

**Clase N°1:
Estados de Oxidación**



Química

2018



Objetivo de la clase

Conocer y determinar los estados de oxidación de diferentes sustancias.

Y para comenzar...

1. Contesta las siguientes preguntas :

a. ¿Qué es un ión?

b. ¿Porqué los átomos pierden o gana electrones?

c. ¿Qué son los electrones de valencia?

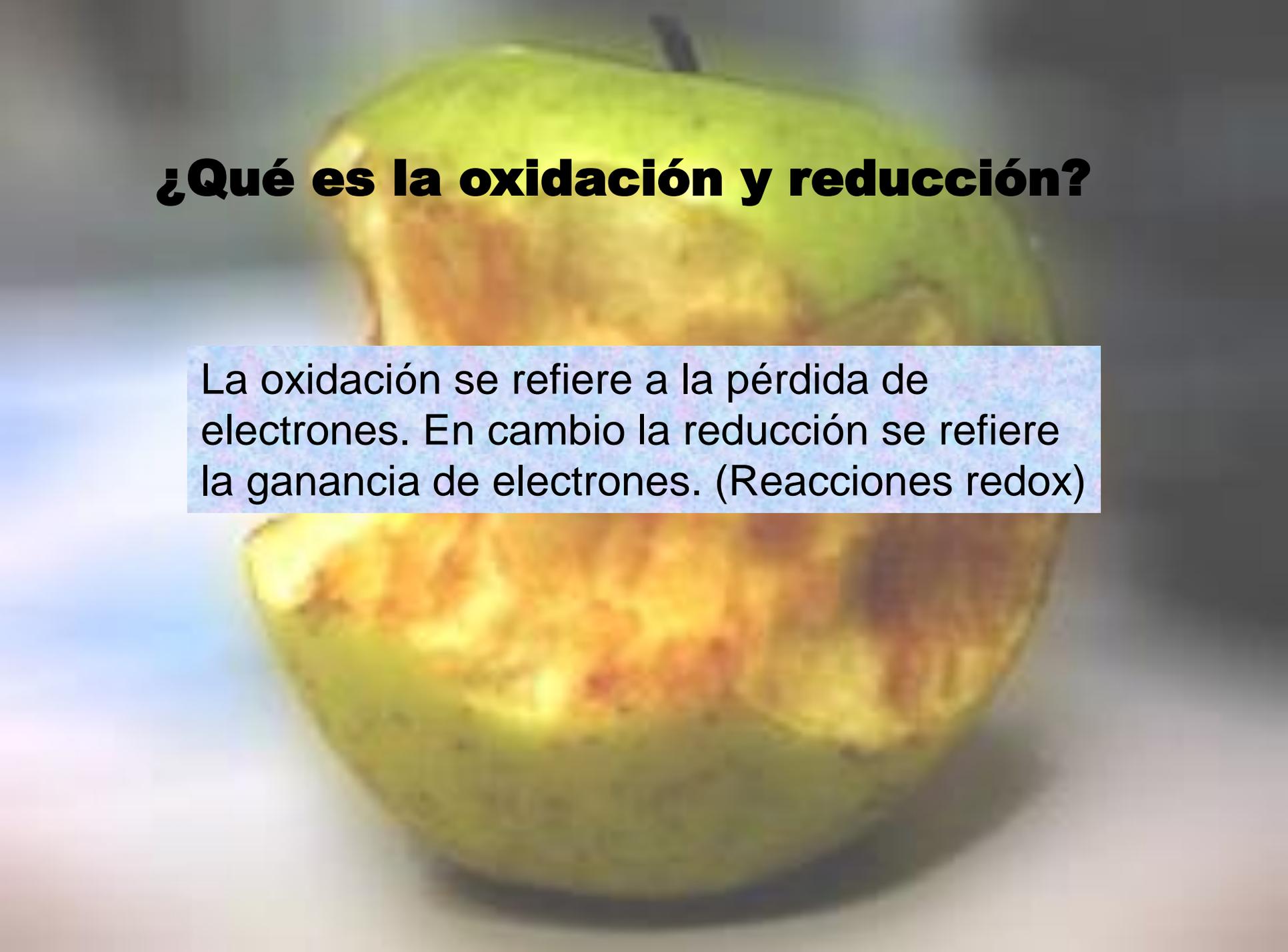
2. Clasifica las siguientes especies químicas como cationes o aniones, indica la carga que presentan y la cantidad de electrones ganados o perdidos:

a. Na^+

b. Cl^-

c. Zn^{2+}

d. Al^{3+}



¿Qué es la oxidación y reducción?

