

VER PARA CREER: UN NUEVO ENFOQUE EN EL APRENDIZAJE DE LOS PROCESOS REDOX

Leyre Insausti Orduna
Colegio La Anunciata FESD, C/ Fernández Portolés 38, (31500) Tudela
leyre.insausti@gmail.com

Jesús Echeverría Morrás
Departamento de Química Aplicada, Edificio Los Acebos, (31006) Pamplona
jesus.echeverria@unavarra.es

RESUMEN: El objetivo general de «Ver para creer» es presentar una propuesta didáctica sobre las reacciones de transferencia de electrones, a partir de la observación de procesos redox macroscópicos, que conducen a niveles de representación microscópicos y simbólicos. Se incluyen cuatro experiencias: el reloj que funciona con una naranja, precipitación electroquímica de metales disueltos, la corrosión del hierro y estados de oxidación del manganeso. Esta propuesta está dirigida a alumnado de 4º de ESO y Bachillerato. Es un nuevo enfoque que se puede implantar en el aula mediante la presentación de material audiovisual, experiencias de cátedra o como prácticas de laboratorio.

PALABRAS CLAVE: Redox, precipitación electroquímica, estados de oxidación, corrosión, enseñanza media- superior

OBJETIVOS

El objetivo general de este trabajo es presentar una propuesta didáctica sobre las reacciones de transferencia de electrones a partir de la observación de procesos redox macroscópicos que conduzcan a la interpretación de niveles de representación microscópicos y simbólicos.

MARCO TEÓRICO

El aprendizaje de los procesos de óxido-reducción plantea numerosas dificultades para el alumnado de enseñanza media-superior. Entre todas, la que más dificulta el aprendizaje es la interferencia del concepto de transferencia de electrones con el de intercambio de oxígeno (Barke et al. 2009). La mayoría del alumnado asocia la oxidación con la ganancia de oxígeno, pero no con una cesión de electrones. A menudo, mezclan los términos reducción, reductor, oxidación u oxidante. También tienen dificultades para identificar las especies químicas que experimentan cambios en los números de oxidación, especialmente con iones poliatómicos, como ocurre en los ajustes por el método del ion-electrón (De Jong, 1998; De Jong, Acampo, 1995). El funcionamiento de las pilas, el papel del puente salino, o el criterio para atribuir cátodo y ánodo en una pila son otros aspectos de dificultad.

Las reacciones redox se definen como reacciones de transferencia de electrones, aunque no siempre fue así. Oxidación y reducción son términos que han evolucionado históricamente. En tiempos de la alquimia, se acuñó el término de reducción a la técnica de obtener metales puros a partir de ciertos minerales. El término de oxidación se atribuye a Lavoisier, quien la definió como una reacción en la que una sustancia se combina con el oxígeno para formar óxidos. El invento de la pila en 1800 por Volta permitió avances clave en el campo de la electricidad y la electroquímica. La interpretación de los fenómenos que se dan en los electrodos de las pilas modificó la concepción sobre las reacciones redox. Faraday estudió la relación entre la cantidad de electrolito y la intensidad de corriente en una electrolisis, e introdujo los términos de electrodo, ion, ánodo, cátodo, anión y catión. Tras el descubrimiento de los electrones por Thompson en 1897, el término oxidación pasó a ser pérdida de electrones y el término reducción ganancia de electrones. Todo proceso de oxidación va asociado a un proceso de reducción y viceversa. La definición de reacción redox se amplió con la introducción del concepto número de oxidación. Actualmente, la oxidación es el aumento del número de oxidación y la reducción es la disminución de ese número de oxidación.

Las dificultades conceptuales inherentes a los procesos redox, a menudo se agravan por el uso indiscriminado de tres niveles de representación: macroscópico, microscópico y simbólico (Johnstone, 2010). Algunos textos cambian de un nivel a otro indistintamente. Así, el alumnado confunde los niveles de representación atómicos y moleculares con niveles macroscópicos (Estrada, 2009). La vinculación entre los tres niveles de representación contribuye al desarrollo de las capacidades intelectuales de los estudiantes, pero esta conexión es difícil (Gilbert, J.K. and Treagust, D., 2009). La observación de procesos redox macroscópicos facilita abordar posteriormente niveles de representación microscópicos y simbólicos (Gabel, 1999).

