

Ions et solutions ioniques

Cours de sciences physiques - niveau 2de

Enfin, une pincée de sel dans l'eau distillée, et le courant passe là où il ne passait pas ! Par ailleurs, L'eau salée conduit l'électricité parce qu'elle contient des **ions**, des particules chargées issues du solide ionique dissous. Puis dans ce chapitre, on apprend à prévoir la charge d'un ion, à écrire la formule d'un solide ionique et l'équation de sa dissolution, puis à calculer la concentration des ions en **solutions ioniques**.

L'essentiel : Un ion est un atome ou un groupe d'atomes ayant gagné ou perdu des électrons. L'atome de sodium ($Z = 11$) perd un électron et donne l'ion Na^+ , de charge $(+e)$ avec $(e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C})$. Un solide ionique comme NaCl est électriquement neutre : il contient autant de charges positives que négatives.

Ensuite, ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

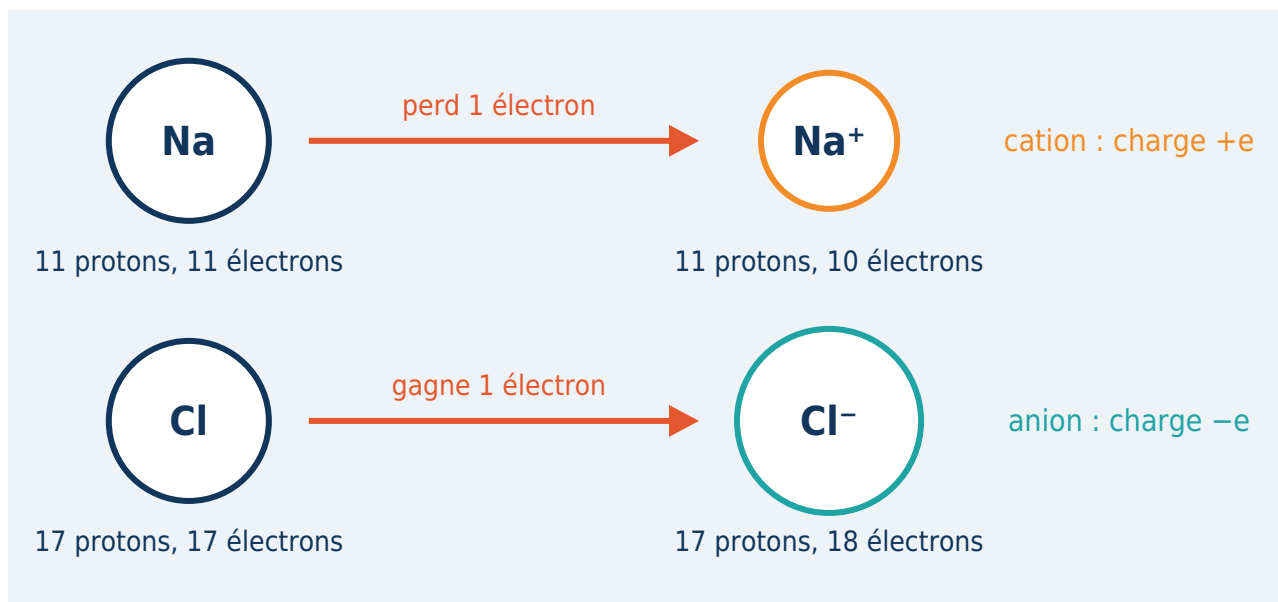
De l'atome à l'ion

Puis, un atome est électriquement neutre : il possède autant de protons (charge $+e$) que d'électrons (charge $-e$). Quand il perd ou gagne des électrons, il devient un **ion**. Ensuite, le noyau n'est pas modifié : seul le cortège électronique change.

DÉFINITION

Ainsi, un **cation** est un ion de charge positive, formé par perte d'un ou plusieurs électrons. Puis un **anion** est un ion de charge négative, formé par gain d'un ou plusieurs électrons. De plus, un ion **monoatomique** provient d'un seul atome (Na^+ , Cl^-) ; un ion **polyatomique** est un groupe d'atomes portant une charge (NO_3^-).

