

DIAGRAMAS DE PREDOMINANCIA, DE FROST Y DE POURBAIX: TRES CONTEXTOS PARA DESARROLLAR COMPETENCIAS EN PROCESOS DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

RESUMEN

En el aprendizaje de la Química es necesario desarrollar algunas competencias (interpretación, argumentación, proposición) relacionadas con el conocimiento de la reactividad de varias especies inorgánicas en los procesos de oxidación-reducción y la habilidad para predecir y manejar adecuadamente los productos de reacción. Las tendencias termodinámicas (estabilidad o reactividad) de diferentes especies de elementos en tales procesos pueden entenderse mediante la construcción e interpretación de diagramas termodinámicos (diagramas de predominancia, de Frost y de Pourbaix). El presente trabajo muestra una revisión actualizada y una discusión integrada de estos tres tipos de diagramas, considerándolos como tres contextos pedagógicos importantes en Química.

PALABRAS CLAVES: diagramas termodinámicos, procesos redox, reacciones químicas.

ABSTRACT

In the learning of Chemistry some competencies (interpretation, explanation and proposition) related with to know the reactivity of several inorganic species in reduction-oxidation processes and the ability to predict and manipulate the reaction products should be developed. The thermodynamic trends (stability or reactivity) of the different species of elements in such processes can be understood by construction and interpretation of thermodynamic diagrams (predominance diagrams, Frost diagrams and Pourbaix diagrams). This work shows an updated revision and an integrated discussion about these three kinds of diagrams considering them as interesting educational context in Chemistry.

KEYWORDS: thermodynamic diagrams, redox processes, chemical reactions.

1. INTRODUCCIÓN

Durante los últimos años, se ha desarrollado un movimiento significativo para reformar la educación en ciencias como respuesta a la necesidad creciente de una ciudadanía científicamente instruida, quienes son preparados para una sociedad democrática, globalmente competitiva y tecnológicamente avanzada [1]. En este sentido, la educación en ciencias se enfoca actualmente en el desarrollo de competencias, lo cual implica una relación contextual inseparable en cuanto al saber y el saber hacer de un individuo dentro de una situación real establecida. Este enfoque educativo presupone la generación de espacios de interpretación, argumentación y proposición, conceptualmente posibles, alrededor del dominio de una disciplina, lo cual en el caso de las Ciencias Naturales rescata, entre otros aspectos, la explicación, predicción y formulación de hipótesis sobre los fenómenos naturales. Particularmente, en Química General e Inorgánica existe un núcleo temático fundamental, la Termodinámica Inorgánica, alrededor del cual se genera un importante entramado conceptual y de habilidades que permiten entender las propiedades químicas de especies inorgánicas, llegando a constituir la base fundamental para comprender plenamente la Química Inorgánica descriptiva.

J-G. CARRIAZO

Dr. Sc.-Química.
Prof. Departamento de Química,
Universidad Nacional de
Colombia. Bogotá-Colombia.
jcarriazog@unal.edu.co

MARISOL URIBE-PÉREZ

M. D.-Química
Prof. Proyecto Curricular de
Licenciatura en Química,
Universidad Distrital Francisco
José de Caldas. Bogotá

O. HERNÁNDEZ-FANDIÑO

M.Sc.-Química.
Prof. Departamento de Química,
Universidad Nacional de
Colombia. Bogotá-Colombia.
ohernandezf@unal.edu.co

Sin embargo, el desarrollo de tales competencias en Termodinámica Inorgánica no es tan fácil, debido a la forma en que normalmente se presentan las discusiones y aplicaciones de los conceptos que se entrelazan en este núcleo temático. De hecho, uno de los inconvenientes observados con frecuencia en los cursos de Química General y Química Inorgánica es la dificultad que presentan los estudiantes para predecir la ocurrencia de reacciones de oxido-reducción, a pesar de haber asistido a cursos de Química en el bachillerato o cursos universitarios de Química con importantes contenidos sobre principios de Termodinámica. Generalmente, los conceptos de termodinámica se presentan mediante formalismos matemáticos que parecen divorciar la Termodinámica de los procesos químicos reales con los cuales los estudiantes deben familiarizarse, y las referencias o ejemplos sobre los cuales se discute son pistones, máquinas de Carnot, etc. [2]. De hecho esto resta interés y significado sobre lo que el estudiante quiere aprender. Además, una de las dificultades que encuentran los estudiantes en la resolución de problemas de tipo cuantitativo está relacionada con el escaso significado que para ellos tiene el resultado obtenido, sobre todo cuando se superponen el problema de Química y el problema matemático, de tal manera que éste enmascara al primero [3].