METODOLOGÍA

«Ver para creer» es una secuencia de experiencias que pueden emplearse como material audiovisual, como demostraciones de cátedra o como prácticas de laboratorio. Proponemos abordar la enseñanza de procesos redox a partir de prácticas de laboratorio ordenadas de menor a mayor complejidad y grado de abstracción. También puede ser una oportunidad para el aprendizaje de procesos redox por indagación. La secuencia propuesta, que se recoge en la Tabla 1, incluye las experiencias y los objetivos específicos. Los destinatarios de la propuesta son alumnos de 4º de ESO y Bachillerato.

Tabla 1.
Secuencia de experiencias de óxido-reducción

El reloj que funciona con una naranja
Observar el funcionamiento de una pila e identificar sus elementos. Diferenciar los términos ánodo y cátodo. Medir la diferencia de potencial entre los electrodos de la pila.
Precipitación electroquímica de metales disueltos
Visualizar procesos redox que sólo pueden ser explicados por la transferencia electrónica. Superar la idea alternativa de que «el oxígeno es imprescindible en las reacciones de oxidación-reducción».

La corrosión del hierro
Observar el proceso de corrosión del hierro e identificar qué factores influyen en que dicha corrosión sea mayor.
Estados de oxidación del manganeso
Visualizar procesos redox que pueden ser explicados por el modelo de número de oxidación. Ajustar reacciones redox por el método del ion-electrón.

RESULTADOS

El reloj que funciona con una naranja

Está sorprendente experiencia da pie a observar el funcionamiento de una pila, identificar sus elementos y medir la diferencia de potencial entre electrodos. La aparente simplicidad del montaje permite indagar a diferentes niveles de razonamiento, desde niveles más intuitivos a otros más formales (Kelter et al. 1996).



Fig. 1. Montaje del reloj que se acciona con una naranja.

Se realizan dos orificios en la naranja con una varilla de vidrio. Para que la resistencia del medio no sea demasiado alta, conviene que los orificios estén en el mismo gajo y que la distancia entre ellos sea aproximadamente 1 cm. A continuación se introduce la cinta de magnesio en uno de los orificios y la de cobre en el otro, sin que se toquen los dos electrodos. Se conecta la cinta de magnesio al polo negativo (-) del reloj con el cable de color negro y la lámina de cobre al polo positivo del reloj (+) con el cable de color rojo. En caso de que el reloj no se ponga en marcha, deben revisarse las conexiones de las pinzas de cocodrilo y asegurarse de que el magnesio y el cobre no se tocan. Para la medida de la diferencia de potencial entre los electrodos, se desconectan los cables que unen el magnesio y el cobre con los polos negativo y positivo del reloj, y se conectan a los terminales de un polímetro.

Precipitación electroquímica de metales disueltos

La confusión habitual de la necesidad de intercambio de oxígeno para describir procesos redox, en vez de transferencia de electrones, puede minimizarse si se comienza con la precipitación de metales disueltos. El fenómeno puede interpretarse exclusivamente mediante transferencia de electrones, no por transferencia de oxígeno. Un prerequisite para interpretar la precipitación de un metal es el concepto de «ion», que explica el color azul de disoluciones diluidas de sulfato de cobre o de cloruro de cobre. Si se añade granalla de cinc a una disolución diluida de cobre, la granalla se oscurece, la disolución se decolora y la temperatura aumenta. La Figura 2 muestra el resultado de sumergir granalla de zinc en una disolución de sulfato de cobre 1 M colocada en una placa de Petri.

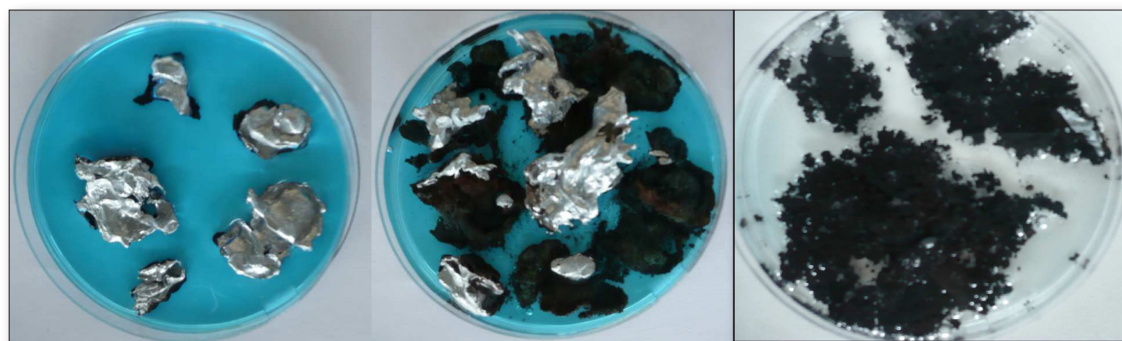


Fig. 2. Secuencia de la reacción de cinc con iones cobre (II).

