

1. Oxidación y reducción

Observa las siguientes imágenes:



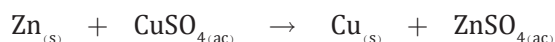
- ¿A qué asocias las palabras “oxidación” y “reducción”?
- Aplicas algunos de estos conceptos para referirte a situaciones como las que muestran las imágenes anteriores, ¿cuál utilizas, la oxidación o la reducción? ¿por qué?

La **oxidación** se refiere a la pérdida de electrones y la **reducción** a la ganancia de electrones, por lo tanto, las reacciones **Redox** involucran ambos procesos.

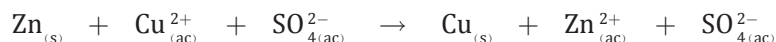
Para comprender el significado de estos conceptos, analicemos el comportamiento de la reacción entre el sulfato de cobre (II) (CuSO_4) y el cinc metálico (Zn) que observaste en la actividad de Ciencia en Acción, “Reacciones Redox”.

Al introducir la lámina de cinc (Zn) en la disolución concentrada de sulfato de cobre (II) (CuSO_4), pasados unos segundos se observó que esta se recubría de una capa de color rojizo.

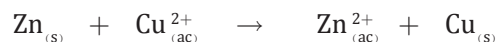
La ecuación química que representa el proceso es:



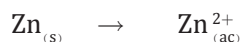
Sin embargo, tanto el sulfato de cobre (II) (CuSO_4) como el sulfato de cinc (ZnSO_4) son compuestos que, fundidos o disueltos en agua, se disocian en iones. Por lo tanto, la ecuación química se puede representar según la siguiente ecuación iónica:



Como el ión sulfato (SO_4^{2-}) aparece en ambos lados de la ecuación molecular y el grupo es idéntico en ambos lados, se puede escribir la ecuación iónica de la siguiente manera:



Esta ecuación iónica nos indica que, durante el proceso, el átomo de cinc eléctricamente neutro (Zn) se ha transformado en el ión Zn^{2+} , para lo cual ha tenido que ceder dos electrones:



RECUERDA QUE

Un átomo neutro es el elemento que posee la misma cantidad de carga positiva (protones) en su núcleo, como las cargas negativas en sus orbitas (electrones).

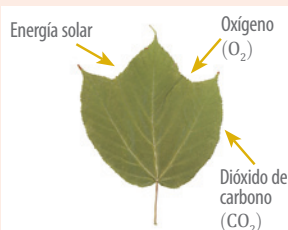


SABÍAS QUE

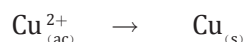
La fotosíntesis es un proceso en el que las plantas en general, captan y utilizan la energía en forma de luz proveniente del Sol y la transforman en energía química.

En este proceso se produce una reacción redox en los cloroplastos de las hojas, en presencia de luz. El dióxido de carbono se utiliza en la producción de glucosa, mientras que el agua permite producir oxígeno.

Los átomos de carbono del dióxido de carbono sufren un proceso de reducción, y los átomos de oxígeno del agua sufren un proceso de oxidación.

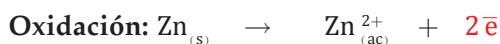


En cambio, el ión Cu^{2+} se ha convertido en un átomo de cobre metálico (Cu), para lo cual ha debido aceptar dos electrones:



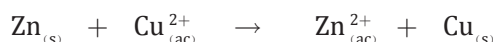
Sobre la base de esta información, podemos deducir que la ecuación iónica anterior involucra dos procesos: uno en el que se pierden electrones y otro en el que se ganan. Así, llamaremos al primer proceso **oxidación** y al segundo, **reducción**.

Las medias ecuaciones o semirreacciones que describen estos procesos son:



Han ocurrido reacciones de oxido – reducción (Redox) por la transferencias de electrones del que se oxida al que se reduce, transferencia que produce energía en forma de electricidad.

Para identificar estas sustancias, analicemos nuevamente la ecuación iónica que representa a la citada reacción entre el cinc y el sulfato de cobre (II):



Agente reductor: De acuerdo con la ecuación, el cinc (Zn) se oxida porque cede dos electrones al ión Cu^{2+} , transformándose en Zn^{2+} . En consecuencia, el cinc es el agente reductor en esta reacción.

En toda reacción redox, el agente reductor será aquel que cede electrones o se oxida, provocando una reducción de la otra especie.

