

INTERVENCIÓN DIDACTICA EN REDOX

González Luisa B, Lefter Marilena, Barberá Mónica, Moreno Nicolás

Facultad de Ingeniería, Universidad Nacional de Salta, Avenida Bolivia 5150, Salta (4400), Argentina.

E-mail: lubego@unsa.edu.ar

INTRODUCCIÓN

El presente trabajo ha sido realizado con alumnos de la cátedra Química para Ingeniería Industrial y Química Inorgánica de Ingeniería Química de la Facultad de Ingeniería de la UNSa

Los procesos químicos de óxido-reducción se trabajan con distinto nivel de complejidad a lo largo de la asignatura y del plan de estudios.

Las dos primeras semanas de dictado se realiza una revisión de conceptos de química general que nos permite realizar un diagnóstico sobre la situación inicial de los alumnos, notando dificultades en el análisis de los sistemas redox.

Por lo tanto para este tema se trabaja una guía de resolución de problemas y una práctica de laboratorio. Un buen número de estudiantes logra un nivel elemental de conceptualización, evidenciado por:

- Diferenciación de las reacciones de óxido-reducción de otros tipos de reacciones.
- Aplicación adecuada de los métodos para igualar tales reacciones.
- Comprensión y determinación, mediante cálculos simples, de la espontaneidad termodinámica de estas reacciones.

Por otra parte, se ha detectado que persisten errores como los siguientes:

- Confusión en la nomenclatura entre metal y catión: ej. el sodio es igual al ion sodio o el aluminio es igual al ion aluminio y los utilizan indiscriminadamente en distintos procesos, sin considerar que sus propiedades óxido-reductoras son totalmente diferentes y por lo tanto su comportamiento químico. Subyace aquí la dificultad de manejar la notación específica de la disciplina.
- Explicaciones erróneas del curso de las reacciones redox, utilizando conceptos no relacionados con el tema.
- Análisis incompleto del funcionamiento de las celdas electroquímicas.
- Desconocen la influencia del pH del medio en estas reacciones. Ej: plantean en forma indistinta reacciones en medio ácido o básico o bien mezclando ambos, sin tener en cuenta las propiedades ácido-base de las sustancias.
- Dificultades en la determinación de la especie termodinámica más estable

Por lo tanto se propuso una intervención didáctica cuyos objetivos fueron:

- Lograr aprendizajes significativos, que son pre-requisitos de asignaturas poscorrelativas.
- Disminuir y/o eliminar los errores detectados
- Mejorar el rendimiento en las evaluaciones

METODOLOGIA

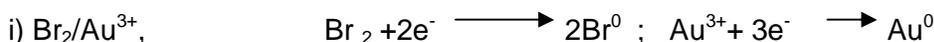
Se completaron las situaciones problemáticas que se venían utilizando, incluyendo situaciones cuya resolución, exijan mayor nivel de interpretación, explicación y

proposición debidamente justificadas. Se incluye como innovación la interpretación y utilización de diagramas de Latimer y Frost

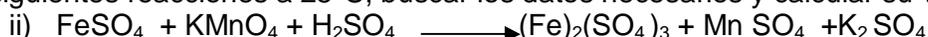
Las actividades tuvieron formato de trabajo práctico y se incorporaron como un anexo a la guía ya existente.

Anexo Guía de Trabajos Prácticos

1) Dadas las siguientes hemirreacciones de reducción, averiguar los potenciales correspondientes y determinar cuál especie química será mejor oxidante, en condiciones estándar:



2) A partir de la ecuación de Nernst deducir la expresión de la constante de equilibrio para las siguientes reacciones a 25°C, buscar los datos necesarios y calcular su valor



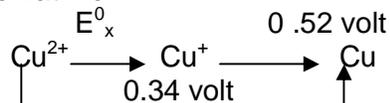
Explique el significado químico de una constante de equilibrio.

3) Complete la siguiente tabla e indique si la reacción redox es espontánea, no espontánea o está en equilibrio.

ΔE	ΔG	Reacción química redox
>0		
	> 0	
=0		

4) El ΔE^0 de la siguiente reacción : $2\text{Cu}^+ (\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}^0$ es 0.18 volt.

