

# Oxidación de los metales y propiedades periódicas

Laura Gasque\*

## Abstract (*Oxidation of metals and periodic properties*)

This paper presents an experimental “Guided inquiry” (Domin 1999; Farrel 1999) procedure intended to integrate oxidation-reduction concepts with the understanding of the structural properties of the substances under study. Through the oxidation of five different metallic samples with different strength oxidants, students are asked to find a periodic property of these elements that correlates with their tendency towards oxidation.

## Introducción

Los estudiantes de las carreras de química se enfrentan durante su primer año en la universidad a una gran cantidad de conceptos fundamentales que en conjunto proveen las bases para su futura formación, pero los programas académicos brindan muy pocas oportunidades de relacionar a estos conceptos entre sí, lo que desfavorece su asimilación. Por ejemplo, se enfrentan por un lado al concepto de electronegatividad y, por otro, al de potencial rédox, en muchos casos en asignaturas independientes.

Dentro del tema de propiedades periódicas, ya sea en una clase de química general o de química inorgánica elemental, a los estudiantes se les presenta la definición de electronegatividad de Pauling y se espera que aprendan cómo varía ésta para los elementos a lo largo y ancho de la tabla periódica. Desafortunadamente poseen en esos momentos muy poca información acerca del comportamiento químico de todos estos elementos, como para apreciar el enorme poder predictivo de esta propiedad y sus variaciones periódicas.

Por otro lado, dentro de un curso de química general se estudian las reacciones de óxido-reducción, tema para el cual —desafortunadamente— el énfasis suele estar en aprender a balancear las ecuaciones químicas correspondientes. Poca oportunidad tienen los alumnos de encontrar la relación —porque poca relación existe— entre adquirir la habilidad de sumar o restar electrones o protones de algún lado de la ecuación química hasta alcanzar el tan anhelado balance, y asimilar la importancia de las reacciones de óxido-reducción en el amplio ámbito de la química, para adquirir verdadera

cultura química sobre el comportamiento de las sustancias “en la vida real”. Por otro lado, debemos admitir que el vocabulario especializado de este tema es un auténtico obstáculo para que los estudiantes logren hacer suyos los conceptos. *¿La especie oxidante se reduce?, ¿El reductor está inicialmente reducido?, ¿Un oxidante fuerte se reduce fácilmente?, ¿Un reductor acepta electrones?, ¿El oxidante se oxida?* Al intentar asignar a este tipo de enunciados el valor de falso o verdadero, es común que los alumnos acaben más confundidos de lo que empezaron. Partiendo de estos inciertos inicios, el curso prosigue con la definición de potencial rédox, como la diferencia de potencial entre un ánodo y un cátodo en una celda electroquímica que jamás han visto. En muchos casos, pueden aprender a manejar estos valores para hacer predicciones sobre el sentido en el que se llevará a cabo alguna reacción de óxido-reducción, aunque sea entre sustancias que en la inmensa mayoría de los casos desconocen, y aun entre muchas que jamás conocerán.

En este artículo se propone el abordaje del tema “Oxidación de los metales y propiedades periódicas” con un enfoque que permite integrar los conceptos mencionados arriba, poniendo especial énfasis en los conceptos de oxidación y reducción, partiendo de un sencillo experimento de laboratorio. La serie de experimentos detallados aquí fueron inspirados por los descritos en “Principles of Descriptive Inorganic Chemistry” (Wulfsberg, 1991). Se presenta en primer lugar el protocolo experimental dirigido al alumno, que lleva intercaladas las preguntas que éste deberá ir respondiendo al realizar cada una de los pasos experimentales, para facilitar la cabal comprensión del experimento completo. A continuación se presenta un documento dirigido al profesor, donde se detallan los fundamentos teóricos de la práctica, así como los resultados a obtener y las respuestas a las preguntas del cuestionario.

## DOCUMENTO PARA EL ALUMNO

### Oxidación de los metales y propiedades periódicas

**Pregunta a responder al final de la sesión: *¿Cuál de las propiedades periódicas de los elementos varía igual que su tendencia a oxidarse?***

### Introducción

En esta práctica, para poder ordenar a varios metales según su tendencia a oxidarse, es necesario que seas capaz de distinguir claramente cuando **sí** hay reacción y cuando **no**

\*Departamento de Química Inorgánica. Facultad de Química UNAM.

