



# RECURSOS DIDÁCTICOS

QUINTO DE SECUNDARIA

QUÍMICA

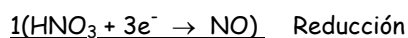
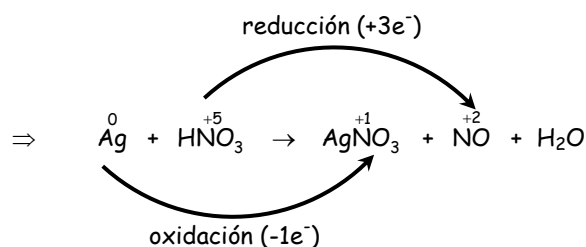
## REACCIONES QUIMICAS II REDOX (OXIDO – REDUCCION)



¿Qué es una ecuación redox?

- \* Es aquella ecuación donde ocurre un cambio en el valor del número de oxidación de los átomos, así se observa un elemento que logra disminuir el valor de su N. O. (se reduce), se llama Agente Oxidante; simultáneamente otro elemento aumenta el valor de su N. O. (se oxida), se le llama Agente Reductor.

### Balance por Redox



- |                    |                     |   |      |
|--------------------|---------------------|---|------|
| * Elemento oxidado | : Ag                | * Elemento reducido                                     | : N  |
| * Oxidante         | : HNO <sub>3</sub>  | * Reductor  | : Ag |
| * Forma oxidada    | : AgNO <sub>3</sub> | * Forma reducida  | : NO |
| * Relación molar   | :                   | $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}} = \frac{4}{3}$ |      |

### Agente Oxidante – Agente Reductor

- \* **Problema** : ¿Qué actúa como agente oxidante y qué actúa como agente reductor en el proceso de formación del cloruro de sodio?

**Respuesta** : Al hablar de un proceso de oxidorreducción se usan los términos oxidante y reductor para referirnos al agente causante de la oxidación o de la reducción, respectivamente. En el caso de la formación de NaCl a partir de Na y Cl<sub>2</sub>, el sodio es el agente reductor, mientras que el cloro es el agente oxidante. Es decir,

siempre que haya un átomo que se oxide (pierde electrones; incrementa el número de oxidación), ha de haber necesariamente otro que se reduzca (toma electrones; disminuye el número de oxidación). El átomo que se reduce es la causa de la oxidación del átomo que se oxida y será, por consiguiente, el agente oxidante. El átomo que se oxida es la causa de la reducción del átomo que se reduce y será, por tanto, el reductor.

### Balaneo de Ecuaciones Redox

El balanceo de las reacciones redox no queda, como en el caso de las demás reacciones, confiado exclusivamente a los métodos de tanteo. Para ellas existen métodos específicos basados en principios generales :

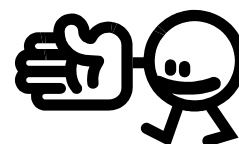
1. **Conservación de la masa** : Todas las especies que aparecen entre los reactantes deben aparecer entre los productos y en la misma cantidad.
2. **Conservación de la carga** : Todos los electrones cedidos por el reductor (o los reductores) deben ser ganados por el oxidante (o los oxidantes). Existen dos métodos basados en estos principios para el balanceo de ecuaciones redox.

### Método del Número de Oxidación

- \* **Problema** : Uno de los métodos para obtener cloro gaseoso en el laboratorio consiste en oxidar un cloruro con permanganato en medio ácido.

La reacción redox que representa este proceso es :  $MnO_4^- + Cl^- \rightarrow Mn^{+2} + Cl_{2(g)} + H_2O$

Balancee esta ecuación por el método del número de oxidación.



**Respuesta** : El método del número de oxidación consiste en los siguientes pasos :

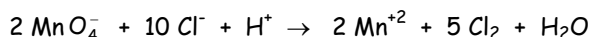
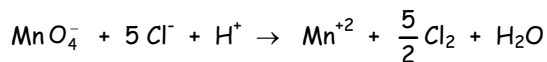
- a) Determinar el número de oxidación de todos los elementos en ambos lados de la igualdad.
- b) Determinar, a partir de esto, cuáles son las especies que cambian de estado de oxidación y en qué magnitud lo hacen.
- c) Hallar coeficientes enteros que hagan que los números de electrones ganados y perdidos sean iguales con lo cual quedarán las especies que cambian de estado de oxidación.
- d) Igualar las demás especies por balanceo de masa, haciendo uso de H<sub>2</sub>O y H<sup>+</sup> en medio ácido y de H<sub>2</sub>O y OH<sup>-</sup> en medio alcalino.

En el caso que plantea el problema, tenemos :

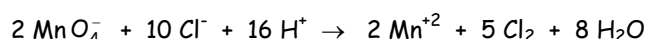
Sustancia	Estado de oxidación a la izquierda	Estado de oxidación a la derecha	cambio
Mn	+7	+2	Se reduce (+5e <sup>-</sup> )

O	-2	-2	_____
Cl	-1	0	Se oxida (-1 e <sup>-</sup> )
H	+1	+1	_____

Esto significa que deben haber 5 Cl que se oxidan por cada Mn que se reduce.

