

Números de oxidación, 3º ESO

Ana Dapena Mora



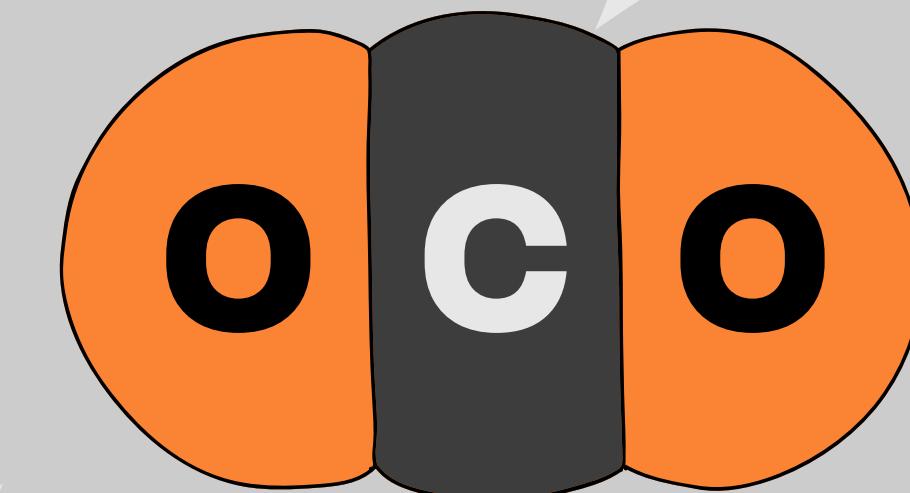
Nº de oxidación o valencia

Un **compuesto** es una sustancia que contiene dos o más elementos unidos por enlaces químicos.

Los átomos se enlazan, perdiendo, ganando o compartiendo electrones, para adquirir configuración de gas noble, más estable.

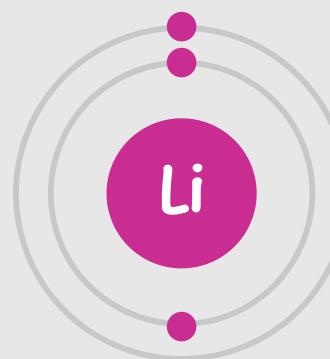
El nº de electrones que ganan pierden o comparten se llama **nº de oxidación**.

La fórmula química del dióxido de carbono es CO_2 .

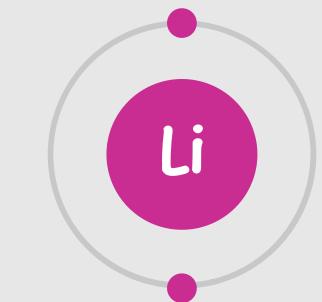


Significa que en ese compuesto hay 2 O por cada 1 C

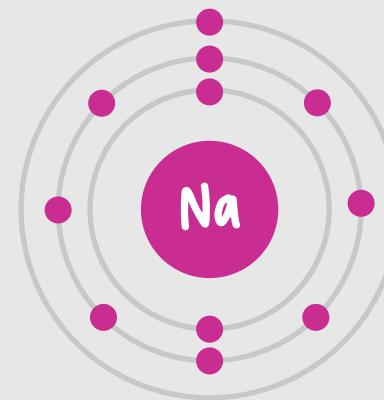
Los elementos del **grupo 1 pierden 1 electrón (e)** para adquirir configuración de gas noble. Al perder una carga negativa quedan con carga +1. **Nº oxidación = +1**