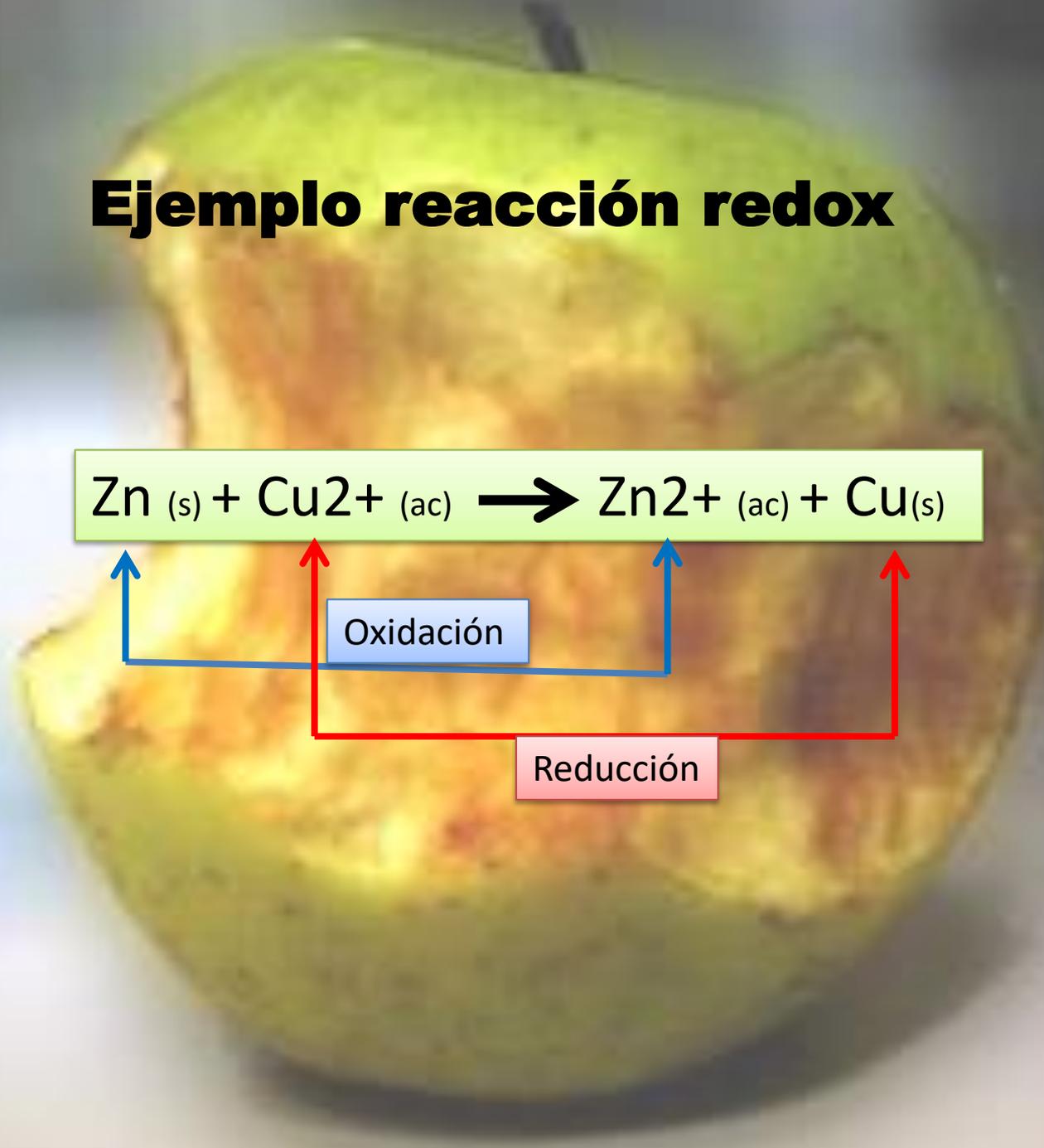
La oxidación se refiere a la pérdida de electrones. En cambio la reducción se refiere a la ganancia de electrones. (Reacciones redox)

Ejemplo reacción redox



Oxidación

Reducción



Semi-reacción oxidación



El átomo eléctricamente neutro (Zn) se ha transformado en el ión Zn^{2+} , para lo cual ha tenido que **ceder dos electrones**.