Correo electrónico: gasquel@servidor.unam.mx

Recibido: 22 de febrero de 2007; aceptación: 8 de julio de 2007.

la hay. Entre los fenómenos más comunes que ponen en evidencia que se está efectuando una reacción están: generación de burbujas que indican que se está produciendo un gas, formación de un precipitado, un cambio de color, etcétera.

**Procedimiento experimental**

**IMPORTANTE:** Debes realizar los experimentos y contestar las preguntas en el orden en que aparecen en el texto

Tienes frente a ti cinco tubos de ensaye, conteniendo cada uno un trocito de un metal diferente (plata, platino, cinc, sodio y magnesio) y vas a probar su reactividad con respecto a su tendencia a oxidarse.

**Paso 1.** A cada uno de los cinco tubos añade, **con mucho cuidado**, aproximadamente 1 mL de agua destilada. Separa el o los tubos en los que hubo reacción y anota a cuál o cuáles metales corresponden:

a) ¿Qué color tiene el gas que se desprendió?

b) ¿De qué gas piensas que se trata?

c) Con precaución, acerca la boca del tubo donde se produjo gas a la flama del mechero. Anota tus observaciones:

d) Escribe completa y balanceada la ecuación de la reacción que se llevó a cabo:

Al tubo donde hubo reacción, añade una gota de indicador universal para confirmar los productos de la reacción.

e) Identifica a la especie oxidante:

**Paso 2.** A los tubos en los que no ha habido reacción, caliéntalos suavemente con el mechero. Selecciona el o los tubos en los que observaste algún cambio y toma nota del metal o metales de que se tratan:

a) Escribe completa y balanceada la ecuación de la reacción que tuvo lugar:

Adiciona a este último tubo una gota de indicador universal para confirmar los productos de la reacción.

b) Reconoce cuál es la especie oxidante:

c) ¿Qué gas crees que se desprendió?

**Paso 3.** A cada uno de los tubos en los que no ha habido reacción, deséchales el agua y agrégales con cuidado unas gotas de ácido clorhídrico concentrado. Aparta el o los tubos en los que hubo reacción y registra tus observaciones:

a) Escribe completa y balanceada la ecuación de la reacción correspondiente en este caso:

b) Establece cuál es la especie oxidante:

**Paso 4. IMPORTANTE:** A los metales que no han reaccionado, elimínalos la disolución de ácido clorhídrico que contienen y enjuágalos muy bien con *agua destilada, asegurándote que eliminas los iones cloruro por completo*. Para esto, cuando consideres que los tubos están libres de cloruros, agrega un poco de agua destilada y una gota de disolución de nitrato de plata. Si aparece una turbidez, *vuelve a lavar con agua destilada*, hasta que esta prueba dé negativa. Entonces, y sólo hasta entonces, agrégales 1 mL de ácido nítrico concentrado. Calienta ligeramente sobre el mechero.

a) ¿Qué color presenta el gas que se desprende?

b) ¿Por qué el ácido clorhídrico no oxidó a la plata y el ácido nítrico sí?

c) Escribe completa y balanceada la ecuación de la reacción entre la plata y el ácido nítrico:

d) Determina cuál es la especie oxidante:

**NOTA: No deseches ningún residuo con plata ni al Pt. Regrésalos al profesor al terminar la sesión.**

### Análisis global de los resultados

1. Ordena los cinco elementos estudiados, del más fácilmente oxidable al más resistente a la oxidación:

---

2. Ordena estos metales, del reductor más fuerte al reductor más débil:

---

3. Consulta en las tablas de los apéndices de este manual los valores de algunas de sus propiedades periódicas (energía o potencial de ionización, electronegatividad y radio iónico); posteriormente elabora una ordenación elemental para cada propiedad, del valor más bajo al valor más alto.

4. Analiza las secuencias obtenidas a partir de las propiedades periódicas que se consideraron. ¿Cuál de estas propiedades varía igual que la tendencia a la oxidación?

---

5. La tendencia a la oxidación se cuantifica mediante el potencial redox ( $E^\circ$ ). Busca en tablas los valores de  $E^\circ$  para los pares  $M^\circ/M^{n+}$ .

6. Grafica los valores de  $E^\circ$  contra los de las propiedades periódicas que consultaste en el punto 5. ¿Cuál propiedad da lugar a la mejor correlación?