De forma análoga se analizan los sistemas *cobre-nitrato de plata* y *cobre-sulfato de cinc*. De las tres experiencias se comprueba cómo distintos pares metálicos poseen distinta capacidad para reducirse u oxidarse. Estos ensayos son la base para elaborar una serie ordenada del poder de reducción de estos pares metálicos (Albarrán-Zavala, 2008).

La corrosión del hierro

Esta experiencia estudia las reacciones de óxido-reducción que tienen lugar en varios clavos en los que se provocan fenómenos de corrosión. En los clavos de hierro existen zonas con diferente potencial anódico, esto es, con distinta capacidad para la oxidación. En las zonas sometidas a mayor tensión (la cabeza y la punta del clavo) el metal es más fácilmente oxidable.

Se prepara una disolución acuosa de gelatina al 3,5% que contiene fenolftaleína 0,5% y ferricianuro potásico 0,5 M. La disolución de gelatina ralentiza la difusión de los iones formados en las semirreacciones de oxidación y reducción, y facilita la localización física de estos procesos. Cuando el hierro se oxida a Fe^{2+} reacciona con ferricianuro potásico $-\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^-$ para producir un precipitado azul, el *azul de Turnbull*, que muestra las zonas de oxidación. Los electrones cedidos reducen al oxígeno disuelto en la disolución, para transformarlo en iones hidróxido. El incremento en la concentración de iones OH^- ocasiona un cambio de color del indicador fenolftaleína, que virará de incoloro a rosa en las zonas catódicas. Aunque se aprecian cambios en unos minutos, se recomienda dejar las placas de un día para otro para observar mejor los procesos redox (Fig. 3).

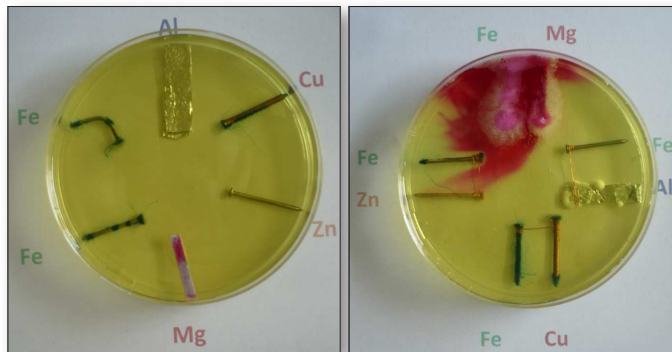
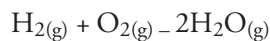


Fig. 3. Procesos de oxidación-reducción en la corrosión del hierro.

Estados de oxidación del manganeso

Muchas reacciones redox no pueden interpretarse en términos de transferencia de electrones, sino en términos de desplazamiento de electrones. Un ejemplo es la reacción exotérmica entre hidrógeno y oxígeno para formar agua.



Esta reacción puede describirse como la formación de enlaces polares en las moléculas de agua a partir de enlaces no polares de las moléculas de hidrógeno y oxígeno. El proceso puede interpretarse con un modelo que emplea números de carga imaginarios, los números de oxidación.

Se añaden 5 mL de una disolución de permanganato potásico 0,01 M a una placa de Petri. El color púrpura es característico del ion MnO_4^- (Fig. 4(a)), donde el manganeso tiene un estado de oxidación +7. En otra placa de Petri se añaden 5 mL de KMnO_4 0,01

M, luego se añaden 4 mL de NaOH 1,0 M, que proporcionan un medio básico. Se llena una bureta con una disolución 0,01 M de bisulfito sódico y se añade bisulfito lentamente a la disolución de KMnO_4 en medio básico hasta que vire a color verde, característico del estado de oxidación +6 de manganeso (Fig. 4(b)). Se anota el volumen gastado de bisulfito sódico.