Agente oxidante: En la ecuación observamos también que el ión Cu^{2+} se reduce con los electrones que provienen del cinc, y se convierte en cobre eléctricamente neutro (Cu). En consecuencia, el agente oxidante en esta reacción es el ión Cu^{2+} .

En toda reacción redox llamaremos agente oxidante a aquel que se reduce o es capaz de captar electrones, lo que provoca una oxidación de la otra especie.

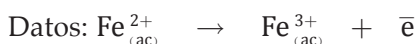
En los procesos de oxidación-reducción, la transferencia de electrones ocurre siempre desde un agente reductor a un agente oxidante.

EJERCICIO RESUELTO

Observa atentamente el siguiente ejemplo:

El hierro (II) (Fe^{2+}) se convierte en hierro (III) (Fe^{3+}) por acción de un proceso redox, según la ecuación: $\text{Fe}_{(\text{ac})}^{2+} \rightarrow \text{Fe}_{(\text{ac})}^{3+} + \bar{e}$. ¿Es un proceso de oxidación o de reducción?, ¿qué tipo de agente es el Fe^{2+} ?

Paso 1. Reconocer datos e incógnitas.



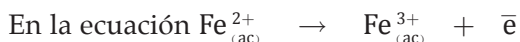
Incógnitas: ¿Es este un proceso de reducción u oxidación? ¿Qué tipo de agente se identifica en la reacción?



Paso 2. Seleccionar las fórmulas.

En este caso no hay fórmulas matemáticas, pero sí definiciones que aplicar, tales como semirreacción de oxidación, semirreacción de reducción, agente reductor y agente oxidante.

Pasos 3 y 4. Asociar datos específicos con los conceptos clave y buscar respuesta a las incógnitas planteadas.



observamos que se pierden o ceden electrones (aparecen en los productos), lo que se asocia correctamente a la definición de semirreacción de oxidación con agente reductor; por ende:


Paso 5. Interpretar.

Observa atentamente la ecuación que describe el comportamiento del ión Fe^{2+} . ¿Qué observas? ¿Dónde se ubican los electrones en esa ecuación, en los productos o en los reactivos? ¿Qué significado tiene la ubicación de los electrones?

Fíjate además en el número de oxidación de los iones de hierro (Fe) presentes en los productos y en los reactivos. ¿Qué puedes interpretar de ellos?

Comenta con otro estudiante tus conclusiones respecto a los siguientes cuestionamientos en relación al ión Fe^{2+} : ¿se oxida o se reduce?, para ello ¿libera o capta electrones?, ¿qué tipo de agente es?



En el sitio <http://www.educa.madrid.org/web/ies.isidradeguzman.alcala/departamentos/fisica/temas/redox/introduccion.html#> podrás encontrar información sobre los conceptos de oxidación y reducción y un video explicativo de procesos redox en diferentes metales.

- 1** Observa las siguientes ecuaciones, considerando las definiciones y conceptos clave analizados hasta aquí. Predice si corresponden a semirreacciones de oxidación o reducción, y clasifica la especie que corresponda como agente oxidante o reductor.

Ecuación	Semirreacción de oxidación o reducción	Especie	Agente oxidante o reductor
$\text{Al}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Al}_{(\text{ac})}^{3+} + 3\bar{e}$		$\text{Al}_{(\text{s})}$	
$\text{Br}_{2(\text{g})} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}_{(\text{ac})}^{-}$		$\text{Br}_{2(\text{g})}$	
$\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_{(\text{ac})}^{+} + 2\bar{e}$		$\text{H}_{2(\text{g})}$	
$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}_{(\text{ac})}^{+} + 4\bar{e}$		$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	

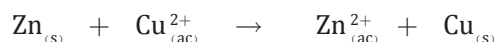
DESAFÍO
Habilidades a desarrollar:

- Observar
- Aplicar
- Clasificar



2. Números o estados de oxidación

Observa nuevamente la reacción iónica entre el cinc y el sulfato de cobre (II):



- ¿Cuál es la diferencia entre el Zn y el Zn^{2+} (presente en el ZnCl_2) obtenido como producto? ¿qué señala esa diferencia?
- ¿Cómo se asocia la diferencia observada con los procesos de reducción?

Si observas por separado el comportamiento de cada especie participante, notarás que el cinc sólido (Zn) no tiene cargas, mientras que en los productos el Zn^{2+} presenta dos cargas positivas, que indican que durante el cambio se han perdido dos electrones.