---

7. ¿Con qué otros cinco metales pudo haberse realizado esta práctica?

---

8. **TORITO:** ¿Por qué es tan importante lavar exhaustivamente con agua destilada a los dos últimos metales antes de agregarles ácido nítrico?

---



---



---

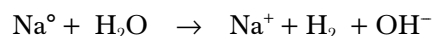
9. Intenta incluir en la mejor gráfica de la pregunta 6, a todos los metales para los cuales encuentres las dos variables.

### DOCUMENTO PARA EL PROFESOR

#### Resultados de los experimentos y respuestas a las preguntas

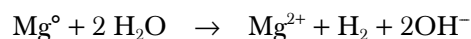
En el Paso 1, al agregar agua a las cinco muestras metálicas, solamente el sodio reacciona, con el desprendimiento de un gas incoloro. Se demuestra que éste es hidrógeno pues al

acercar la boca del tubo a la flama del mechero, se percibe una pequeña explosión.

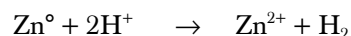


La especie oxidante es el agua.

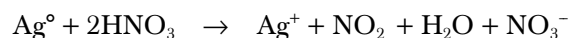
En el Paso 2, el suministro de calor favorece una reacción semejante a la anterior, pero entre el agua y el magnesio.



En el paso 3, de los tres metales restantes, al añadir HCl, sólo el cinc se oxida, mediante una reacción análoga a las anteriores, pero en la que ahora la especie oxidante es el  $\text{H}^+$



En el Paso 4, con la adición de ácido nítrico se logra la oxidación de la plata, más no la del platino. En este caso, la especie oxidante es el  $\text{HNO}_3$  (estrictamente el nitrato, pero los protones son necesarios para la reacción), que puede identificarse porque el gas que se desprende ahora es distinto, tiene un color amarillento, se trata de  $\text{NO}_2$ . La reacción que se lleva a cabo es



En realidad la reacción entre el ácido nítrico y la plata puede dar distintas formas reducidas del ácido nítrico, como el  $\text{HNO}_2$  y el  $\text{NO}$  además del  $\text{NO}_2$ . El punto importante a enfatizar en este experimento es que la especie oxidante no es el  $\text{H}^+$ , como en los casos anteriores (que daba como producto al incoloro gas  $\text{H}_2$ ). La plata, siendo un metal noble, es mucho más difícil de oxidar que la mayoría de los metales, por lo que para lograrlo se necesita un oxidante mucho más fuerte que el  $\text{H}^+$ , como es el ácido nítrico.

El platino es un metal aún más noble que la plata, y no es susceptible de ser oxidado ni por el ácido nítrico. Por esta razón es que resulta costoso utilizar platino en esta práctica, ya que al finalizar los experimentos éste queda inalterado y puede ser reutilizado indefinidamente.

Sin embargo, como se sabe desde hace siglos, los metales más nobles como el oro y el platino, pueden ser oxidados por el agua regia que es una mezcla de ácido clorhídrico y ácido nítrico. Ésta es la motivación a la precaución especial que se indica en el procedimiento experimental antes de realizar el paso 4.

### Respuesta a las preguntas del Análisis global de los resultados

Las primeras dos preguntas del *Análisis global de los resultados* tienen la misma respuesta ya que son esencialmente una sola, pero expresada de dos formas distintas con el objetivo de reforzar el lenguaje especializado del tema (Na, Mg, Zn, Ag, Pt).

Para la pregunta 3 la respuesta es:

Energía de ionización: Na < Zn < Ag < Mg < Pt

Afinidad electrónica Mg = Zn < Na < Ag < Pt

Radio iónico: Mg < Zn < Pt < Na < Ag

$\chi$ : Na < Mg < Zn < Ag < Pt

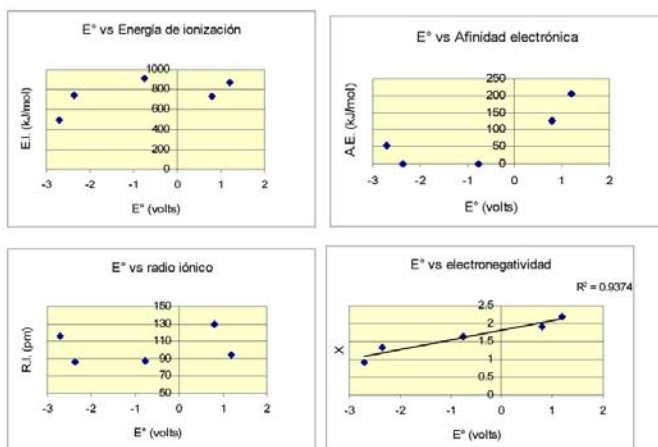
Con lo que se concluye que la respuesta a la pregunta 4 es que la electronegatividad es la propiedad que varía de igual forma que la resistencia a la oxidación.

