GUÍA DE TRABAJO 7

Asignatura: Química
Nivel: Cuarto medio B
Fecha: del 6 al 10/07/2020 (semana 14)
Profesora: Sandra Caro Contreras

Unidad 2: OXIDO - REDUCCIÓN
Tema: Relacionar conceptos básicos de Redox en la vida cotidiana.

OA4: Formular las posibles propuestas de protección del medio ambiente, considerando los elementos que provienen de los residuos domésticos e industriales.

Habilidad: Formulación de explicaciones, apoyándose en las teorías y conceptos científicos en estudio.

Actitud: Compromiso y responsabilidad en el desarrollo de la actividad.

INSTRUCCIONES:

1. Desarrolle la actividad en su cuaderno, la información debe ser precisa y ordenada.
2. Las consultas y envío de tareas realizarlas a scaro@liceojavieracarrera.cl
3. Fecha de entrega: al 24/07/2020 **(**puede ser foto o digital).
4. Al enviar su trabajo, identifíquelo con su nombre, curso y tema.
5. La actividad tendrá una evaluación de carácter formativo.
6. **Importante:** Hacer llegar la autoevaluación del desarrollo de la guía de reflexión sobre covid-19 sobre el lavado de manos. Los criterios para autoevaluarse son: muy bueno, bueno, suficiente, insuficiente.
   Envié sus respuestas junto con su autoevaluación basada en los indicadores de compromiso, responsabilidad, desarrollo de todas las preguntas.

	Criterios	**Si/no**
1	Demuestra compromiso en la entrega de sus tares	
2	Sus respuestas tienen coherencia con el tema tratado	
3	Desarrolla toda actividad indicada.	
4	Es creativo en el desarrollo de la actividad.	
5	Sintetiza sus respuestas.	
6	Mantiene orden en su trabajo.	
	Total	

¡Saludos y ánimo!

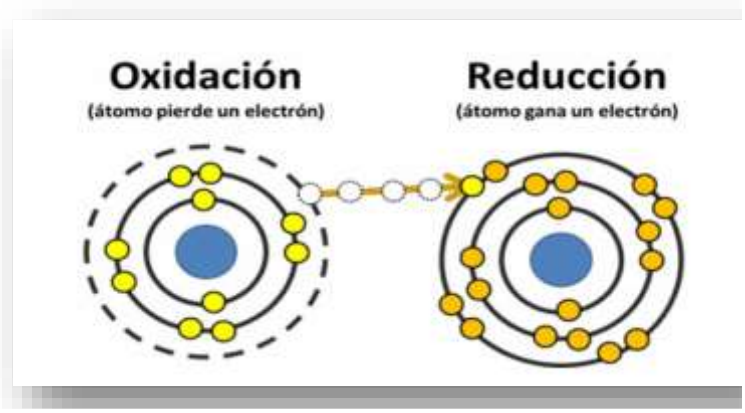
REACCIONE DE OXIDO REDUCCIÓN

Definición

Una reacción de **óxido-reducción** se caracteriza porque hay una **transferencia de electrones**, en donde una sustancia gana electrones y otra sustancia pierde electrones:

- La sustancia que gana electrones disminuye su número de oxidación. Este proceso se llama reducción.
- La sustancia que pierde electrones aumenta su número de oxidación. Este proceso se llama oxidación.

Una reacción es de óxido Reducción o Redox, cuando en Ella, se den al mismo tiempo, las reacciones de oxidación y reducción.



En la misma reacción una de las especies pierde electrones (se oxida) y la otra los capta (se reduce).

Lo que demuestra que una especie se ha oxidado o reducido, es el cambio de estado, por lo tanto una reacción química será **Redox** cuando, el estado de oxidación de una especie aumenta y el de otra especie disminuye.

Estado de oxidación

El estado de oxidación o número de oxidación se define como la suma de cargas positivas y negativas de un átomo, lo cual indirectamente indica el número de electrones que el átomo ha aceptado o cedido.

Reglas para determinar el estado de oxidación (EO)

1. El estado de oxidación (**EO**) de un elemento libre es cero. Por ejemplo los metales no disueltos (Cu) Zn, Al…) o los gases diatómicos (O_2, Cl_2, F_2…).
2. En los iones de un único átomo, el **EO** de dicho átomo coincide con la carga del ión. Por ejemplo, en el caso de los alcalinos catiónicos el estado de oxidación es +1 (Li^+, Na^+, K^+…) y en el caso de los alcalinotérreos +2 (Ca^{+2}, Mg^{+2}…). Del mismo modo será para los demás metales, por ejemplo, en el Fe (II) el estado de oxidación es +2 y en el Fe (III) +3.
3. El **EO** del flúor, F, es siempre **-1**, por ser el átomo más electronegativo que existe.