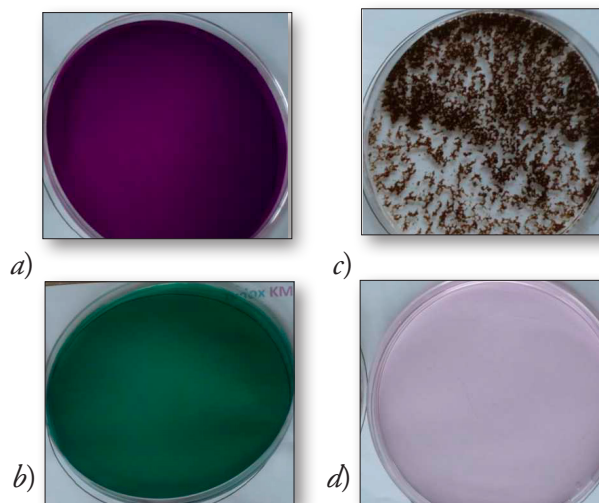


Fig. 4. Manganeso en cuatro estados de oxidación: (a) MnO_4^- , (b) MnO_4^{2-} , (c) MnO_2 , (d) Mn^{2+}

Se trasvasan 5 mL de disolución de permanganato 0,01 M a otra placa de Petri y se adiciona bisulfito sódico 0,01 M hasta que desaparezca el color púrpura del permanganato. Se anota el volumen de NaHSO₃ consumido. Se forma un precipitado marrón de MnO₂ (Fig. 4(c)), cuyo número de oxidación es +4. El manganeso ha reducido su estado de oxidación de +7 a +4.

Por último, añadimos otros 5 mL de KMnO₄ 0,01 M y acidificamos el medio con 3 mL de H₂SO₄ 1,0 M. Posteriormente se añade lentamente, con la bureta, NaHSO₃ 0,01 M hasta que la disolución cambie a color rosa pálido (Fig. 4(d)) y se anota el volumen gastado. Este color es característico del ion Mn²⁺ que actúa con estado de oxidación +2. La diferencia en el volumen consumido de NaHSO₃ cuando cambia el pH puede explicarse a partir de la variación del número de oxidación del manganeso.

CONCLUSIONES

El aprendizaje de los procesos redox es complejo. Las principales dificultades se encuentran en la asimilación del término oxidación a la ganancia de oxígeno, la confusión en el lenguaje específico y el uso indistinto de los niveles de representación macroscópico, microscópico y simbólico. Este trabajo incluye una propuesta didáctica sobre las reacciones de transferencia de electrones a partir de la observación macroscópica de procesos redox. Se incluyen cuatro experiencias: el reloj que funciona con una naranja, precipitación electroquímica de metales disueltos, la corrosión del hierro y estados de oxidación del manganeso. Los destinatarios de la propuesta son alumnos de 4º de ESO y Bachillerato. Este nuevo enfoque se puede implantar en el aula mediante la presentación de material audiovisual, experiencias de cátedra o como prácticas de laboratorio.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Albarrán-Zavala, E. (2008). El potencial redox y la espontaneidad de las reacciones electroquímicas. *Latin-American Journal of Physics Education*, 2(3), pp. 336-345.
- Barke, H.-D., Hazari, A. y Yitbarek, S. (2009). *Misconceptions in Chemistry: Addressing perceptions in chemical education*. Berlin: Springer.
- De Jong, O. (1998). Los experimentos que plantean problemas en las aulas de química: dilemas y soluciones. *Enseñanza de las Ciencias*, 16(2), pp. 305- 314.
- De Jong, O., Acampo, J. y Verdonk, A. (1995). Problems in teaching the topic of redox reactions: actions and conceptions of chemistry teachers. *Journal of Research in Science Teaching*, 32(10), pp. 1097-1110.
- Estrada Ramírez, R. y Trejo, L. (2009). Palabras, símbolos, imágenes y fórmulas. ¿Cómo hablar y escribir sobre química en el nivel medio superior? Implicaciones en la enseñanza y el aprendizaje de la química general. *Enseñanza de las Ciencias*, pp. 1539- 1545.
- Gabel, D. (1999). Improving Teaching and Learning through Chemistry Education Research: A Look to the Future. *Journal of Chemical Education*, 76(4), pp. 548-554.
- Gilbert, J.K. y Treagust, D. (Eds.) (2009). *Multiple representations in Chemical Education*. Milton Keynes: Springer
- Johnstone, A.H. (2010). You Can't Get There from Here. *Journal of Chemical Education*, 87(1), pp. 22-29.
- Kelter, P.B., Carr, J.D., Johnson, T. y Castro-Acuña, C.M. (1996). The Chemical and Educational Appeal of the Orange Juice Clock. *Journal of Chemical Education*, 73(12) pp. 1123-1127.