### Pregunta 5

Par	Na <sup>+</sup> /Na <sup>o</sup>	Mg <sup>2+</sup> /Mg <sup>o</sup>	Zn <sup>2+</sup> /Zn <sup>o</sup>	Ag <sup>+</sup> /Ag <sup>o</sup>	Pt <sup>2+</sup> /Pt <sup>o</sup>
E°	-2.71	-2.36	-0.77	+0.799	+1.2

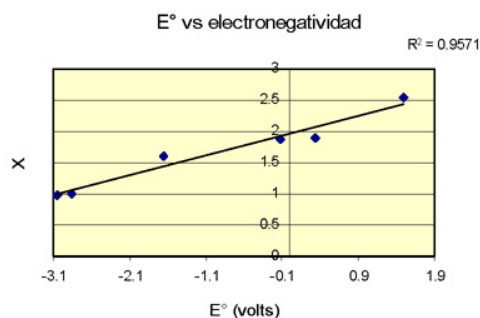
### Pregunta 6

A continuación se presentan las gráficas de E° vs las diferentes propiedades periódicas para estos cinco elementos metálicos, donde se ve que, por mucho, la que da una mejor correlación es la electronegatividad.



### Pregunta 7

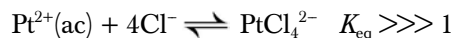
Podrían haberse empleado Li, Ca, Al, Pb, Cu, Au. La gráfica de E° vs. X para estos cinco metales es:



### Pregunta 8

¿Cómo actúa el agua regia? El secreto de esta poderosa mezcla para lograr disolver a los metales más nobles se encuentra en la capacidad de estos metales de formar complejos con los iones cloruros y en la ley de acción de masas, veamos:

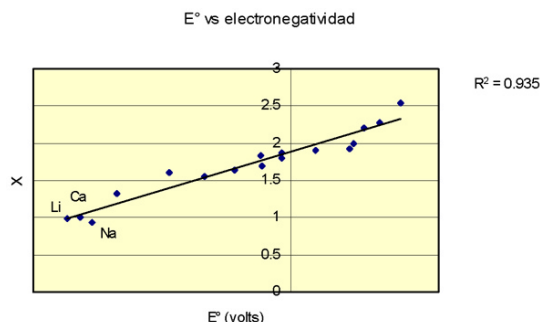
Es una simplificación decir que la reacción entre el platino metálico y el ácido nítrico no se lleva a cabo; esta reacción tiene una constante de equilibrio mucho menor que la unidad, pero distinta de cero. Eso quiere decir que una pequeñísima fracción de los átomos de platino metálico pasan a ser Pt<sup>2+</sup>(ac). Si en la disolución hay una especie capaz de reaccionar con el Pt<sup>2+</sup>(ac) para formar una especie químicamente distinta, la concentración de éste disminuirá. Por ejemplo los iones cloruro tienen una gran tendencia a formar diversos complejos con el ion Pt<sup>2+</sup>, como el PtCl<sup>+</sup>, el PtCl<sub>2</sub>, el PtCl<sub>3</sub><sup>-</sup> y el PtCl<sub>4</sub><sup>2-</sup>. A una elevada concentración de cloruros, como la que existe en una solución de ácido clorhídrico concentrado, podemos considerar únicamente la siguiente reacción:



Entonces, si los pocos iones Pt<sup>2+</sup> que se generan mediante la oxidación con ácido nítrico se consumen y forman PtCl<sub>4</sub><sup>2-</sup>, para mantener el equilibrio en la reacción de oxidación, se deberá oxidar más Pt<sup>o</sup>, generando más Pt<sup>2+</sup>(ac). Y de nuevo, si todo el Pt<sup>2+</sup>(ac) que se genera es atrapado por los iones Cl<sup>-</sup> para formar PtCl<sub>4</sub><sup>2-</sup>, el platino metálico terminará por consumirse por completo.

