



fichas de Trabajo

QUÍMICA

4^{to}

SECUNDARIA

BALANCE POR MÉTODO REDOX

• Marco teórico

Es un procedimiento que consiste en igualar la cantidad de electrones ganados y perdidos en una reacción química. La palabra «redox» proviene de una operación netamente química: reducción – oxidación. Por lo cual, te enseñaremos el número o estado de oxidación (E.O) de los elementos y/o compuestos.

¿Qué es el número o estado de oxidación (E.O)?

Es una carga arbitraria asignada a los átomos de los elementos de un compuesto en conformidad a ciertas reglas. Esta carga generalmente coincide con las valencias, pero no siempre.

El siguiente cuadro nos va a dar la vida de los E.O de algunos elementos, iones o compuestos.

Elemento, ion o compuesto	E.O	Ejemplo	Excepción
-Todo elemento solo, libre o no combinado no importa lo complejo que sea el elemento	0	Na, Ca, S, H ₂ , O ₂ , P ₄ , In, Fe	
- En todo compuesto químico, la suma algebraica de los E.O debe ser igual cero	0	H ₂ ⁺¹ S ⁺⁶ O ₄ ⁻²	
- En iones monoatómicos: a) H ⁺¹ b) O ⁻² c) Grupo IA d) Grupo IIA e) Grupo VIIA	+1 -2 +1 +2 -1	H ⁺¹ Cl ⁻¹ , H ⁺¹ N ⁺⁵ O ₃ ⁻² H ₂ ⁺¹ O ⁻² , H ₂ ⁺¹ S ⁺⁴ O ₃ ⁻² Li ⁺¹ , Na ⁺¹ , K ⁺¹ Ca ⁺² , Mg ⁺² , Zn ⁺² Cl ⁻¹ , Br ⁻¹ , I ⁻¹ , F ⁻¹	Hidruros metálicos Na ⁺¹ H ⁻¹ Ca ⁺² H ₂ ⁻¹ Peróxido H ₂ ⁺¹ O ₂ ⁻¹
Para el caso de iones poliatómicos, la suma de los E.O de los átomos que forman el ion poliatómico es igual a la carga del ion.	La carga del ion	En el Na ₂ SO ₄ , el ion	

A continuación, explicaremos los conceptos de reducción y oxidación para que puedas observar las diferencias entre ellos.

Reducción

1. Un elemento se reduce cuando su E.O disminuye.
 2. Para que suceda debe ganar electrones.
 3. Se le conoce también como el agente oxidante, porque atacara al otro elemento para oxidarlo.
- * Ejemplo de semireacciones de reducción:

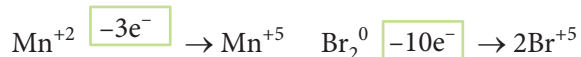


Oxidación

1. Un elemento se oxida cuando su E.O aumenta.

2. Para que suceda debe perder electrones.
3. Se le conoce también como el agente reductor, porque atacara al otro elemento para poder reducirlo.

* Ejemplos de semireacciones de oxidación:



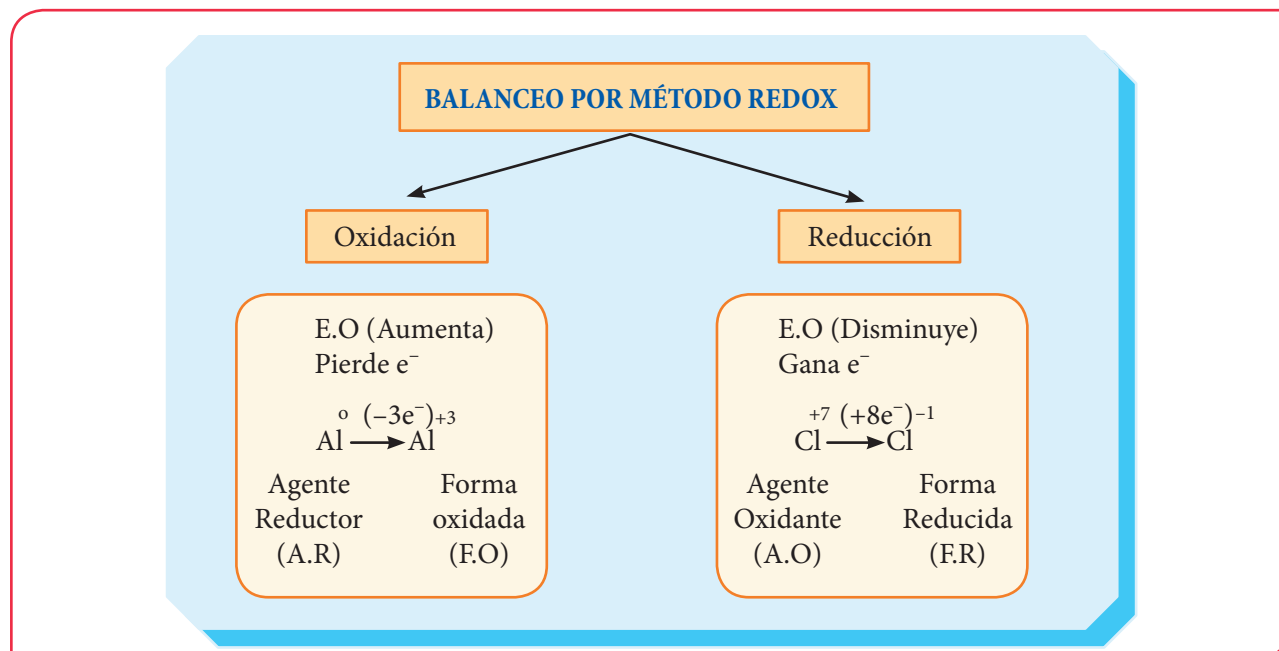
Ahora aprenderemos a balancear una ecuación por el método redox.

Reglas

1. Se coloca el E.O a cada elemento que participa en la reacción (ver el cuadro anterior). No te olvides que todos los elementos libres y que no están combinados, tienen un E.O igual a cero.
2. Debes comprobar que la suma de todas las cargas que forman un compuesto deben ser igual a cero.

3. Se comparan en semireacciones aquellos elementos que varían o cambian su E.O de un reactante a un producto.
4. Luego se determina el número de electrones ganados y perdidos para confirmar el elemento que se reduce y se olvida.
5. Se regulan los cargos. Esto se logra haciendo que la cantidad de electrones predidos sea igual a la cantidad de electrones ganados, y luego se suman ambas semidiferencias.
6. Los coeficientes así obtenidos se colocan en la ecuación propuesta y se comprueba el balance completo tanteando alguna sustancia que quede sin balancear.

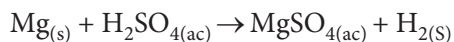
• Esquema formulario



• Trabajando en Clase

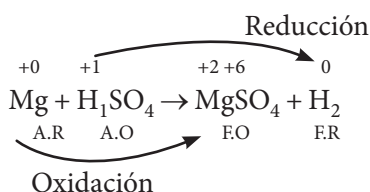
Nivel I

1. Marque la secuencia de verdad (V) o falsedad (F) para la reacción:



- Es una reacción de desplazamiento simple.
- El magnesio es el agente oxidante.
- El hidrogeno molecular es la especie reducida.

Resolución:



2. Marque la secuencia verdadera (V) o falso (F) para la reacción:

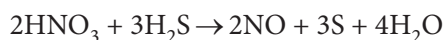


- Es una reacción Redox
- El yodo es el agente oxidante
- El dióxido de nitrógeno (NO_2) es la forma reducida.

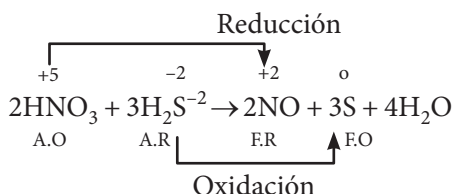
3. La semireacción correctamente balanceada es:

- $\text{CO}^{2+} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{CO}^{3+}$
- $\text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
- $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{4+} + 2\text{e}^-$
- $\text{Rb}^0 + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Rb}^{1+}$
- $\text{Mg}^0 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 4\text{e}^-$

4. Indique el agente oxidante y la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos de la reacción:

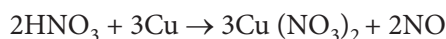


Resolución:



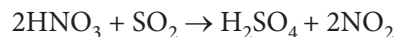
Rpta.: HNO_3 y 9

5. Indique el agente oxidante y la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos de la reacción:



Nivel II

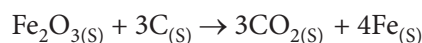
6. En la relación:



Se cumple que el

- Agente oxidante es el azufre
- Agente reductor en el nitrógeno
- Azufre es la sustancia que se reduce
- Nitrógeno es la sustancia que se oxida
- Agente reductor es el azufre

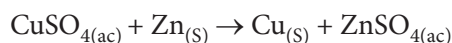
7. Antiguamente para obtener hierro metálico, se calentaba el óxido férrico con carbón vegetal (carbón) llevando a cabo la reacción:



En la reacción se cumple que:

- El hierro es la sustancia reducida
- El agente reductor es el hierro
- El carbono es la sustancia que se reduce
- El carbono es el agente oxidante
- La reacción es de oxido- reducción

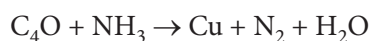
8. Señale verdadero (V) o falso (F) respecto a la reacción:



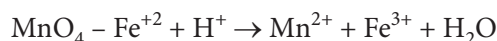
- Es una reacción irreversible
- El CuSO_4 es el agente reductor
- Se transfiere dos electrones
- El Zn es el agente oxidante

Nivel III

9. Determine la cantidad de electrones transferidos presenta en la siguiente reacción:



10. En la reacción:



Identifique la opción correcta:

- MnO_4^- : Agente oxidante
- Fe^{+2} : Agente oxidante
- H^+ : Agente reductor
- Fe^{3+} : Agente reductor
- MnO_4^- : Agente reductor

• Tarea

Nivel I

- Determine el estado de oxidación del bromo en el HBrO_4 .
 a) +3 d) +1
 b) +7 e) +2
 c) +5
- Señale que elementos se oxidan
 I. $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
 II. $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$
 III. $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+5}$
 IV. $\text{H}_2^0 \rightarrow \text{H}^{+1}$
 a) I y II d) I y III
 b) II y IV e) I; II; III
 c) I y IV
- Señala en que semireacciones se encuentran los agentes oxidantes:
 I. $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$
 II. $\text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$
 III. $\text{Br}_2^0 \rightarrow \text{Br}^{-1}$
 IV. $\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}_2^0$
 a) I d) I y III
 b) II e) I; II; IV
 c) I y II
- De acuerdo con las siguientes ecuaciones parciales:

$$\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^a + 1\text{e}^-$$

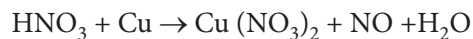
$$\text{S}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^b$$
 Halle «a + b».
 a) 1 d) 4
 b) 3 e) 5
 c) 2

Nivel II

- Dada la reacción:

$$\text{Al} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2$$
 Determine el agente oxidante.
 a) Al d) H_2
 b) H_2S e) Ninguno
 c) Al_2S_3

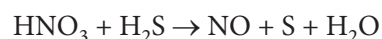
- Dada la reacción:



Determina el agente oxidante y el agente reductor.

- | | |
|--|-----------------------------|
| a) HNO_3 ; NO | d) Cu; H_2O |
| b) HNO_3 ; H_2O | e) HNO_3 ; Cu |
| c) Cu; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | |

- Dada la reacción:



Determine la forma oxidada y la forma reducida.

- | | |
|--|--|
| a) H_2O ; H_2S | d) S; H_2O |
| b) NO; HNO_3 | e) H_2S ; H_2O |
| c) S; NO | |

Nivel III

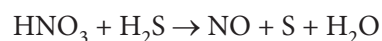
- Dada la reacción:



Determina el agente oxidante y la forma reducida

- | | |
|---|------------------------------|
| a) KOM; KCl | d) Cl_2 ; KCl |
| b) Cl_2 ; H_2O | e) KCl; H_2O |
| c) KOM; ClO_3 | |

- Determina la suma de los coeficientes de la siguiente reacción:



- | | |
|-------|-------|
| a) 14 | d) 20 |
| b) 6 | e) 17 |
| c) 18 | |

- Determina el coeficiente del agua en la siguiente reacción:



- | |
|------|
| a) 6 |
| b) 5 |
| c) 8 |
| d) 4 |
| e) 7 |