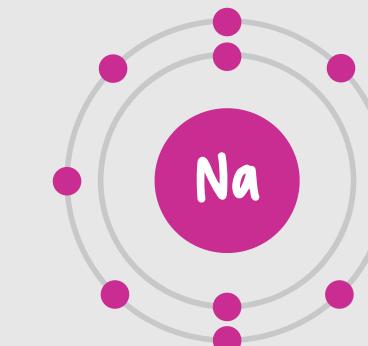
Pierde 1 e
→



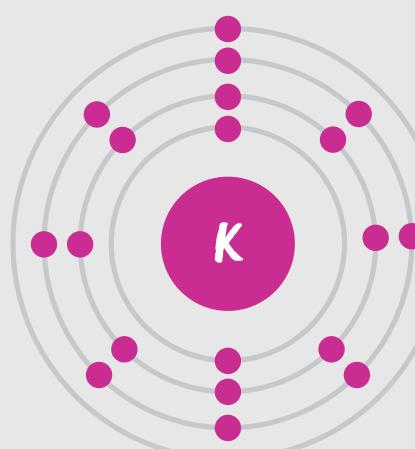
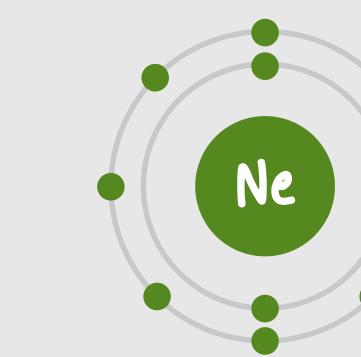
=



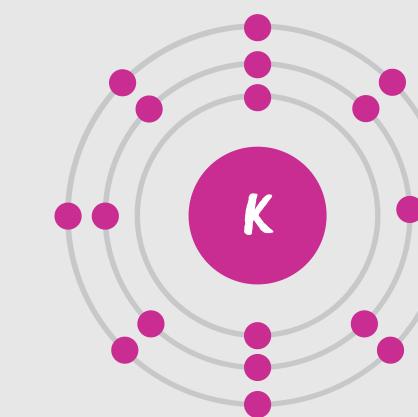
Pierde 1 e
→



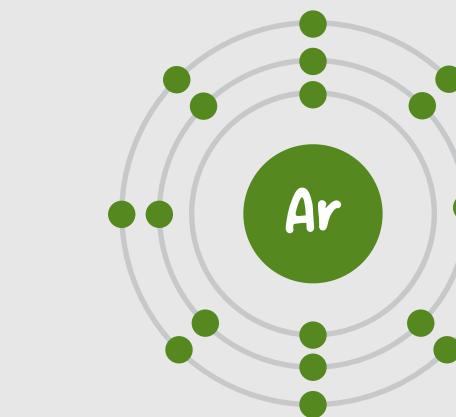
=



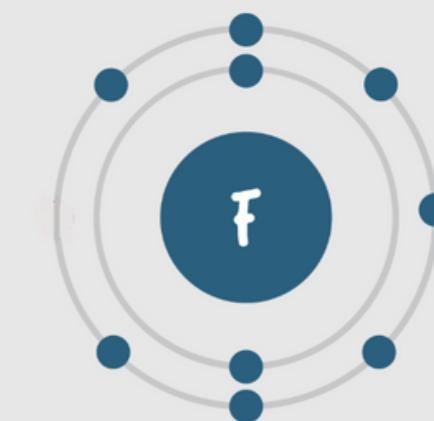
Pierde 1 e
→



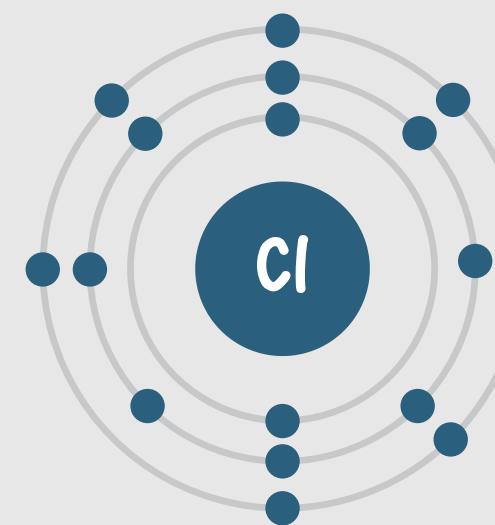
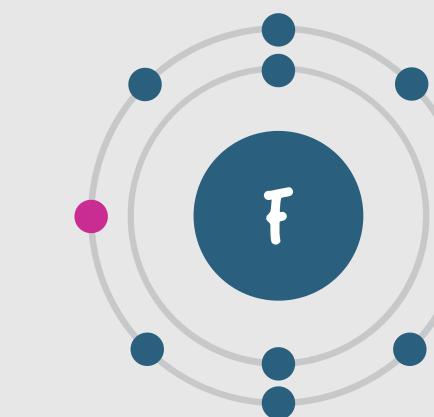
=