Calcule el potencial electroquímico de reducción in, utilizando para ello el siguiente diagrama de Latimer



5) Considere la celda electroquímica formada por un electrodo de referencia de hidrógeno y una semicelda que utiliza la reacción $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$. Con estos datos calcule. i) El potencial estándar de la celda. ii) Indicar cuál electrodo es el cátodo y cuál el ánodo y por qué

iii) Calcule el potencial de la celda cuando el valor de $[\text{H}^+]$ en el electrodo de hidrógeno cambia a: $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ y luego $1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. Los demás reactivos se encuentran en estado estándar.

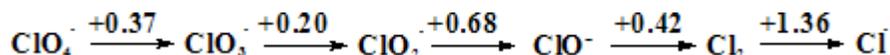
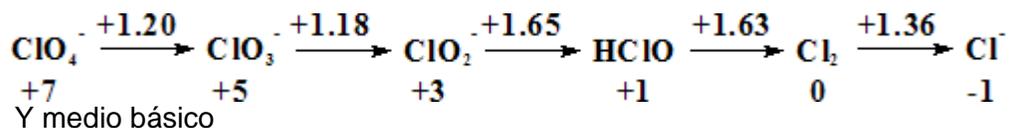
8) De las proposiciones acerca de las pilas voltaicas, solo dos son correcta.

Indique cuál es y justifique qué está equivocado en los restantes

- Los electrones se mueven desde el cátodo al ánodo.
- Los electrones se mueven a través del puente salino.
- Los electrones salen de la celda por el cátodo o por el ánodo, dependiendo de qué electrodo se utilice.
- La reducción tiene lugar en el cátodo.
- Los cationes migran al cátodo y los aniones al ánodo.
- Los iones del puente salino migran hacia las soluciones de las semiceldas para neutralizar las cargas.

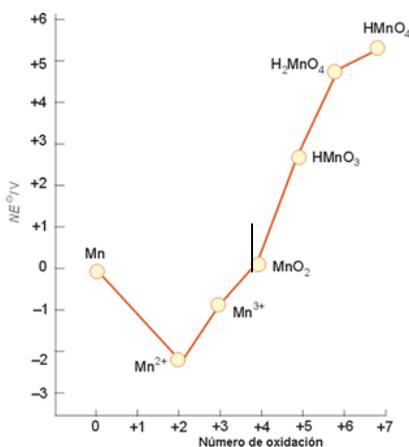
6) Según sus potenciales estándar, tanto el sodio como el aluminio deberían desplazar al cinc de disoluciones acuosas. Sin embargo, lo que se observa es que el aluminio lo hace pero no el sodio. Explique esta diferencia de comportamiento químico.

7) Interpretar el siguiente diagrama de Latimer para el cloro en medio ácido:



- Indique dos posibles aplicaciones del diagrama.
- Identifique los potenciales que varían con el pH y aquellos que no
- A partir de los diagramas de Latimer, construir el diagrama de Frost correspondiente.

8) La siguiente figura muestra el diagrama de Frost para el manganeso. Comentar la estabilidad del Mn^{+3} . ¿Qué especie es la más estable? ¿Qué especies tienden a dismutar?



Se han omitido actividades por razones de espacio.

RESULTADOS

Los alumnos han logrado mejorar sus respuestas en los siguientes aspectos:

- Ubicación de oxidantes y reductores
- Manejo e interpretación de la tabla de potenciales electroquímicos.
- Análisis del funcionamiento de procesos electroquímicos: Electrólisis y Pilas Voltaicas.

CONCLUSIONES:

En general podemos decir que se ha logrado incrementar la comprensión y análisis de los procesos redox desde el punto de vista termodinámico, lo que se ha visto traducido en una mejora en el rendimiento de los alumnos en las evaluaciones

Referencias bibliográficas:

- Petrucci R. y otros. (2003). "Química General". Madrid Ed. Prentice Hall. 8^o edición.
- Raymond Chang William. (2002). "Química". Colombia. Ed. Mac Graw Hill. 7^o edición.
- Carriazo, J. G., Uribe Pérez M., Hernández Fandiño O. Scientia et Técnica. N^o 34. Pag. 569-574.2007
- Rayner-Canham.(2000). "Química Inorgánica Descriptiva". Ed. Pearson Education.2^o edición.