Semi-reacción reducción



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

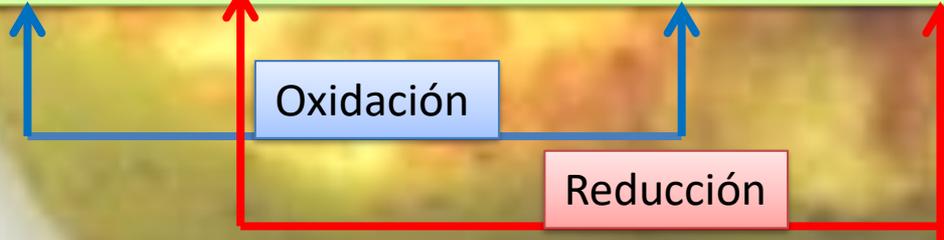
Agente Reductor

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



Oxidación

Reducción



Agente Oxidante

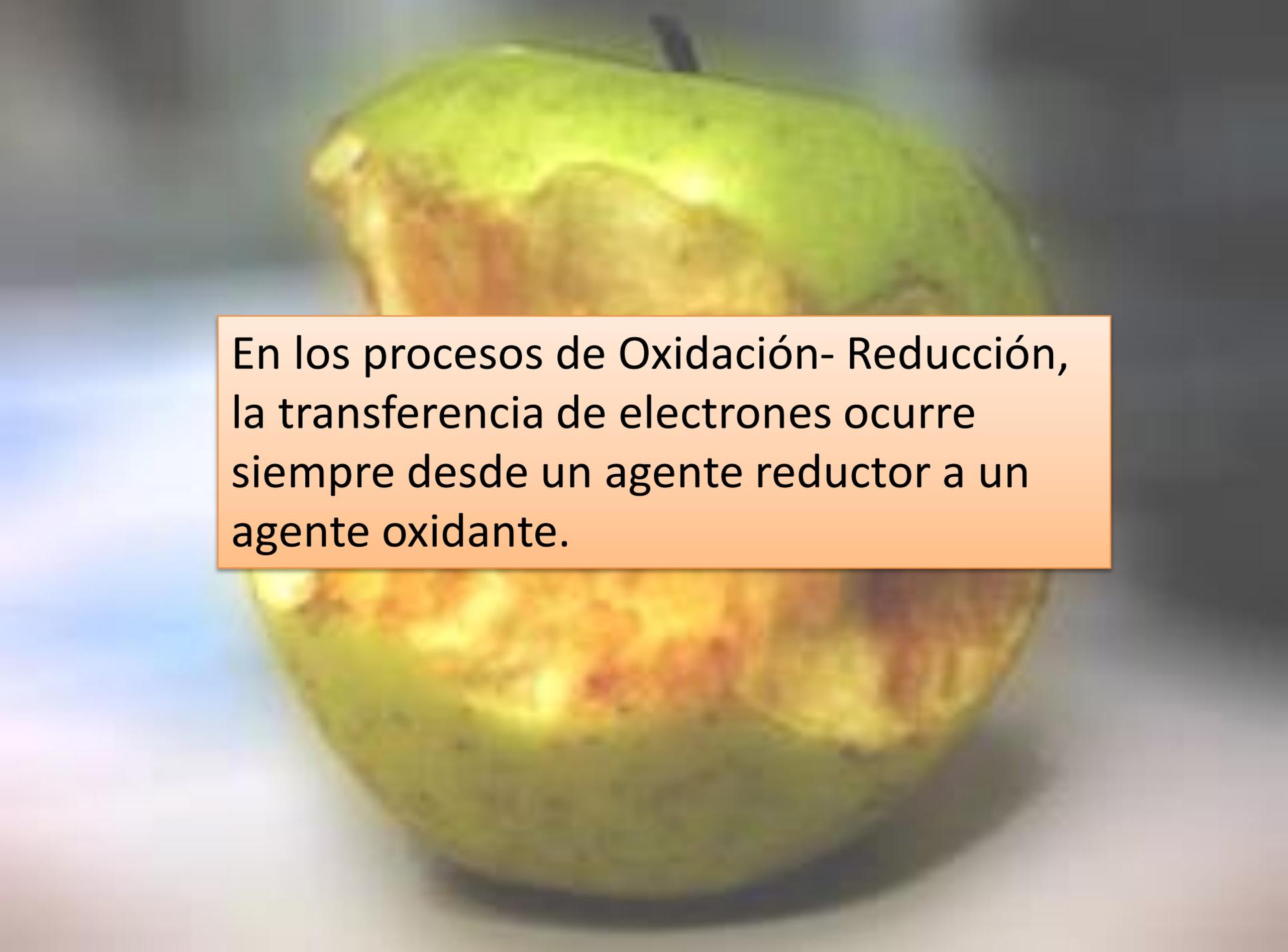
En toda reacción redox, el agente oxidante será aquel que se **reduce** o es capaz de captar electrones, lo que provoca una oxidación de la otra especie.