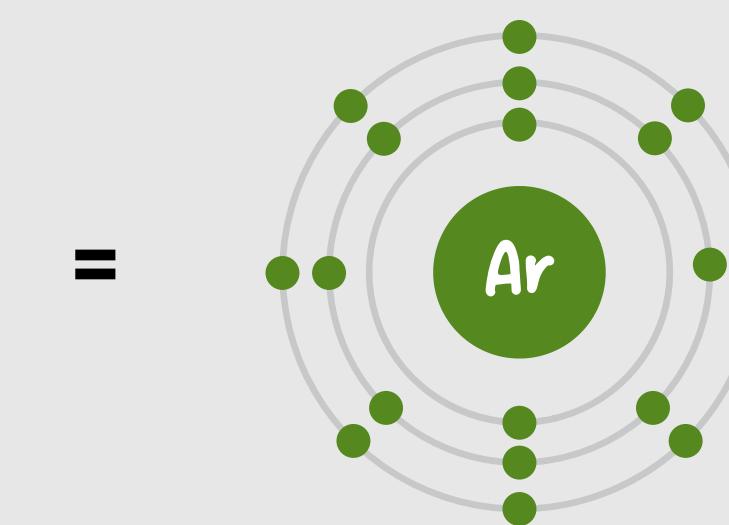
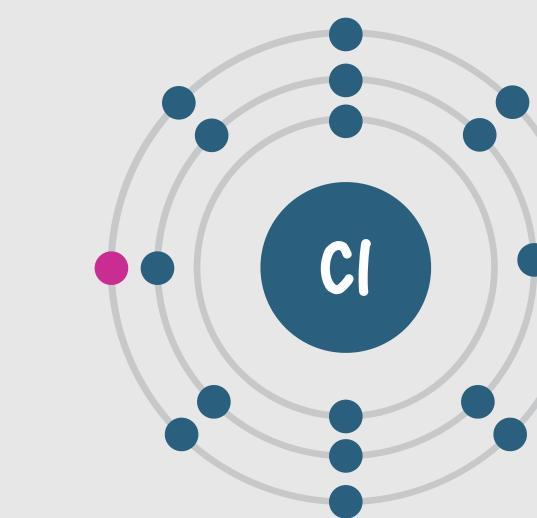
Los elementos del **grupo 17 ganan 1 e** para adquirir configuración de gas noble
Al ganar una carga negativa quedan con carga -1. **Nº oxidación = -1**



Gana 1 e
→

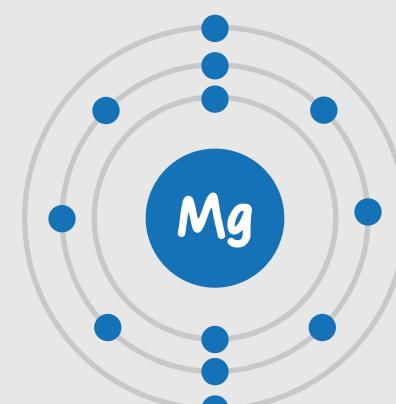


Gana 1 e
→

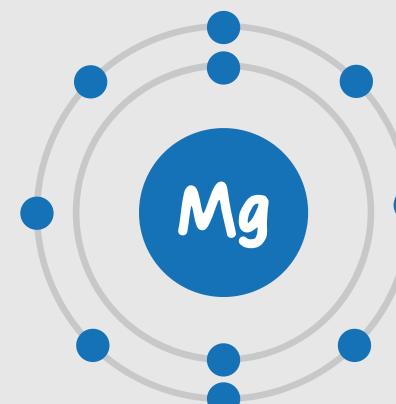


De la misma forma:

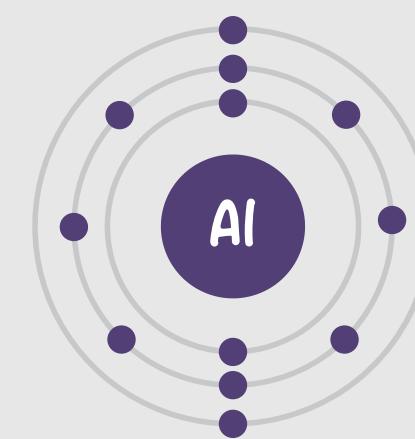
Los elementos
del GRUPO 2,
como el Mg



pierden
2 e
(Nº oxidación
+2)