Evidentemente, el uso de diagramas o figuras facilita el aprendizaje de conceptos o procesos complejos y con ello facilita el desarrollo de competencias. En este caso, la construcción y uso de los diagramas de predominancia redox, diagramas de Frost y diagramas de Pourbaix constituyen contextos fundamentales que facilitan el aprendizaje y desarrollo de competencias relacionadas con el saber sobre el comportamiento químico de diferentes especies inorgánicas en procesos de óxido-reducción. Sin embargo, ningún texto clásico de Química General o Fisicoquímica (por ejemplo: Brown et al., 2004; R. Chang, 2003; Zumdahl y Zumdahl, 2000; Masterton et al., 1989; J. Russel y A. Larena, 1988; K. Whitten, 1998; P. W. Atkins, 1991; Berry et al., 2000; G. W. Castellans, 1976; Maron y Pruton, 1980; Levine, 1996, entre otros) presenta este tipo de diagramas; y sólo unos pocos textos clásicos de Química Inorgánica (Shriver y Atkins, 1999; G. Rayner-Canhan y T. Overton, 2003; G. Wulfsberg, 2000) presentan discusiones bien elaboradas sobre esta temática. No obstante, en ninguno de los tres últimos textos que se mencionan se plantea una visión integradora entre los tres tipos de diagramas termodinámicos que aquí se discuten. Así, Shriver y Atkins [4] no presenta la discusión sobre diagramas de predominancia, tampoco Rayner-Canhan y Overton [5]; y G. Wulfsberg [6] omite totalmente los diagramas de Frost.

El objetivo del presente artículo es llamar la atención a docentes de Química (nivel universitario), hacia el uso favorable de los tres tipos de diagramas termodinámicos mencionados anteriormente y proporcionar una discusión básica e integradora como material didáctico útil que pueda ser empleado en el desarrollo de cursos universitarios de Química General o Inorgánica.

2. CONTENIDO

2.1. Ocurrencia de las Reacciones Redox

Para que un proceso químico tenga lugar en forma espontánea ΔG debe ser < 0 . Esto implica que en un proceso redox el potencial de electrodo (E , el potencial redox o fuerza electromotriz-fem) debe ser > 0 , puesto que $\Delta G = -nFE$, donde n es el número de moles de electrones transferidos y F es la constante de Faraday. Si el proceso se desarrolla a condiciones estándar $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$ e indica que las concentraciones de las especies en solución son 1M, ó 100 kPa de presión si se trata de un gas [5], comúnmente a 25°C. Esto implica que los valores de E° para soluciones ácidas son dados a pH=0.

Las reacciones de óxido-reducción pueden considerarse teóricamente como dos procesos separados: una semirreacción de oxidación y una de reducción. Sin embargo, en la realidad el proceso es uno solo. Bajo esta consideración se construyen tablas que describen los potenciales de reducción para diferentes especies inorgánicas. Para saber si una reacción redox ocurre, es necesario sumar los potenciales de media celda de las

semirreacciones que constituyen el proceso global, y si $E^\circ > 0$, y por consiguiente $\Delta G^\circ < 0$, entonces la reacción es termodinámicamente posible en condiciones estándar. Además, si no se conoce una de las semirreacciones involucradas ésta puede determinarse a partir de la combinación adecuada de potenciales de media celda de semirreacciones conocidas. Sin embargo, este último tratamiento es diferente y no se satisface con la simple suma de los potenciales de media celda, sino que requiere la determinación de los valores de ΔG° para cada semirreacción, luego ΔG° del proceso desconocido y finalmente retroceder operacionalmente calculando E° de la semirreacción desconocida a partir de su correspondiente valor de ΔG° .