Oxidación

Reducción



A close-up photograph of a green apple with a bite taken out of it. The apple is positioned in the background, slightly out of focus. The bite is taken from the top-left side, revealing the light-colored, fibrous flesh and several seeds. The apple's skin is a vibrant green with some yellowish-orange mottling, particularly around the bite. The background is a soft, out-of-focus gradient of light blue and white.

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

Números o estados de oxidación



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.

Números o estados de oxidación (N.O)

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.*

Es una manera de **predecir** qué estaría ocurriendo con los electrones en las reacciones redox, 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.

Reglas básicas para determinar número de oxidación

Regla N° 1. A cualquier elemento en estado libre o átomo en un molécula homonuclear se le asigna un número de oxidación igual a cero. Ejemplo: Na, Cu, S, H₂, Cl₂, P₄.

Regla N° 2. El número de oxidación del átomo de hidrógeno es **+1** en casi todos sus compuestos. Por ejemplo: HCl, H₂O, NaOH, NH₃, H₂SO₄. Exceptuando los hidruros (compuestos binarios formados por hidrógeno y una especie metálica, como el NaH, CaH₂, 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: H₂O, H₂SO₄, SO₂, SO₃, HNO₃, NaOH. Sin embargo, existen algunas excepciones, como los **peróxidos y el ión superóxido**.

Reglas básicas para determinar número de oxidación

| Ejemplo | Nomenclatura |
|----------------|------------------------------------|
| KO_2 | superóxido o hiperóxido de potasio |
| CaO_4 | superóxido de calcio |
| CdO_4 | superóxido de cadmio |
| MgO_4 | superóxido de magnesio |

Reglas básicas para determinar número de oxidación

Regla Nº 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 Nº 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 Nº 6. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que componen un ión es igual a la carga del ion.

Ejercicio 1

Calcula el estado de oxidación del Cloro en el ácido clorhídrico (HCl)



Ejercicio Resuelto

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:

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

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

Ejercicio 2

Calcule el N.O. del S en el ácido sulfúrico (H_2SO_4).



Ejercicio Resuelto

Recordemos que:

- N.O. de H = +1
- N.O. de O = -2
- H₂SO₄ es una molécula neutra, o sea, su carga es 0.

Entonces:



$$(2 \cdot +1) + (1 \cdot x) + (4 \cdot -2) = 0$$

$$+2 \quad + \quad x \quad + \quad -8 \quad = 0$$

$$x \quad = +6$$

Por lo tanto, el N.O. del S en el H₂SO₄ es +6.

Ejercicios

| FORMULA | ESTADO DE OXIDACION |
|--------------------------------|---------------------|
| CrO ₃ | |
| Mn ₂ O ₇ | |
| N ₂ O ₅ | |
| Cu O | |

| FORMULA | ESTADO DE OXIDACION |
|----------------------------------|---------------------|
| HBr | |
| H ₂ CO ₃ | |
| H ₃ PO ₃ | |
| H ₄ Si O ₄ | |

| FORMULA | ESTADO DE OXIDACION |
|-----------------------------------|---------------------|
| (CO ₃) ²⁻ | |
| (PO ₃) ³⁻ | |
| (ClO ₃) ¹⁻ | |
| (PO ₄) ³⁻ | |

Ejercicios

Determinar el número de oxidación de:

1. P en el $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
2. N en el ión NO_3^-