas): reconocimiento de iones que transportan la corriente eléctrica, identificación de la especie química que reacciona en cada uno de los electrodos y posterior escritura de las ecuaciones anódica, catódica y global en diferentes casos de electrólisis.

En el año 2009 se ensayó con dos grupos de 50 alumnos, haciendo un total igual a 100 (cien). En el año 2010 con dos grupos de 100 alumnos cada uno haciendo un total de 200 (doscientos).

Para la evaluación se presentaron idénticas situaciones problemáticas, cuyos resultados se analizan con prueba estadística de  $\chi^2$ , para establecer si existen o no diferencias significativas entre ambos grupos. El análisis se realizó para cada ciclo lectivo.

## RESULTADOS Y ANALISIS

Los resultados se presentan y analizan por año calendario porque en cada cohorte se evaluaron contenidos diferentes del tema electroquímica.

En las Tablas 1 y 2 se muestran los resultados obtenidos para los ejercicios 1 y 2 evaluados en el año 2009, teniendo como indicadores las respuestas correctas, incorrectas y no contestadas en ambos grupos. En la tabla 3 el tratamiento estadístico correspondiente. En el Anexo, se presentan los ejercicios evaluados y sus respuestas correctas.

Tabla 1: Ejercicio 1. Año 2009

Ejercicio 1	Químicos			No Químicos		
	Correcto	Incorrecto	No contesta	Correcto	Incorrecto	No contesta
a) Esquema de pila galvánica	46(92%)	4(8%)	0	47(94%)	2(4%)	1(2%)
b) Identificación de cátodo y ánodo. Cálculo de $\Delta E^\circ$	44(88%)	6(12%)	0	38(76%)	7(14%)	5(10%)
c) Relación entre $\Delta G^\circ$ y $\Delta E^\circ$	47(94%)	1(2%)	2 (4%)	41(82%)	4(8%)	5(10%)

Tabla 2: Ejercicio 2. Año 2009

Ejercicio 2	Químicos			No Químicos		
	Correcto	Incorrecto	No contesta	Correcto	Incorrecto	No contesta
a) Ecuación de Nernst. Escritura y significado	34(68%)	15(30%)	1(2%)	33(66%)	3(6%)	14(28%)
b) Electrólisis	36(72%)	13(26%)	1(2%)	24(48%)	14(28%)	12(24%)
c) Identificación de cátodo y ánodo. Cálculo de $\Delta E^\circ$	42(84%)	7(14%)	1(2%)	32(64%)	7(14%)	11(22%)

Tabla 3: Resultados estadísticos ejercicios 1 y 2 del año 2009

Ejercicio 1	$\chi^2_{\text{observado}}$	$\chi^2_{\text{teórico}}$ ( $\alpha = 0,01$ )	Ejercicio 2	$\chi^2_{\text{observado}}$	$\chi^2_{\text{teórico}}$ ( $\alpha = 0,01$ )
a) Esquema de pila galvánica	2,68	9,21	a) Ecuación de Nernst. Escritura y significado.	21,13	9,21
b) Identificación de cátodo y ánodo. Cálculo de $\Delta E^\circ$	5,52		b) Electrólisis	11,74	
c) Relación entre $\Delta G^\circ$ y $\Delta E^\circ$	2,88		c) Identificación de cátodo y ánodo. Cálculo de $\Delta E^\circ$	11,66	

Se puede observar en la Tabla 1 que el número de respuestas correctas es prácticamente igual en el ítem a), con ligeras diferencias en los ítems b) y c). El número de respuestas incorrectas no supera el 15% para ambos grupos.

En la Tabla 2 los resultados muestran que para el ítem a) coincide el número de respuestas correctas, pero hay una marcada diferencia en respuestas incorrectas dadas por los químicos, mientras que no responden un elevado número de no químicos. En los ítems b) y c) el número de respuestas correctas es superior en el grupo de químicos; es coincidente el número de respuestas incorrectas y es muy superior el número de no químicos que no responde.