Lo anterior revela la necesidad de una buena comprensión del fenómeno para poder desarrollar correctamente los procesos de cuantificación involucrados. Cualquier proceso de cuantificación carece de significado para el estudiante si éste no comprende realmente el fenómeno químico en cuestión, que lo invita o lo llama a decidir qué ruta operacional debe elegir de manera lógica. Frente a esto los estudiantes tienden a organizar sus teorías en torno a esquemas más simples y menos costosos de utilizar, inicialmente centrados en la ausencia de cuantificación o recurren a reglas simplificadoras de carácter intuitivo que ayudan al alumno a realizar sus tareas, con resultados algunas veces correctos y otras incorrectos [3]. Es en este momento en que la utilización de esquemas o diagramas científicamente elaborados constituyen una visión simplificadora de las tareas de aprendizaje.

2.2. Diagramas de Predominancia Redox (DPR)

Este tipo de diagramas muestra las especies y estados de oxidación termodinámicamente más estables para un elemento a determinados valores de potencial redox. Normalmente este tipo de diagrama se construye a condiciones estándar, y por tanto correspondientes a pH=0 para sistemas acuosos en medio ácido. Una descripción detallada sobre la construcción de este tipo de diagramas y una colección completa de ellos puede verse en la obra de Gary Wulfsberg [6].

La figura 1a muestra el DPR para el Fe, acompañado de las semirreacciones de reducción correspondientes [2]. La especie más fuertemente oxidante (número de oxidación mayor) se ubica en la parte superior del diagrama, y la más fuertemente reductora (número de oxidación menor) se ubica en la parte inferior. En la figura 1 la especie oxidante más fuerte es el ión ferrato (FeO_4^{2-}) y la especie reductora más fuerte es el Fe metálico. Las líneas horizontales separan las dos especies químicas en equilibrio, y el valor numérico por encima de dicha línea corresponde al valor del potencial redox por encima del cual predominantemente existe la especie encerrada en dicha casilla. Así, a valores de potencial por encima de 2,20V la especie

predominantemente existente es el ión ferrato, mientras que a valores por debajo de 2,20V y por encima de 0,77V predomina el ión Fe^{3+} . Si las casillas de dos especies se sobreponen o se tocan (por ejemplo Fe^{3+} y Fe^{2+}), éstas pueden coexistir en equilibrio pero si no se tocan entonces las especies correspondientes deben reaccionar (termodinámicamente) para producir otras especies capaces de coexistir con las primeras, generando un potencial de celda con valor igual a la abertura o separación entre los valores de potencial de dichas especies. Así, en la figura 1 el ión ferrato es capaz de oxidar al Fe^{2+} o al Fe para producir Fe^{3+} . Cuando oxida al Fe^{2+} genera una fem de 1,43V = (2,20 – 0,77)V.

Por otra parte, el estudiante podría construir de manera rápida y ordenada los DPR para un conjunto de elementos en particular, a partir de las tablas de potencial redox. A la inversa, también podrá construir las ecuaciones de las semirreacciones de reducción a partir de los diagramas, teniendo en cuenta que debe trabajar con H_2O , H^+ y e^- para completar el sistema en medio ácido. En estos diagramas, la especie de la casilla superior será el reactivo y la especie de la casilla inmediatamente inferior será el producto.

Para predecir la reactividad entre dos o más especies, bastará con observar y comparar sus correspondientes DPR (construidos a escala). Si las áreas de las especies de interés se sobreponen no habrá reacción entre ellas, pero si las áreas en cuestión no se sobreponen ni se tocan, entonces las especies deben reaccionar. La figura 1b muestra los DPR para los elementos calcio, hidrógeno y plata (Ca, H y Ag). Bajo condiciones estándar, ¿ocurrirá reacción entre el Ca^{2+} y alguna de las especies de hidrógeno?, ¿reaccionará el Ca con el H^+ ?, ¿habrá reacción entre el Ag^+ y H_2 ?, ¿cuáles serán los posibles productos si reaccionan Ag^+ con H_2 ?, ¿cuál será la ecuación balanceada si ocurre la reacción entre Ag_2O_3 y H_2 para producir Ag?.