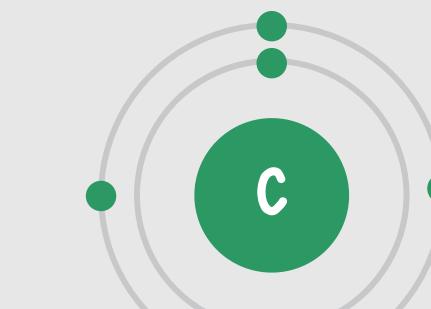


GRUPO 13



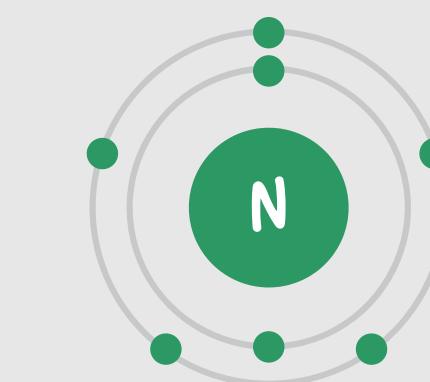
pieren
3 e (+3)

GRUPO 14



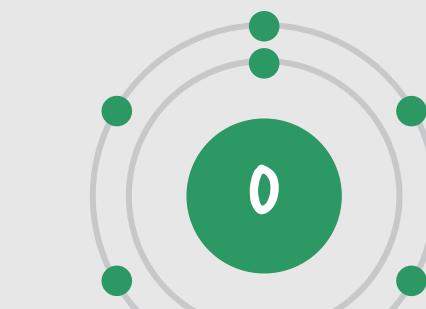
ganan
4 e (-4)

GRUPO 15



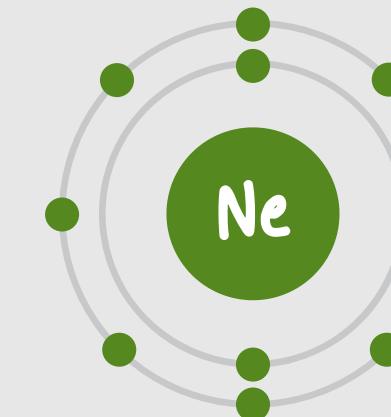
ganan
3 e (-3)

GRUPO 16



ganan
2 e (-2)

para adquirir
configuración
de gas noble



Resumiendo: Números de oxidación en los compuestos iónicos

GRUPO	configuración electrónica de la última capa	Para adquirir configuración de gas noble:	Nº oxidación iónico
1	s^1	pierden 1 e	+ 1
2	s^2	pierden 2 e	+ 2
3	$s^2 p^1$	pierden 3 e	+ 3
14	$s^2 p^2$	ganan o pierden 4 e	- 4
15	$s^2 p^3$	ganan 3 e	-3
16	$s^2 p^4$	ganan 2 e	-2
17	$s^2 p^5$	ganan 1 e	-1

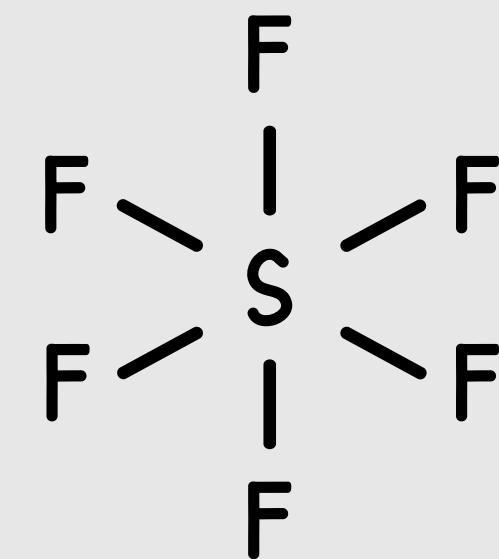
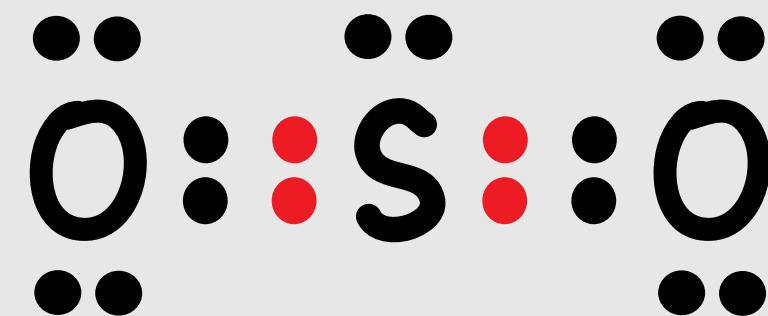
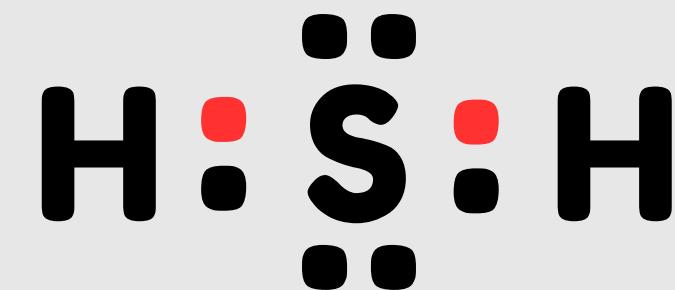
QUICK TIPS