Sin embargo para el ejercicio 2, en la escritura de la ecuación de Nernst las respuestas no homogéneas corresponden a las categorías incorrecta y no contesta. Para los ítems electrólisis, identificación del ánodo y el cátodo y cálculo de  $\Delta E^\circ$  hay diferencias significativas en respuestas correctas a favor de los químicos.

En la Tabla 3 donde se presenta el análisis de los resultados con la prueba estadística de  $\chi^2$  para los ejercicios del año 2009, del análisis comparativo entre las respuestas de ambos grupos de alumnos resulta que para el ejercicio 1 y en los ítems referidos a la realización del esquema de una pila galvánica, identificación del cátodo y el ánodo y posterior cálculo del potencial de la pila en condiciones estándar no hay diferencias significativas.

En las Tablas 4 y 5 se muestran los resultados obtenidos para los ejercicios evaluados en el año 2010, teniendo como indicadores las respuestas correctas, incorrectas y no contestadas en ambos grupos respecto a procesos redox espontáneos y no espontáneos. En las tablas 6 y 7 los tratamientos estadísticos correspondientes. En el Anexo, se presentan los ejercicios evaluados y sus respuestas correctas.

En la Tabla 4, para los ejercicios sobre procesos redox espontáneos, en los ítems a) y b) el número de respuestas correctas en el grupo de no químicos supera al del grupo de químicos, el número de alumnos que no responde al ítem, es prácticamente el mismo en ambos grupos. Para el ítem c) es muy superior el número de respuestas correctas de los no químicos y las no respondidas por este grupo, son marcadamente inferiores. En el ítem d) coincide el número de respuestas correctas dadas por los grupos analizados, pero si bien el número de respuestas incorrectas de los químicos es muy inferior al de no químicos, se observa un elevado número de respuestas no contestadas en el grupo de químicos.

Tabla 4: Procesos redox espontáneos. Año 2010

Temas	Químicos			No Químicos		
	Correcto	Incorrecto	No contesta	Correcto	Incorrecto	No contesta
a) Diagrama de celda	48(48%)	40(40%)	12(12%)	54(54%)	32(32%)	14(14%)
b) Escritura de las reacciones de electrodo	49(49%)	38(38%)	13(13%)	55(55%)	28(28%)	17(17%)
c) Cálculo de $\Delta E^\circ$	41(41%)	27(27%)	32(32%)	70(70%)	18(18%)	12(12%)
d) Aplicación de la Ecuación de Nernst	26(26%)	20(20%)	54(54%)	26(26%)	57(57%)	17(17%)

Tabla 5: Procesos redox no espontáneos. Año 2010

Temas	Químicos			No Químicos		
	Correcto	Incorrecto	No contesta	Correcto	Incorrecto	No contesta
a) Identificación de los iones que transportan la corriente eléctrica	64(64%)	28(28%)	8(8%)	43(43%)	50(50%)	8(8%)
b) Selección de la especie química que reacciona en el electrodo	28(28%)	40(40%)	32(32%)	20(20%)	56(56%)	24(24%)

Tabla 6: Resultados estadísticos Procesos redox espontáneos. Año 2010

Temas	$\chi^2_{\text{observado}}$	$\chi^2_{\text{teórico}} (\alpha = 0,01)$
a) Diagrama de celda	0,73	9,21
b) Escritura de las reacciones de electrodo	1,18	
c) Cálculo de $\Delta E^\circ$	18,46	
d) Aplicación de la Ecuación de Nernst	52,38	

Tabla 7: Resultados estadísticos Procesos redox no espontáneos. Año 2010

Temas	$\chi^2_{\text{observado}}$	$\chi^2_{\text{teórico}} (\alpha = 0,01)$
a) Identificación de los iones que transportan la corriente eléctrica	10,32	9,21
b) Selección de la especie química que reacciona en el electrodo	5,14	

En los resultados que se muestran en la Tabla 5 para los procesos redox no espontáneos los químicos superan en respuestas correctas a los no químicos y hay coincidencia en el número de respuestas no contestadas en el ítem a). En el ítem b) hay más respuestas incorrectas en el grupo de no químicos y los químicos superan en respuestas no contestadas.