Par ailleurs, la charge d'un ion s'exprime avec la **charge élémentaire** $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$. Ensuite, L'ion Na^+ porte la charge $+e$, l'ion Mg^{2+} la charge $+2e = 3,204 \times 10^{-19} \text{ C}$. Par ailleurs, la masse d'un électron ($9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$) est environ 1 800 fois plus petite que celle d'un proton : la masse d'un ion est donc pratiquement égale à celle de l'atome dont il provient.



L'atome de sodium perd un électron et devient l'ion Na⁺ ; l'atome de chlore en gagne un et devient l'ion Cl⁻. Le nombre de protons ne change pas.

Prévoir la charge d'un ion monoatomique

De plus, les gaz nobles (hélium, néon, argon...) ont une couche externe saturée : ils sont chimiquement très stables. De nombreux atomes évoluent vers l'ion qui leur donne la **configuration électronique du gaz noble le plus proche** : c'est la règle du duet (2 électrons sur la couche K) et de l'octet (8 électrons sur la couche externe).

MÉTHODE

1. Puis écrire la configuration électronique de l'atome à partir de Z.
2. Repérer le gaz noble le plus proche.
3. Compter les électrons à perdre ou à gagner pour l'atteindre.
4. Conclure : perte de n électrons → cation de charge +n ; gain de n électrons → anion de charge -n.

EXEMPLE

Donc, le magnésium (Z = 12) a la configuration (K)²(L)⁸(M)². Ensuite, en perdant les 2 électrons de sa couche M, il obtient (K)²(L)⁸, celle du néon : il forme l'ion **Mg²⁺** (12 protons, 10 électrons). Puis l'oxygène (Z = 8), (K)²(L)⁶, gagne 2 électrons pour avoir (K)²(L)⁸ : il forme l'ion **O²⁻** (8 protons, 10 électrons).

Atome	Z	Configuration	Ion formé	Électrons de l'ion
Lithium	3	(K) ² (L) ¹	Li ⁺	2
Sodium	11	(K) ² (L) ⁸ (M) ¹	Na ⁺	10
Aluminium	13	(K) ² (L) ⁸ (M) ³	Al ³⁺	10
Fluor	9	(K) ² (L) ⁷	F ⁻	10
Soufre	16	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	S ²⁻	18

Chlore	17	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	Cl ⁻	18
--------	----	--	-----------------	----

Prévoir la charge d'un ion monoatomique (suite)

ERREUR FRÉQUENTE

Ne jamais modifier le nombre de protons pour former un ion : changer Z changerait d'élément chimique. Seuls les électrons sont échangés. De plus, cette prévision ne vaut que pour les éléments légers ; les métaux de transition (fer, cuivre) donnent des ions de charges variées (Fe²⁺ et Fe³⁺, Cu²⁺) que l'on admet.

Les ions polyatomiques usuels

Certains ions sont formés de plusieurs atomes liés ensemble qui portent globalement une charge. Ensuite, il faut connaître les plus courants.

Nom	Formule	Nom	Formule
ammonium	NH ₄ ⁺	nitrate	NO ₃ ⁻
oxonium	H ₃ O ⁺	sulfate	SO ₄ ²⁻
hydroxyde	HO ⁻	carbonate	CO ₃ ²⁻
permanganate	MnO ₄ ⁻	phosphate	PO ₄ ³⁻

Les solides ioniques et l'électroneutralité

Enfin, un **solide ionique** (sel, cristal ionique) est un empilement régulier de cations et d'anions, maintenus par des attractions électriques. Par ailleurs, il est globalement neutre : c'est le principe d'**électroneutralité**.

PROPRIÉTÉ

Ensuite, la formule d'un solide ionique indique la proportion des ions, de façon que la somme des charges positives égale la somme des charges négatives. Puis le cation s'écrit en premier dans la formule ; le nom commence par l'anion : Na⁺ + Cl⁻ → NaCl, « chlorure de sodium ».