Número del grupo

Último número del grupo -8

Además los no metales también pueden compartir los electrones

En este caso, el número de oxidación es el número de electrones que comparte cada elemento. Un mismo elemento puede compartir distintos nº de electrones según el compuesto que forme. Tendrá entonces varios nºs de oxidación posibles.



El **azufre** comparte
2 electrones
Nº oxidación: +2

El **azufre** comparte
4 electrones
Nº oxidación: +4

El **azufre** comparte
6 electrones
Nº oxidación: +2

Números de oxidación en los compuestos covalentes

GRUPO (tabla)	Para adquirir configuración de gas noble:	Nº oxidación covalente
1		
2		
13		
14	comparten 4 ó 2 e	+4, +2
15	comparten 5, 3 ó 1 e	+5, +3, +1
16	comparten 6, 4 ó 2 e	+6, +4, +2
17	comparten 7, 5, 3 ó 1 e	+7, +5, +3, +1



Último número del grupo y n°s pares inferiores

Último número del grupo y n°s impares inferiores

Tabla resumen números de oxidación

GRUPO	Nº oxidación iónico	Nº oxidación covalente
1	+ 1	
2	+ 2	
3	+ 3	
14	- 4	+4, +2
15	-3	+5, +3, +1
16	-2	+6, +4, +2
17	-1	+7, +5, +3, +1

Nº oxidación O
-2
excepto en peróxidos (-1)

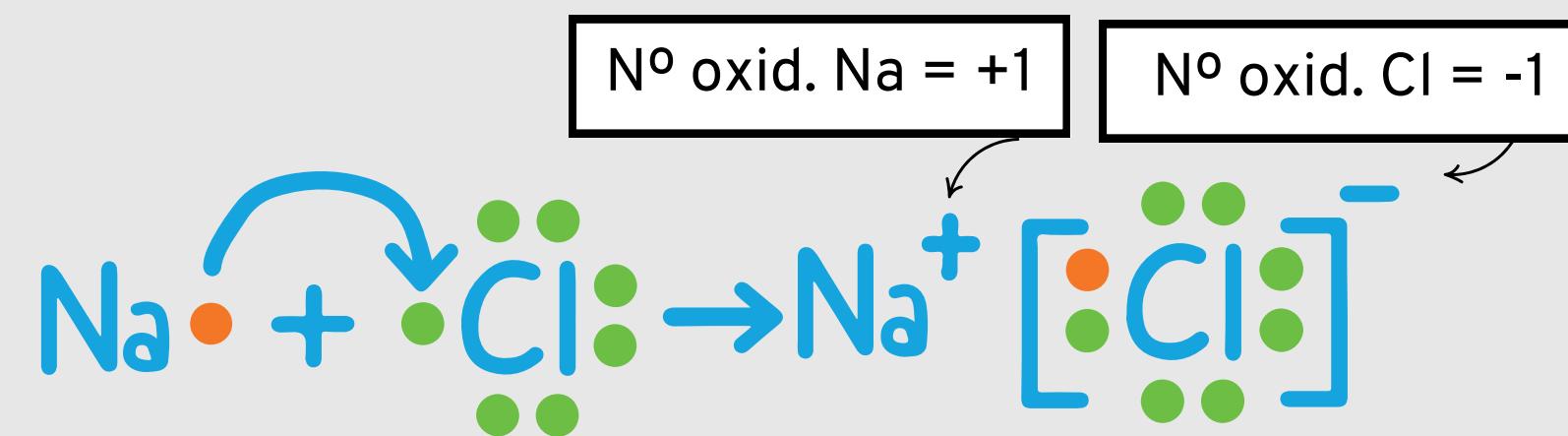
Nº oxidación H
+1, -1

Nº oxidación metales de transición

Ag + 1	Fe, Co, Ni	+2, +3
Zn, Cd +2	Cu, Hg	+1, +2
	Pt, Pd	+2, +4
	Au	+1, +3
	Cr	+2, +3, +6
	Mn	+2, +3, +4, +6, +7