En la Tabla 6 los resultados no muestran diferencias significativas entre ambos grupos en la escritura del diagrama de celda y de las ecuaciones anódica, catódica y global de la celda. En cambio las respuestas correctas en el cálculo del potencial de una celda en condiciones estándar ( $\Delta E^{\circ}$ ) y las incorrectas correspondientes a la aplicación de la ecuación de Nernst no son homogéneas.

Se observa en la Tabla 7 que las respuestas respecto al reconocimiento de los iones que transportan la corriente eléctrica, no son homogéneas. Respecto a la selección de la especie química que reacciona en los electrodos, la diferencia no significativa se evidencia en las respuestas incorrectas y en las no respondidas por ambos grupos.

## CONCLUSIONES

En función de los resultados obtenidos en el año 2009 se evidencia la apropiación de los contenidos referidos a la realización del esquema de la pila galvánica, identificación del cátodo y del ánodo y posterior cálculo del potencial de la celda en condiciones estándar independientemente del perfil de la carrera y del año de cursado de las asignaturas.

La expresión matemática de la Ecuación de Nernst y su interpretación surge como un tema que ofrece dificultad para los alumnos de carreras químicas de primer año. En cambio este grupo manifiesta mayor apropiación del concepto de electrólisis y la identificación de cátodo y ánodo de una celda para el posterior cálculo de  $\Delta E^{\circ}$ . Esto sugiere que los alumnos químicos de primer año al momento de la evaluación han asimilado la función de las convenciones usadas en este tema en mayor grado que los no químicos.

En el año 2010, la escritura del diagrama de celda según la convención vigente y las ecuaciones anódica, catódica y global son temas igualmente asimilados por ambos grupos, a pesar de que el grupo de químicos los ha desarrollado en dos asignaturas al momento de la evaluación (Química General y Química Inorgánica) mientras que los no químicos por única vez en la asignatura Química General.

Los mejores resultados obtenidos respecto a la aplicación de la convención para el cálculo del potencial estándar de celda ( $E^{\circ}_{\text{celda}} = \Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{catodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$ ) por parte del grupo de no químicos, podría deberse al año de cursado de la asignatura (segundo año) y a la mayor base en matemática y sus algoritmos en comparación con los químicos que cursan primer año de la carrera.

En la aplicación de la Ecuación de Nernst los no químicos muestran su intención de responder aun a costa del resultado incorrecto que obtuvieron, y los químicos, en cambio, prefieren no responder.

Para procesos redox no espontáneos (electrólisis), en la identificación de los iones que transportan la corriente eléctrica hacia los electrodos, el mayor número de respuestas correctas de químicos puede deberse a que desarrollan este tema en Química General y Química Inorgánica. Hay dificultad para reconocer las especies químicas que reaccionan en los electrodos y deducir las ecuaciones anódica, catódica y global en ambos grupos. Esto sugiere la necesidad de intensificar la ejercitación con mayor número de propuestas referidas al uso e interpretación de los valores de la tabla de potenciales estándar de reducción.

Se considera que estos resultados pueden deberse a que los alumnos de las carreras analizadas, al estudiar el tema Electroquímica requieren de conocimientos de Química, Termodinámica y Electricidad. Además ellos tienen preferencia o están familiarizados con una de estas áreas, dependiendo de los gustos y de la preparación previa adquirida durante la carrera que están estudiando, ya que existen diferencias entre los conocimientos que tienen estudiantes de ingeniería, de física y de química, consecuencia de las diferencias en los planes de estudio vigentes para el ciclo básico.