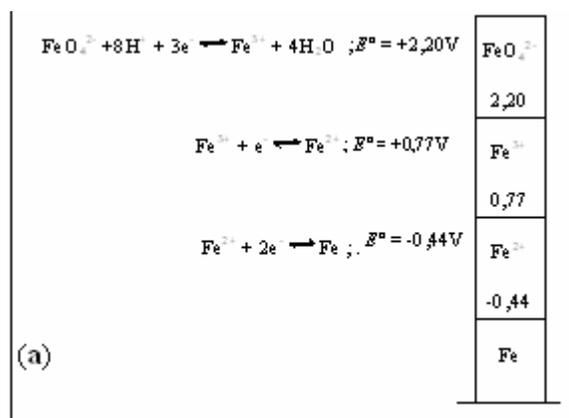


Figura 1(a). DPR para el Fe (a)

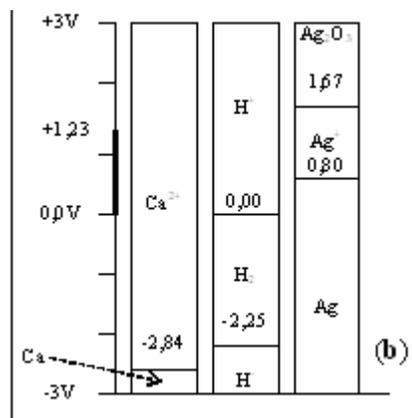


Figura 1(b). DPR para los elementos H, Ca y Ag.

2.3. DIAGRAMAS DE FROST

Los diagramas de Frost, o diagramas de estados de oxidación, son una gráfica de la energía libre estándar (ΔG°), o la razón $\Delta G^\circ/F$, contra los estados de oxidación de un elemento en una serie de compuestos [2]. Puesto que $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, frecuentemente se presentan como una gráfica de $-nE^\circ$ contra los estados de oxidación del elemento en las especies en cuestión [5], o también como la gráfica de nE° contra los estados de oxidación [4]. En todos los casos, los diagramas se construyen a partir de los potenciales estándar de electrodo y se aplican sólo bajo condiciones estándar [2]. Debe tenerse cuidado al momento de interpretar tales diagramas verificando previamente cuál es la variable que se grafica (ΔG° , $\Delta G^\circ/F = -nE^\circ$ o nE°), puesto que ocurren variaciones en la forma del diagrama o en el análisis cuantitativo de las situaciones.

Es necesario destacar que los diagramas de Frost se refieren a los cambios de energía libre estándar para la dupla $X(N)/X(0)$, donde N es el número de oxidación. Esto indica que los cambios de energía libre son referidos al elemento con estado de oxidación cero. La figura 2 muestra el diagrama de Frost para el oxígeno en solución ácida.

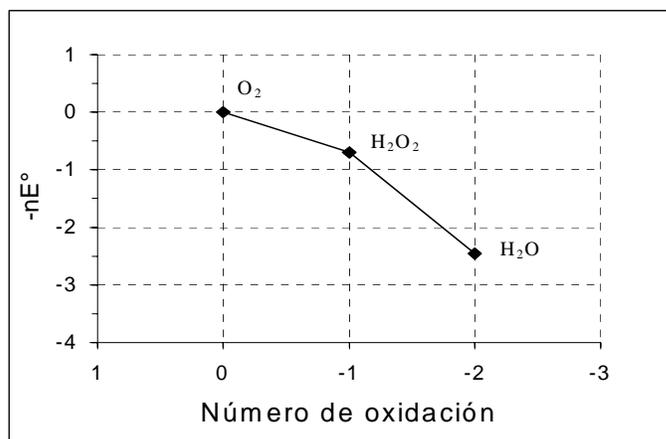


Figura 2. Diagrama de Frost para el oxígeno en medio ácido (pH=0), empleando potenciales estándar de reducción con

referencia a $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2)$. Los valores del eje Y ($-nE^\circ$) están dados en voltios por mol de electrones (V. mol e^-).

Con base en los valores de potenciales estándar de reducción reportados en tablas, o aún mejor mediante los diagramas de Latimer [4], la construcción del diagrama de la figura 2 se consigue de la siguiente manera: para el O_2 (elemento en estado libre) su número de oxidación es cero (0) y su cambio de energía libre (ΔG°) es cero. Entonces, el primer punto es (0, 0).