4. El **EO** del oxígeno es siempre **-2**, con dos excepciones:
   a. Cuando el oxígeno se combina con flúor, su **EO** es **+2**.
   b. Cuando el oxígeno se halla formando un peróxido, como el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, H_2O_2, su **EO** es **-1**.
5. El **EO** del hidrógeno es siempre **+1**, excepto en los hidruros metálicos que es **-1,** (por ejemplo hidruro sódico, HNa).
6. Algunos elementos tienen distinto **EO** en función del compuesto que están formando. Por ejemplo, el **EO** del nitrógeno en el monóxido de nitrógeno, NO, es +2, mientras que el estado de oxidación del nitrógeno en el dióxido de nitrógeno, NO_2, es +4.
7. La suma algebraica de los **EO** de los elementos de un compuesto ha de ser igual a su carga, es decir:
   a. Si es un compuesto neutro, la suma algebraica de sus **EO** será cero.
   b. Si es un catión o un anión será igual a la carga del ión. Por ejemplo, en el caso del anión perclorato, ClO_3^-, la suma algebraica de los **EO** será -1. En este caso, el oxígeno tiene **EO** -2, por lo que (-2)·3 = -6. De este modo, para que la suma algebraica sea -1, el **EO** del cloro ha de ser +5.

Ejemplo 1: ¿Cómo calcular el EO del S en el compuesto H_2SO_4

$^{+1}H_2S^xO_4{}^{-2}$

1. (2) + X – 2. (4) = 0

2 + X – 8 = 0

X = 8-2

X= 6

$\underline{+2}\ \ \underline{+6}\ \ \underline{-8} = 0$

$+1 \quad +6 \quad -2$

$H_2\ S\ O_4$

Oxidación: Un átomo, una molécula o ión se oxida, cuando pierde electrones, estos electrones son liberados y transferidos a otra sustancia. En general la ecuación de oxidación se expresa de la siguiente manera.

$M \rightarrow M^{n+} + ne^-$ Ejemplo: $Zn° \rightarrow Zn^{+2} + 2e-$

Los electrones se ubican a la derecha ya que son liberados y el estado de oxidación sube de 0 a +2.

Reducción: un átomo, molécula o ión, se reduce cuando gana electrones. En general la expresión se expresa:

$X^{+2} + ne^- \rightarrow X^-$ Ejemplo: $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu°$

Los electrones se colocan a la izquierda ya que son captados y el estado de oxidación baja de +2 a 0

AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR

Agente oxidante:
La sustancia que experimenta oxidación (especie oxidada), cede electrones y permite que otra especie se reduzca, por lo tanto se llama **agente reductos.**

Agente reductor:
La sustancia que experimenta reducción (especie reducida), capta electrones y permite que otra especie se oxide, por lo que será llamado **agente oxidante.**

EL AGENTE OXIDANTE ES EL QUE SE REDUCE Y EL AGENTE REDUCTOR ES EL QUE SE OXIDA

ACTIVIDAD: Desarrolla en el cuaderno los siguientes ejercicios.

1. Determine el estado de oxidación de los átomos se indican a continuación:

a. C en CH_4 _____
b. C en CO_2 _____
c. Cl en $HClO_4$ _____
d. P en H_3PO_3 _____
e. Cr en $Cr_2O_7^{-2}$ _____
f. N en NH_4^+ _____
g. Sn en $SnCl_4$ _____
h. Se^{-2} _____

2. Identifique la sustancia que se oxida, la sustancia que se reduce, el agente oxidante y el agente reductor en las siguientes reacciones químicas.

a. $\mathbf{Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2}$

¿Quién se oxida?	
¿Quién se reduce?	
Agente oxidante	
Agente reductor	

b. $\mathbf{Cl_2 + 2I^- \rightarrow I_2 + Cl^-}$

¿Quién se oxida?	
¿Quién se reduce?	
Agente oxidante	
Agente reductor	

c. $\mathbf{MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2 + H_2O}$

¿Quién se oxida?	
¿Quién se reduce?	
Agente oxidante	
Agente reductor	

d. $\mathbf{4Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3}$

¿Quién se oxida?	
¿Quién se reduce?	
Agente oxidante	
Agente reductor	

e. $\mathbf{Zn^{+2} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{+2}}$

¿Quién se oxida?	
¿Quién se reduce?	
Agente oxidante	
Agente reductor	

3: ¿Qué condiciones ambientales crees que facilitan la oxidación de una cadena de hierro?. ¿Qué tipo de reacción ocurre? Escribe el proceso mediante una ecuación química. Explique sus respuestas con fundamento científico.