

Les Ions:

Un ion est un atome ou un groupe d'atome combinés, qui possèdent une charge électrique.

➤ Formation de l'ion :

Pour créer cette entité chargée électriquement, il faut ajouter ou retirer un ou plusieurs électrons à un atome neutre.

Cette perte ne modifie jamais le nombre de protons ni le nombre de neutrons présents dans le noyau, mais uniquement le nombre d'électrons.

Exemple 1 :

Un atome de magnésium ($Z=12$) possède 12 électrons autour de son noyau.

Si cet atome perd 2 électrons, il devient un ion de charge 2^+ .

Charge électrique d'un ion = charge totale des protons + charge totale des électrons.

Charge des protons 12^+

Charge des électrons $12-2 = 10^-$

Charge de l'ion 2^+

Ce processus peut être représenté de la façon suivante :

Atome de magnésium \longrightarrow Ion de magnésium + 2 électrons.

Un ion **positif** est appelé **cation**. Il est créé quand un atome neutre perd un ou plusieurs électrons.

L'équation d'ionisation s'écrit : $\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$

Exemple 2 :

Un atome de chlore (Z= 17) possède 17 électrons autour de son noyau.

Si cet atome gagne un électron, il devient un ion avec une charge de 1^- .

Charge électrique d'un ion = charge totale des protons + charge totale des électrons.

Charge des protons	17+
Charge des électrons	<u>17 + 1 = 18-</u>
Charge de l'ion	1-

Ce processus peut être représenté de la façon suivante :

Atome de chlore + 1 électron \rightleftharpoons Ion chlorure.

Un ion chargé **négalement** est appelé **anion**. Il est créé quand un atome neutre gagne un ou plusieurs électrons.

L'équation d'ionisation s'écrit : $\text{Cl} + 1e^- \longrightarrow \text{Cl}^-$

À noter que :

- Les **cations monoatomiques** proviennent des **métaux (les métaux ont tendance à perdre d'électrons)**.
- Les **anions monoatomiques** proviennent des **non-métaux (les non-métaux ont tendance à gagner d'électrons)**.

➤ Classification des ions :

Les ions sont classés en ions monoatomiques et polyatomiques, lesquels peuvent être des cations ou des anions.

Ion monoatomique : Un atome qui gagne ou qui perd un ou plusieurs électrons est un ion monoatomique.

Ion Polyatomique : Un ion formé de plus de deux atomes est un ion polyatomique. Un ion qui est formé de deux atomes est appelé **ion diatomique**.

➤ **Nomenclature des ions :**

1. Les ions monoatomiques :

a- Cations :

La nomenclature commence par le terme « **ion** » suivi du nom de l'atome.

Tableau 1: Cations monoatomiques

Nom	Symbole
Ion hydrogène	H⁺
Ion potassium	K⁺
Ion argent	Ag⁺
Ion sodium	Na⁺
Ion calcium	Ca²⁺
Ion magnésium	Mg²⁺
Ion zinc	Zn²⁺
Ion aluminium	Al³⁺
Ion barium	Ba²⁺

Remarque : Dans le cas où le métal donne 2 ions, celui qui a la charge la plus élevée aura la terminaison « **ique** » et l'autre la terminaison « **eux** ».

Nom	Symbole
Ion cuivre (I) ou (ion cuivreux)	Cu⁺
Ion cuivre (II) ou (ion cuivrique)	Cu²⁺
Ion fer (II) ou (ion ferreux)	Fe²⁺
Ion fer (III) ou (ferrique)	Fe³⁺

b- Anions :

La nomenclature commence par le terme « ion » suivi par le nom de l'atome avec une terminaison « ure » **sauf pour l'ion O^{2-} : ion oxyde.**

Tableau 2: Anions monoatomiques

Nom	Symbole
Ion hydruure	H^-
Ion fluorure	F^-
Ion chlorure	Cl^-
Ion bromure	Br^-
Ion iodure	I^-
Ion oxyde	O^{2-}
Ion sulfure	S^{2-}
Ion nitrure	N^{3-}

➤ Equation d'ionisation

C'est une équation chimique représentant la formation de l'anion ou le cation par perte ou gagne d'1 ou plusieurs électrons.

a- Pour les cations :

NB : $K - 1 e^- \longrightarrow K^+$ (perte d'1 e^-). Cette écriture est fausse.

- $K \longrightarrow K^+ + 1e^-$ (perte d'1 e^-).
- $Ag \longrightarrow Ag^+ + 1e^-$ (perte d'1 e^-).
- $Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$ (perte d'1 e^-).
- $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ (perte de 2 e^-).
- $Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$ (perte de 2 e^-).
- $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (perte de 2 e^-).
- $Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (perte de 3 e^-).

b- Pour les anions :

- $\text{Cl} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$ (gain d'1 e^-).
- $\text{F} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{F}^-$ (gain d'1 e^-).
- $\text{Br} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Br}^-$ (gain d'1 e^-).
- $\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{O}^{2-}$ (gain de 2 e^-).
- $\text{S} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{S}^{2-}$ (gain de 2 e^-).

2. Les ions polyatomiques :

Tableau 3: Cations polyatomiques

Nom	Formule
Ion hydronium	H_3O^+
Ion ammonium	NH_4^+

Tableau 4: Anions polyatomiques

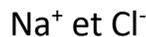
Nom	Formule
Nitrate	NO_3^-
Sulfate	SO_4^{2-}
Phosphate	PO_4^{3-}
Hypochlorite	ClO^-
Hydrogénocarbonate (bicarbonate)	HCO_3^-
Hydroxyde	OH^-

- **La méthode entrecroisée** : utilisée pour écrire la formule des composés ioniques.

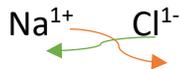
Un composé chimique ionique est constitué par un empilement régulier de cations et d'anions de telle façon que sa charge électrique soit neutre.

a) Pour des ions Na⁺ et Cl⁻

Première étape : écrire les symboles des cations et des anions.



Deuxième étape : Accoler à chaque ion un indice égal au nombre de charges électriques de l'autre ion.



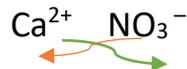
Troisième étape : écrire les indices. La formule statistique du composé est NaCl.

b) Pour des ions Ca²⁺ et NO₃⁻

Première étape : écrire les symboles des cations et des anions.



Deuxième étape : accoler à chaque ion un indice égal au nombre de charges électriques de l'autre ion.



Troisième étape : écrire les indices. La formule statistique du composé est Ca(NO₃)₂.

➤ **Charge de l'ion :**

Charge ion = charge des protons + charge des électrons

= (nombre de protons × charge relative d'un proton) + (nombre des électrons × charge relative d'un électron)

= (nombre de protons × **+1**) + (nombre d'électrons × **-1**)