Luego, el segundo punto se consigue hallando el producto $-nE^\circ$ al pasar de O_2 a H_2O_2 . E° para este cambio es + 0,70V y n, las moles de electrones transferidos o el cambio en el número de oxidación, es 1. Esto indica que el segundo punto es (-1, -0,70). El valor de E° para pasar de H_2O_2 a H_2O es +1,76V y el cambio en el estado de oxidación del oxígeno es de -1 a -2 ($n=1$), lo que proporciona un valor de $-nE^\circ = -1,76$, indicando que el tercer punto estaría 1,76 unidades por debajo del segundo punto y por lo tanto el par ordenado será (-2, 2.46).

En un diagrama de Frost, las especies más estables se localizan en la parte inferior del diagrama (por ejemplo, el agua en la figura 2). Las especies localizadas en la parte superior izquierda del diagrama son oxidantes relativamente fuertes (por ejemplo, el oxígeno), y las que se localizan en la parte superior derecha son especies reductoras. También se puede obtener información sobre los procesos de desproporción (dismutación) y sobre los procesos de comproporción: si la especie en cuestión se sitúa en el centro de una curva convexa, como el H_2O_2 , entonces se puede asegurar que la sustancia dismuta o desproporciona espontáneamente para formar las dos especies vecinas. Pero si la especie se sitúa en el centro de una curva cóncava (por ejemplo, N_2 en la figura 3) entonces se puede asegurar que las especies vecinas tienden a comproporcionar espontáneamente para formar la especie localizada en el punto inferior.

Las figuras 3 y 4 muestran los diagramas de Frost para el nitrógeno, tanto en medio ácido como en medio básico. Es evidente el cambio en la forma de los diagramas, por las variaciones en los valores de potencial redox debido al cambio del pH tomado como referencia.

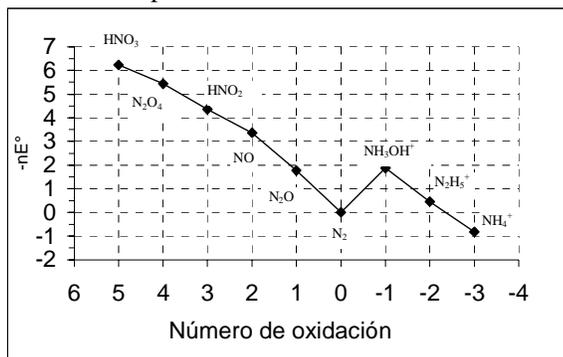


Figura 3. Diagrama de Frost para el nitrógeno en medio ácido ($\text{pH}=0$), empleando potenciales estándar de reducción con

referencia a $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2)$. Los valores del eje Y ($-nE^\circ$) están dados en voltios por mol de electrones (V. mol e^-).

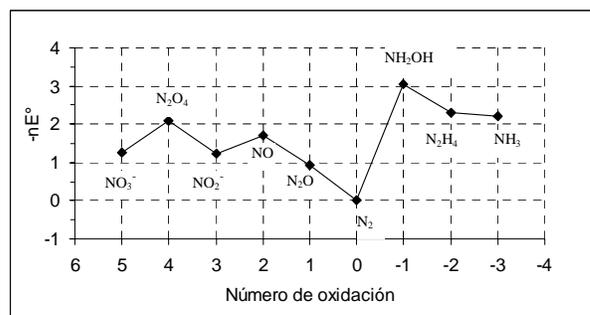


Figura 4. Diagrama de Frost para el nitrógeno en medio básico ($\text{pH}=14$), empleando potenciales estándar de reducción con referencia a $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2)$. Los valores del eje Y ($-nE^\circ$) están dados en voltios por mol de electrones (V. mol e^-).