El Cu^{2+} de los reactantes, con dos cargas positivas, aparece en los productos como cobre sólido (Cu), no tiene carga, porque recibió dos electrones. Este cambio es una de las bases fundamentales de las reacciones redox.

Para regular esta diferencia se establecen los **números o estados de oxidación**, que se define como, *el número de cargas que tendría un átomo en un elemento, molécula o compuesto iónico si los electrones fueran transferidos totalmente.*

En forma alternativa, se le puede definir también como la carga que tendría un átomo, si los electrones en cada enlace fueran asignados al elemento más electronegativo.

RECUERDA QUE

La electronegatividad es la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones hacia sí mismo, cuando se forma un enlace químico. Si mayor es la electronegatividad, mayor es la capacidad de atraer los electrones.

Así, una manera de predecir qué estaría ocurriendo con los electrones en las reacciones redox, es calculando el estado o número de oxidación (que esquemáticamente denominaremos N.O.), el que es asignado arbitrariamente a cada elemento sobre la base de un conjunto de reglas, y nos permite indicar la cantidad de electrones que podría ganar o perder un elemento. Cabe destacar que la asignación del N.O. a cada elemento, se hace bajo el supuesto de que los enlaces del compuesto del cual forma parte, son 100 % iónicos, es decir, que los electrones se transfieren completamente de una especie a otra.

a. Reglas básicas para determinar el número de oxidación

Regla N° 1. A cualquier elemento en estado libre o átomo en una molécula homonuclear se le asigna un número de oxidación igual a cero. Ejemplo: Na, Cu, S, H_2 , Cl_2 , P_4 .

Regla N° 2. El número de oxidación del átomo de hidrógeno es +1 en casi todos sus compuestos. Por ejemplo: HCl, H_2O , NaOH, NH_3 , H_2SO_4 .

Exceptuando los hidruros (compuestos binarios formados por hidrógeno y una especie metálica, como el NaH, CaH_2 , LiH), en que su número de oxidación es -1.

Regla N° 3. En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación de este es -2. Por ejemplo: H_2O , H_2SO_4 , SO_2 , SO_3 , HNO_3 , NaOH.



Sin embargo, existen algunas excepciones, como los peróxidos y el ion superóxido.

- En los peróxidos, cada átomo de oxígeno tiene un N.O. igual a -1 . Los dos átomos de oxígeno del ión O_2^{2-} son equivalentes, y a cada uno se le asigna un N.O. de -1 , de tal forma que la suma sea igual a la carga del ion. $-1 + -1 = \text{Carga del ión} = -2$
- En el ión superóxido O_2^- , cada átomo de oxígeno tiene un N.O. igual a $-1/2$, de tal forma que: $-1/2 + -1/2 = -1$.
- En el OF_2 , el átomo de oxígeno tiene un N.O. igual a $+2$; dado que el átomo de flúor es el elemento más electronegativo y la molécula eléctricamente neutra, a cada átomo de flúor se le asigna un N.O. igual a -1 .

Regla N° 4. El número de oxidación de un ión monoatómico es igual a la carga del ion. Por lo tanto, el N.O. es su propia carga.

Algunos ejemplos de iones monoatómicos son: Na^+ (N.O. = $+1$), Cl^- (N.O. = -1), Ca^{2+} (N.O. = $+2$), Al^{3+} (N.O. = $+3$), Zn^{2+} (N.O. = $+2$) y Br^- (N.O. = -1)

Regla N° 5. La suma algebraica de los N.O. de los átomos que componen una molécula o compuesto es cero, ya que tanto las moléculas como los compuestos son eléctricamente neutros.

Regla N° 6. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que componen un ión es igual a la carga del ion.

Aplicando esta regla, calculemos el N.O. del azufre (S) en el ión sulfito (SO_3^{2-}).

Recordemos que N.O. de O = -2

Carga del $SO_3^{2-} = -2$

$$\begin{array}{rclcl} \text{Luego: } & (1 \cdot x) & + & (3 \cdot -2) & = & -2 \\ & (1 \cdot x) & + & -6 & = & -2 \\ & & & x & = & +4 \end{array}$$

Por lo tanto, el N.O. del S en el SO_3^{2-} es $+4$.

Regla N° 7. Si en la fórmula del compuesto no hay hidrógeno ni oxígeno, se asigna el número de oxidación negativo al elemento más electronegativo (EN) que el carbono (C).