### Pregunta 9

Gráfica incluyendo más metales

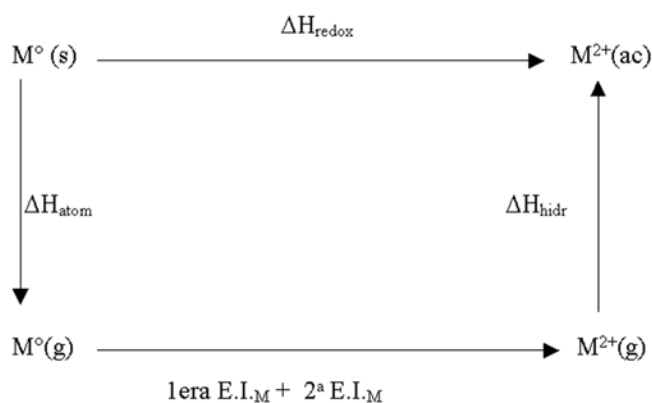


### ¿Cómo explicar los resultados?

Cuando se plantea el problema de buscar cuál es la propiedad periódica de los metales que mejor correlaciona con el potencial redox, suele pensarse en primer lugar en la Energía de Ionización, ya que ambas cantidades tienen que ver con la energía involucrada durante la formación de cationes a partir de átomos neutros. Usemos como ejemplo la formación de un catión divalente para analizar las semejanzas y diferencias entre los dos procesos que nos ocupan:



Salta a la vista que estas dos reacciones se refieren a procesos muy diferentes ya que son distintas tanto la forma en que se encuentra el metal inicialmente como la forma en que se encuentra el catión al final. No es extraño entonces que la correlación entre el  $E^{\circ}$  y la energía de ionización sea muy pobre. Es posible relacionar las cantidades de energía involucradas en estas dos reacciones es mediante un ciclo termodinámico, basado en la primera ley de la termodinámica:<sup>1</sup>



Puede verse en el ciclo termodinámico, que en la cantidad de energía involucrada en la oxidación de un metal en estado sólido para generar un catión solvatado, intervienen diversos

factores que están relacionados con la naturaleza química de las especies en cuestión (Laing, 2003; Wulfsberg, 2000). Es muy importante notar que los primeros dos pasos, la atomización y la remoción de los electrones de los átomos gaseosos son procesos endotérmicos, mientras que la hidratación es un proceso exotérmico, ya que involucra la formación de enlaces tipo ion-dipolo. Qué tanto dominan los procesos endotérmicos o el exotérmico dependerá de cada especie química en cuestión. Como la electronegatividad, a diferencia de la energía de ionización, es una propiedad de los átomos enlazados, y como se está llevando a cabo un proceso en el que los átomos no están en estado gaseoso, la electronegatividad tiene un mayor poder predictivo para este fenómeno, que las propiedades que caracterizan átomos aislados.

### Referencias

- Domin, D.S A review on laboratory instruction styles, *J. Chem. Ed.*, 76, 543-547, 1999.
- Farrel, J.J., Moog, R.S., Spencer, J.N. A guided inquiry general chemistry course, *J. Chem. Ed.*, 76, 570-574, 1999.
- Laing, M. A graphical presentation of the Born-Haber cycle for estimating the electrode potentials of metals, *J. Chem. Ed.*, 80, 1057-1061, 2003.
- Wulfsberg, G. *Principles of Descriptive Inorganic Chemistry*. University Science Books, Mill Valley, California, 1991.
- Wulfsberg, G. *Inorganic Chemistry. Capítulo 7*. University Science Books, Sausalito, California, 2000.

<sup>1</sup> Una aclaración pertinente en este punto, es que el potencial rédox, está relacionado estrictamente con el cambio de la *Energía Libre* ( $\Delta G$ ) asociada a la reacción (2), mientras que las energías asociadas a los otros tres procesos presentados en el ciclo sí pueden ser asociados con los cambios de entalpía correspondientes. Puede demostrarse (Laing, 2003) que el  $E^{\circ}$  que se encuentra en las tablas de potenciales rédox para las parejas  $M^{\circ}/M^{2+}$  es directamente proporcional a lo que en nuestro ciclo hemos llamado  $\Delta H_{\text{redox}}$ .