## REFERENCIAS

Albarrán-Zavala, E. (2008); *El potencial redox y la espontaneidad de las reacciones electroquímicas*. Lat. Am. J. Phys. Educ.: 2(3), 336-345.

De Jong, O.; Acampo, J.; Verdonk, A. (1995); *Problems in Teaching the Topic of Redox Reactions: Actions and Conceptions of Chemistry Teachers*. J. Res. Sci. Teach.: 32, 1097-1110.

De Jong, O.; Gilbert, J.; Justi, R.; Treagust, D. (2002); *Chemical Education: Towards Research-Based Practice*. Kluwer Academic Publishers, Sección D, Capítulo 14, pp. 317-338.

García García, J.J.; Perales Palacios, F.J. (2006); *¿Cómo usan los profesores de Química las representaciones semióticas?* Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias: 5(2), 247-256.

Rocha, A.; García Rodeja Fernández, E.; Domínguez Castiñeiras, J.M. (2000); *Dificultades en el aprendizaje del equilibrio químico*. [http://dspace.usc.es/bitstream/10347/645/1/pg\\_163-178\\_adaxe16.pdf](http://dspace.usc.es/bitstream/10347/645/1/pg_163-178_adaxe16.pdf). Fecha de consulta: 20 de abril 2010.

Vasini, E.J.; Donati, E. R. (2001); *Uso de analogías adecuadas como recurso didáctico para la comprensión de los fenómenos electroquímicos en el nivel universitario inicial*. Enseñanza de las Ciencias: 19(3), 471-477.

ANEXO

Ejercicios evaluados y respuestas consideradas correctas

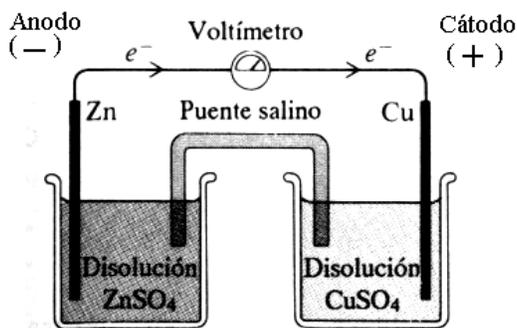
AÑO 2009

Ejercicio 1

- a) Esquematice una celda galvánica indicando: i) nombre y signo de los electrodos, ii) sentido de flujo de los electrones, iii) electrolito empleado.
- b) Decida qué hemicelda actuará como cátodo y cuál como ánodo, para armar una celda galvánica teniendo en cuenta los datos de potenciales estándar de reducción. Calcule la fem estándar ( $\Delta E^\circ$ ).  
 $E^\circ \text{Pb}^{2+} | \text{Pb} = -0,13\text{V}$  ;  $E^\circ \text{Cr}^{3+} | \text{Cr} = 0,74\text{V}$
- c) Escriba la expresión matemática que vincula la variación de energía libre estándar ( $\Delta G^\circ$ ) con la fem estándar ( $\Delta E^\circ$ ) de una celda. Defina los criterios de espontaneidad relacionando los signos de ambas magnitudes.

Respuestas correctas

a)



b)  $E^\circ \text{Cr}^{3+} | \text{Cr} = 0,74\text{V}$  (cátodo);  $E^\circ \text{Pb}^{2+} | \text{Pb} = -0,13\text{V}$  (ánodo)

$$E^\circ_{\text{celda}} = \Delta E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0,74\text{V} - (-0,13\text{V}) = 0,87\text{V}$$

c)  $\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot \Delta E^\circ$

$\Delta E^\circ$	$\Delta G^\circ$	Tipo de proceso
+	-	espontáneo
-	+	no espontáneo

Ejercicio 2

- a) Escriba la Ecuación de Nernst e indique el significado de cada término.
- b) Qué es la electrólisis.
- c) Decida qué hemicelda actuará como cátodo y cuál como ánodo para armar una celda galvánica teniendo en cuenta los datos de potenciales estándar de reducción. Calcule la fem estándar ( $\Delta E^\circ$ ).