Además de los aspectos mencionados anteriormente, en un diagrama de Frost es posible obtener información sobre la constante de equilibrio. Así, sabiendo que $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ es posible determinar el valor de la constante de equilibrio (K) para la formación de una especie en particular a partir de la determinación de ΔG° . Además, si tres especies en consideración (tres puntos sucesivos) se conectan mediante una línea recta se puede afirmar que ΔG° para la reacción es cero y $K=1$ [2]. Esto puede entenderse fácilmente si se tiene en cuenta que el valor de E° puede determinarse como la pendiente de la línea que une dos puntos del diagrama. Por ejemplo, la pendiente de la línea que une el N_2 y el N_2O en la figura 4 es:

$$E^\circ = \text{pendiente} = (0,94 - 0)/(1 - 0) = 0,94\text{V}$$

La pendiente de la línea que une al N_2O y al NO en la figura 4 es:

$$E^\circ = \text{pendiente} = (1,70 - 0,94)/(2 - 1) = 0,76\text{V}$$

La pendiente de la línea que une al NO y al NO_2^- es:

$$E^\circ = \text{pendiente} = (1,24 - 1,70)/(3 - 2) = -0,46\text{V}$$

Cuando las tres especies están sobre una línea recta, la pendiente será igual y por tanto el valor de E° para cada paso será el mismo, lo que indica que la variación en ΔG° entre el primero y segundo cambio es cero. En el caso anterior los dos primeros pasos, que representan la unión de tres puntos (N_2 , N_2O , NO) con apariencia aproximada a una recta, en realidad no están sobre una recta y por tanto no se verifica la condición mencionada.

Otro aspecto a tener en cuenta en el análisis de diagramas de Frost es que los valores de potencial estándar de reducción pueden ser expresados con respecto al potencial de electrodo del hidrógeno en medio ácido [$E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0$] o en medio básico (E°_b). Sin embargo, los potenciales de reducción en medio básico pueden ser referidos a $E^\circ(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2, \text{OH}^-)$, que corresponde al potencial redox a $\text{pH}=14$ ($\text{pOH}=0$), o a $E^\circ(\text{OH}^-)$ que se expresa como:

$$E^\circ(\text{OH}^-) = E^\circ_b - E^\circ(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2, \text{OH}^-) = E^\circ_b + 0,83\text{V} \quad [7].$$

Este aspecto es de suma importancia al momento de hacer interpretaciones y argumentaciones de tipo cuantitativo a partir de los diagramas.

2.4. DIAGRAMAS DE POURBAIX

En los diagramas anteriores se destacó la existencia de especies inorgánicas y variaciones de potencial redox a valores fijos de pH. Sin embargo, los cambios en el pH del medio reaccionante ocasionan variaciones significativas en el potencial redox del sistema, lo cual se verifica mediante la ecuación de Nerst:

$$E = E^\circ - \left(\frac{RT}{nF} \right) \ln \frac{[\text{productos}]}{[\text{reactivos}]}$$

en la cual la concentración del ión H⁺, dependiendo de la reacción, podría estar incluida en los reactivos o en los productos. Tales cambios de pH y potencial pueden ocasionar variaciones en los resultados de los procesos redox que se desarrollan, ocasionando la formación de especies químicas diferentes, entre las que pueden existir cationes simples, polihidroxocaciones, hidruros, aniones, oxoaniones, oxoácidos, hidróxidos, óxidos, o la especie en estado elemental.

El diagrama de Pourbaix (también denominado diagrama de potencial-pH o diagrama de predominancia-área) es una gráfica de potencial redox en función del pH que muestra las principales especies termodinámicamente estables para un elemento dado [8].

La figura 5 muestra el diagrama de Pourbaix construido para las especies de manganeso en diferentes ambientes de pH. En la construcción de este tipo de diagramas hay que tener en cuenta que una línea vertical resulta de un equilibrio tipo ácido-base entre las dos especies en cuestión y por tanto es dependiente sólo del pH. Por ejemplo el equilibrio Mn²⁺ / Mn(OH)₂ en la figura 5.