Por lo tanto: El N.O. del carbono es $+4$ y para el flúor es -1 .

EJERCICIO RESUELTO

Ejercicio 1

En el compuesto cloruro de hidrógeno (HCl) se observa que:

- H tiene N.O. $+1$, según la regla N° 2.
- El ión cloruro tiene un N.O. desconocido.
- La molécula HCl es eléctricamente neutra (no presenta cargas). Por lo tanto, la suma algebraica será:

$$\begin{array}{rclcl} (\text{N.O. del hidrógeno}) & + & (\text{N.O. del cloro}) & = & 0 \\ +1 & + & x & = & 0 \end{array}$$

- Por ende, el valor del N.O. del ión cloruro es -1 para que se cumpla la igualdad.

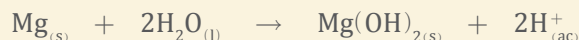
MÁS QUE QUÍMICA

El estado de oxidación es la cantidad de electrones que tiende a ceder o captar un átomo, en una reacción química con otros átomos, para adquirir cierta estabilidad química. El átomo tiende a obedecer la regla del octeto (o dueto), logrando así tener una configuración electrónica similar a la de los gases nobles, los cuales son muy estables. Cuando un átomo Y necesita, por ejemplo, tres electrones para obedecer la regla del octeto, entonces dicho átomo tiene un número de oxidación de -3 . Por otro lado, cuando el átomo X tiene tres electrones que necesitan ser cedidos para que cumpla la ley del octeto, entonces este átomo tiene un número de oxidación de $+3$. En este ejemplo, podemos deducir que los átomos Y y X pueden unirse para formar un compuesto, y así ser estables.



después a 30 metros bajo el agua, estaban considerablemente dañadas por la exposición al agua del mar y las reacciones químicas que ocurrieron. Las cintas que rescataron fueron descritas por los expertos como "una masa espumosa parecida al concreto, toda pegada".

Para rescatar la importante evidencia que se encontraba en ellas, el problema principal fue la formación del hidróxido de magnesio $[\text{Mg}(\text{OH})_2]$ por la reacción del agua de mar con el magnesio usado en el riel de la cinta:



Un grupo de científicos rescataron la cinta central, después de un proceso lento y agotador, para lo cual neutralizaron cuidadosamente el hidróxido de magnesio (base) removiéndolo de la cinta aún enrollada, y estabilizaron la capa de óxido de hierro (FeO). La cinta se trató en forma alternada con ácido nítrico (HNO_3) y agua destilada. Posteriormente se enjuagó con metanol (CH_3OH) para remover el agua y después fue tratada con un lubricante para proteger las capas de la cinta, revirtiendo el proceso causado sobre la cinta por el agua de mar. Por último, se desenredaron 130 metros de cinta, se transfirieron a un nuevo riel y se grabaron en una cinta virgen. La grabación demostró que a lo menos unos segundos antes del final algunos miembros de la tripulación se percataron de que había problemas.

El hecho impresionante de este proyecto es que, los principios involucrados, no son más complejos que los que se podría encontrar en un experimento introductorio de electroquímica.

Extracto: Chang, R. (2002). Química. México: McGraw-Hill.

- En la reacción química que representa el proceso sufrido por la cinta de grabación, ¿cuál es el estado de oxidación del riel de la cinta de grabación?
- En la reacción química, según los N.O. ¿cuáles son las especies que no cambian su N.O. (espectadoras)?
- ¿Cuál es la especie que se oxida en la reacción?
- ¿Cuál es el N.O. del nitrógeno, en el ácido empleado para tratar la cinta de grabación?
- En la reacción expuesta respecto al efecto del agua de mar sobre la cinta de magnesio, ¿cuál es la especie que actúa como el agente reductor?



El alumno estratégico se conoce a sí mismo como aprendiz: planifica, regula y evalúa su proceso de aprendizaje, lo que lo lleva tanto a aprender significativamente el contenido que estudia como a aprender a aprender. Reflexiona y responde: ¿Tengo clara mi situación de aprendizaje?, ¿sé cuánto y qué he aprendido hasta aquí?, ¿reconozco los errores y aciertos de mi proceso de aprendizaje?, ¿relaciono la nueva información con la que ya sé?, ¿asocio los conceptos y su aplicación con los fenómenos que observo alrededor?