$E^\circ \text{Ag}^+ | \text{Ag} = 0,80\text{V}$  ;  $E^\circ \text{Al}^{3+} | \text{Al} = -1,66\text{V}$

Respuestas correctas

a)  $\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \times \log Q$  (T = 298 K)       $\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \times \log \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]}$

Esta ecuación nos permite encontrar la fem que produce la celda en condiciones no estándar ( $\Delta E$ ) en función de la  $\Delta E^\circ$  (potencial estándar de celda) y de las concentraciones de los reactivos y productos (expresados en Q). La letra  $n$  representa el número de moles de electrones transferidos y corresponde al número de electrones que se cancela al combinar las dos reacciones de media celda para obtener la reacción de celda. Esta ecuación también permite encontrar la concentración de reactivos y productos midiendo la fem de una celda.

b) La electrolisis es la descomposición de una sustancia o solución electrolítica por medio de la corriente eléctrica.

c)  $E^\circ \text{Ag}^+ | \text{Ag} = 0,80 \text{ V}$  (cátodo);  $E^\circ \text{Al}^{3+} | \text{Al} = -1,66 \text{ V}$  (ánodo)

$$E^\circ_{\text{celda}} = \Delta E^\circ = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = 2,46 \text{ V}$$

## Año 2010

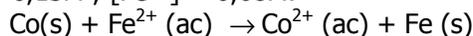
### Procesos redox espontáneos

a) Escriba el diagrama de celda para una celda electroquímica compuesta de un electrodo de aluminio en contacto con una disolución acuosa de nitrato de aluminio de concentración 1M y un electrodo de plata en contacto con una disolución de nitrato de plata 1M.

b) Escriba las reacciones anódica, catódica y global de la celda.

c) Calcule la fem estándar ( $\Delta E^\circ$ )

d) Prediga mediante cálculo del potencial ( $\Delta E$ ) si la siguiente reacción procederá espontáneamente a 298K tal como está escrita cuando:  $[\text{Co}^{2+}] = 0,15 \text{ M}$ ;  $[\text{Fe}^{2+}] = 0,68 \text{ M}$ .



### Respuestas correctas

a)  $\text{Al(s)} | \text{Al}^{3+}(\text{ac}, 1\text{M}) || \text{Ag}^+(\text{ac}, 1\text{M}) | \text{Ag(s)}$

b) Reacción anódica:  $\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$

Reacción catódica:  $3(\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag})$

Reacción global:  $\text{Al} + 3\text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{Ag}$

c)  $E^\circ(\text{Ag}^+ | \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Al}^{3+} | \text{Al}) = -1,66 \text{ V}$

$$E^\circ_{\text{celda}} = \Delta E^\circ = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = 2,46 \text{ V}$$

d)  $E^\circ \text{Co}^{2+} | \text{Co} = -0,28 \text{ V}$ ;  $E^\circ \text{Fe}^{2+} | \text{Fe} = -0,44 \text{ V}$

$$E^\circ_{\text{celda}} = \Delta E^\circ = E^\circ_{\text{catodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = -0,44 \text{ V} - (-0,28 \text{ V}) = -0,16 \text{ V}$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \times \log \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]} = -0,16 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,15}{0,68} = -0,14 \text{ V}$$

$\Delta E^\circ < 0$ ;  $\Delta G^\circ > 0$  es un proceso no espontáneo.

### Procesos redox no espontáneos

En la electrólisis de una solución acuosa de yoduro de potasio 0,5M indique:

a) iones que transportan la corriente hacia el cátodo y hacia el ánodo.

b) reacciones anódica y catódica.

### Respuestas correctas.

a) Cátodo:  $\text{K}^+$  Ánodo:  $\text{I}^-$

b) Reacción anódica:  $2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{e}^-$

Reacción catódica:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