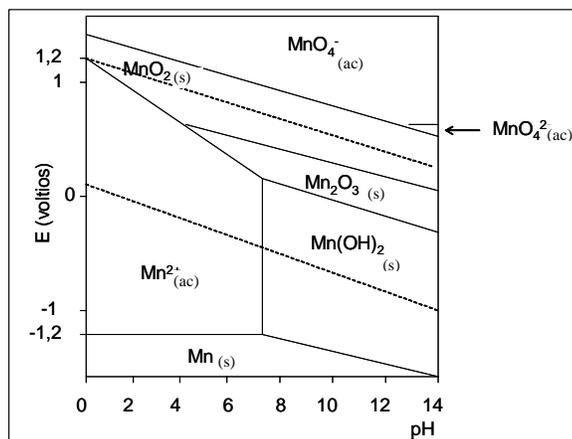
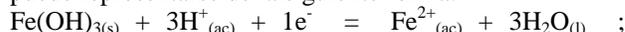


Figura 5. Diagrama de Pourbaix para las principales especies del manganeso.

El paso directo de Mn²⁺ a hidróxido de manganeso en una solución acuosa se consigue aumentando el pH por encima de 7: Mn²⁺_(ac) + 2 OH⁻_(ac) = Mn(OH)₂_(s). Las líneas horizontales resultan de procesos redox totalmente independientes del pH. Así, en la figura 5, el Mn²⁺ sólo

puede pasar a manganeso metálico (Mn) mediante un proceso de reducción puro: Mn²⁺_(ac) + 2 e⁻ = Mn_(s), requiriendo un potencial de reducción (E°) igual a -1,18V. Las líneas diagonales se verifican mediante la ecuación de Nerst (representada arriba), puesto que separan procesos dependientes tanto del potencial redox como del pH del medio reaccionante. Por ejemplo, el paso de Mn₂O₃ a Mn(OH)₂ en la figura 5, de Fe(OH)₃ a Fe(OH)₂ o de Au(OH)₃ a Au en la figura 6, son procesos que se rigen mediante la condición anterior. Particularmente, la reducción del hidróxido de hierro (III) a Fe²⁺ indicada en la figura 6 mediante una línea diagonal puede representarse de la siguiente forma:



$$E = E^\circ - \left(\frac{RT}{F} \right) \ln \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{H}^+]}$$

Las líneas punteadas en los diagramas de Pourbaix representan los límites en los que son estables las soluciones acuosas, puesto que dichas líneas se refieren a los valores de potencial fuera de los cuales (por encima de la línea superior o por debajo de la inferior) el agua se oxida o se reduce formando O₂ e H₂ respectivamente [8]. El área encerrada por dichas líneas se conoce como “la ventana de estabilidad del agua”. Sin embargo, en la práctica los procesos químicos usualmente pueden desarrollarse un poco por fuera de esta ventana del agua debido a que la producción de hidrógeno y oxígeno a partir del agua es obstaculizada por la generación de valores de sobrepotencial [8], incrementando en 0,6V, por encima y por debajo, la posición de los límites de oxidación y reducción para el agua [6].

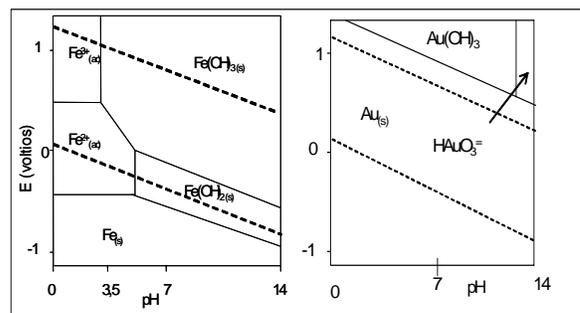


Figura 6. Diagramas de Pourbaix para las especies principales del hierro y del oro.

En un diagrama de Pourbaix las especies básicas se localizan en la parte derecha del diagrama, las más ácidas en la parte izquierda, las especies oxidantes se localizan en la parte superior del diagrama y las especies reductoras se localizan en la parte inferior del diagrama. Si se fija el pH en un valor determinado se puede hacer un análisis concerniente a la reactividad de las especies presentes, bajo esa condición, semejante al que se indicó al principio para los diagramas de predominancia redox (DPR).

La construcción de los diagramas de Pourbaix se describe de manera amplia por [9, 10]. Sin embargo, una descripción de estos diagramas para la mayoría de los

elementos químicos y su organización de acuerdo a la Tabla Periódica la realizó Campbell y Whiteker [11] y una descripción actualizada en la que se retoma el trabajo de Campbell y Whiteker la presenta G. Wulfsberg [6].