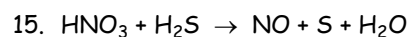
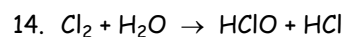
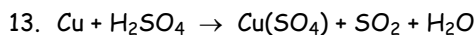
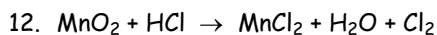
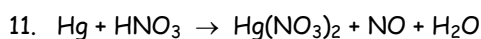


A la izquierda tenemos 8 oxígenos y a la derecha uno; para obtener el balanceo, basta con multiplicar el H<sub>2</sub>O por 8 y los H<sup>+</sup> por 16.



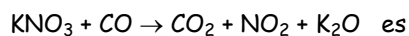
### EJERCICIOS DE APLICACIÓN

- Una sustancia se oxida porque \_\_\_\_\_ de carga y \_\_\_\_\_ electrones.
    - disminuye - pierde
    - aumenta - gana
    - disminuye - gana
    - aumenta - pierde
    - a y b
  - Una sustancia se reduce porque \_\_\_\_\_ de carga y \_\_\_\_\_ electrones.
    - aumenta - pierde
    - disminuye - pierde
    - aumenta - gana
    - disminuye - gana
    - N.A.
  - Agente oxidante es aquella sustancia que se \_\_\_\_\_ y agente reductor aquella que se \_\_\_\_\_.
    - oxida - reduce
    - oxida - oxida
    - reduce - reduce
    - reduce - oxida
    - reduce - oxida
  - ¿Qué cambio en número de oxidación presenta una reducción?
    - 3 a 0
    - +1 a +2
    - 2 a -3
    - N.A.
    - 0 a +1
  - ¿Qué cambio en número de oxidación representa una oxidación?
    - 0 a -3
    - 1 a 0
    - 2 a 1
    - 3 a -2
    - N.A.
  - ¿Cuál de las siguientes semi reacciones representa una oxidación?
    - Fe<sup>+3</sup> → Fe
    - Mn<sup>+7</sup> → Mn<sup>+2</sup>
    - Cl<sup>-1</sup> → Cl<sub>2</sub>
    - Mg<sup>+2</sup> → Mg<sup>0</sup>
    - Al<sup>+3</sup> → Al
  - ¿Cuál de las siguientes semi reacciones representa una reducción?
    - Cu → Cu<sup>+2</sup>
    - S<sup>+2</sup> → S<sup>+6</sup>
    - Cl<sub>2</sub> → Cl<sup>-1</sup>
    - Na → Na<sup>+1</sup>
    - Mg → Mg<sup>+2</sup>
  - En la reacción : Fe + CuCl<sub>2</sub> → FeCl<sub>2</sub> + Cu. ¿Cuál es la sustancia que ha sido oxidada?
    - CuCl<sub>2</sub>
    - Fe
    - Cl
    - Cu<sub>2</sub>
    - Cu
  - Balancear por redox y señalar el coeficiente del agua : HNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>S → NO + S + H<sub>2</sub>O
    - 1
    - 4
    - 2
    - N.A.
    - 3
- Balancea por redox :
- Ag + HNO<sub>3</sub> → AgNO<sub>3</sub> + NO + H<sub>2</sub>O



### TAREA DOMICILIARIA N°

1. El agente reductor en la reacción :



- a)  $\text{KNO}_3$                       b)  $\text{CO}_2$                       c)  $\text{CO}$   
 d)  $\text{NO}_2$                         e)  $\text{K}_2\text{O}$

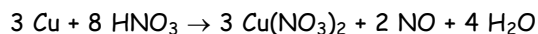
2. ¿Cuál es el agente oxidante en la reacción siguiente :  $2 \text{Al} + 3 \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Cu}$ ?

- a)  $\text{Al}$                             b)  $\text{CuSO}_4$                       c)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
 d)  $\text{Cu}$                             e) N.A.

3. En la reacción :  $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$  el número de oxidación del carbono cambia de :

- a) +2 a +1                      b) +2 a +4                      c) +4 a +1  
 d) +4 a +2                      e) N.A.

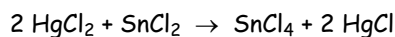
4. En la reacción :



¿Qué cambio en su estado de oxidación sufre el nitrógeno?

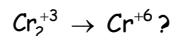
- a) +5 a +2                      b) +5 a -2                      c) -2 a -5  
 d) -2 a +5                      e) N.A.

5. En la siguiente reacción :



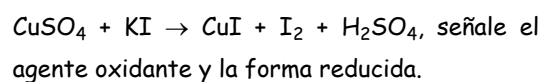
- a) El Hg se oxida y se reduce  
 b) El Hg se oxida, Cl y Sn se reduce  
 c) El Sn se reduce, Cl y Hg se oxidan  
 d) El Hg se reduce, Cl y Sn se oxidan  
 e) El Hg se reduce y Sn se oxida

6. ¿Cuántos electrones se transfieren en :



- a)  $3e^-$                             b) 6                                c) 12  
 d) 18                                e) N.A.

7. En la ecuación :



- a)  $\text{CuSO}_4$ , KI                      b) KI,  $\text{I}_2$                       c)  $\text{CuI}$ ,  $\text{I}_2$   
 d)  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CuI}$                       e) N.A.

Balancea mediante redox :