El nº de oxidación determina la fórmula

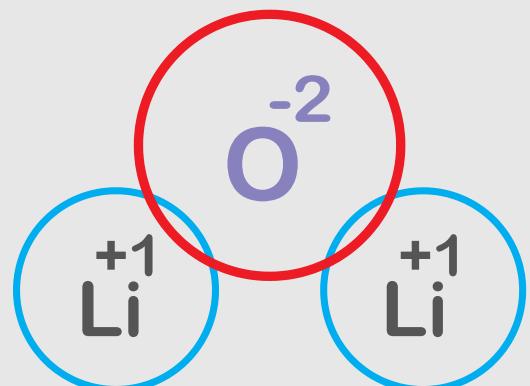
El **sodio** (grupo 1) necesita **perder 1 electrón** y el **cloro** (grupo 17) **ganar 1 electrón** para adquirir configuración de gas noble:



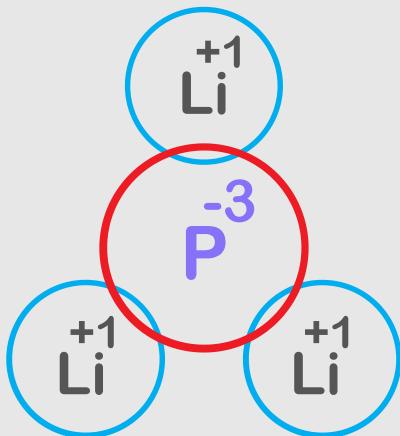
Se combinan **1 sodio por 1 cloro** para que ambos puedan perder o ganar los electrones que necesitan.

Fórmula del compuesto que forman: $\text{Na}_1\text{Cl}_1 = \text{NaCl}$

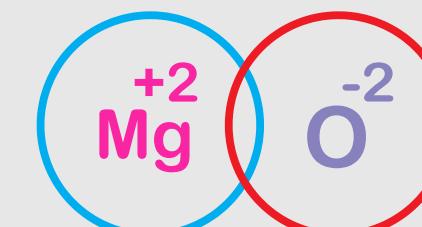
Ejemplos



El Li (grupo 1) necesita perder 1 electrón y el O (grupo 17) ganar 2
Nº oxid Li = +1 Nº oxid O = -2
Se combinan **2** Li por cada **1** O. Fórmula: **Li₂O**



Nº oxid Li = +1
Nº oxid P (grupo 15) = -3
3 Li por cada **1** P
Fórmula: **Li₃P**



Nº oxid Mg (grupo 2) = +2
Nº oxid O (grupo 16) = -2
1 Mg por cada **1** O
Fórmula: **MgO**

Fórmula de un compuesto

1

Se representa cada elemento que lo forma con su **símbolo**

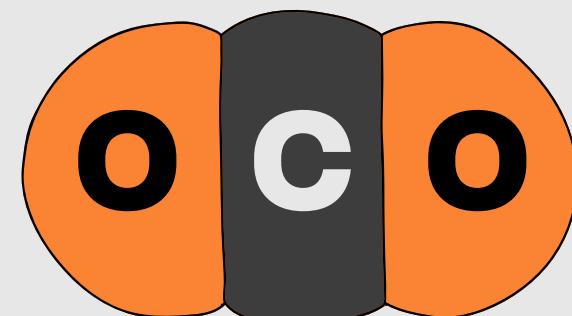
2

Se indica con **subíndices** el número de átomos de cada elemento que forma el compuesto. Si es 1 no se pone.

3

Se escribe a la **izquierda** el símbolo del elemento que está situado más a la izquierda en la tabla periódica y a la **derecha** el que está más a la derecha.

Molécula de dióxido de carbono.



Fórmula:

un átomo de **carbono**, sin subíndice

CO₂

dos átomos de **oxígeno** se indican con el subíndice **2**