La aplicación de los diagramas de Pourbaix es fundamental para el manejo y control del equilibrio químico y la formación de especies deseadas (evitando la formación de especies no deseadas) en los procesos de síntesis inorgánicas. La existencia predominante de ciertas especies químicas puede dirigirse mediante el control de los valores de pH y potenciales de oxidorreducción de las especies presentes. Estos diagramas también son muy útiles en Química Ambiental, para predecir la formación de especies inorgánicas en lagos, mares y diferentes ecosistemas acuáticos a diferentes profundidades. “*En una práctica o salida de campo en química ambiental no debería faltar un buen conocimiento sobre los diagramas de Pourbaix*”. En Geoquímica son útiles para estudiar las sustancias inorgánicas formadas en el suelo con los cambios de pH y de las condiciones oxidantes, también para estudiar la composición de rocas y las diferentes alteraciones que han sido posibles mediante los procesos de meteorización.

3. CONCLUSIÓN

La construcción e interpretación de diagramas termodinámicos constituye una alternativa didáctica para el aprendizaje de los procesos de óxido-reducción, generando verdaderos espacios pedagógicos o contextos alrededor de los cuales se pueden construir diferentes actividades enfocadas al desarrollo de competencias en lo concerniente a dichos procesos, un eje temático fundamental en química. La diagramación de este tipo de procesos ayudará al estudiante a comprender los procesos redox además de proporcionarle elementos claros para predecir la reactividad y los productos posibles entre especies inorgánicas mediante una comparación gráfica, sencilla y agradable. Sin embargo, debe tenerse mucho cuidado en verificar inicialmente el “saber hacer” sobre la construcción de los tres tipos de diagramas, para no correr el riesgo de caer en manipulaciones mecánicas de los mismos, y garantizar la verdadera comprensión de los fenómenos químicos, mediante la interpretación, la argumentación y la formulación de hipótesis.

4. BIBLIOGRAFÍA

[1]. RULE, A.C. Learning Theory and National Standards applied to teaching clay science. In: *Teaching clay science*, workshop lectures, vol. 11 (Stephen, G. and Rule, A. C., editors). The Clay Mineral Society, Aurora (USA), 2002.

[2]. FRIEDEL, A. and Murray, R. Using oxidation state diagrams to teach Thermodynamics and Inorganic Chemistry. *Journal of Chemical Education*, 1977, 54 (8), 485-486.

[3]. POZO, J. y Gómez, M. Aprender y Enseñar Ciencia. Del conocimiento cotidiano al conocimiento científico. Morata, Madrid, 1998.

[4]. SHRIVER, D. F. and Atkins, P. W. Inorganic Chemistry. Ed. 3. Oxford University Press, U.S.A, 1999.

[5]. RAYNER-CANHAM, G. and Overton, T. Descriptive Inorganic Chemistry. Ed. 3. W. H. Freeman and Company, New York, 2003.

[6]. WULFSBERG, G. Inorganic Chemistry. University Science Books, U.S.A, 2000.

[7]. MARTÍNEZ, J. M. and Villafañe, F. A Warning for Frost diagrams users. *Journal of Chemical Education*, 1994, 71(6), 480-482.

[8]. POWELL, D., Cortez, J. and Mellon, E. K. A laboratory exercise introducing students to the Pourbaix diagram for cobalt. *Journal of Chemical Education*, 1987, 64(2), 165-166.

[9]. DELAHAY, P., Pourbaix, M. and Van Rysselberghe, P. J. Potential-pH diagrams. *Journal of Chemical Education*, 1950, 27, 685.

[10]. POURBAIX, M. Atlas of electrochemical equilibria in aqueous solution (English translation by James Franklin). Pergamon Press, 1966. Cited by Campbell, J. A. and Whiteker, R. A. *Journal of Chemical Education*, 1969, 46(2), 90-92.

[11]. CAMPBELL, J. A. and Whiteker, R. A. 1969. A Periodic Table based on potential-pH diagrams. *Journal of Chemical Education*, 46(2), 90-92.