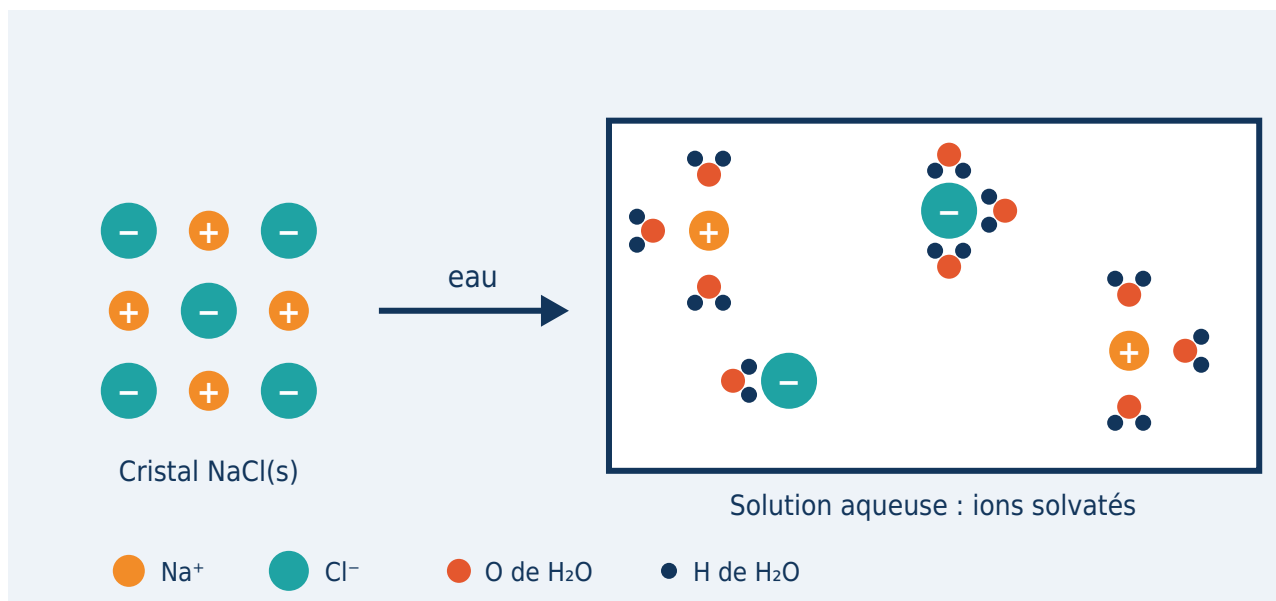
EXEMPLE

Chlorure de calcium : Ca²⁺ et Cl⁻. Ensuite, pour équilibrer 2+, il faut deux ions Cl⁻ : formule **CaCl₂**. Oxyde d'aluminium : Al³⁺ et O²⁻ ; le plus petit multiple commun de 3 et 2 est 6, donc 2 × (+3) + 3 × (-2) = 0 : formule **Al₂O₃**. Sulfate de fer(III) : Fe³⁺ et SO₄²⁻ : **Fe₂(SO₄)₃**.

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau

L'eau est un solvant polaire : ses molécules portent une légère charge négative côté oxygène et positive côté hydrogène. Quand on place un cristal dans l'eau, trois étapes se produisent.

- **Dissociation** : les molécules d'eau attirent les ions de surface et les arrachent au cristal.
- **Solvatation** (hydratation) : chaque ion s'entoure de molécules d'eau, qui l'empêchent de se recombinaison.
- **Dispersion** : les ions solvatés se répartissent dans tout le volume de la solution.



Dissolution du chlorure de sodium : l'oxygène des molécules d'eau (légèrement négatif) se tourne vers Na⁺, les hydrogènes (légèrement positifs) vers Cl⁻.

Puis, on traduit cette transformation par une **équation de dissolution**, qui conserve les éléments et la charge. Puis le symbole (aq) indique que l'espèce est dissoute dans l'eau, (s) qu'elle est solide.



Ainsi, une solution ionique est **électriquement neutre** et conduit le courant : ce sont les ions mobiles qui transportent la charge. De plus, les ions ne se « combinent » pas à l'eau en un nouveau corps : l'eau ne figure pas dans l'équation de dissolution, car elle joue le rôle de solvant.

Concentration des ions dans les solutions ioniques

FORMULE À RETENIR

Concentration en quantité de matière du soluté apporté : $c = n \div V$, avec c en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, n en mol et V en L. Concentration en masse : $t = m \div V$ en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, et $t = c \times M$ avec M la masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Par ailleurs, la concentration *effective* d'un ion, notée entre crochets, se déduit de l'équation de dissolution grâce aux coefficients : $[X]$ représente la quantité d'ions X par litre de solution.

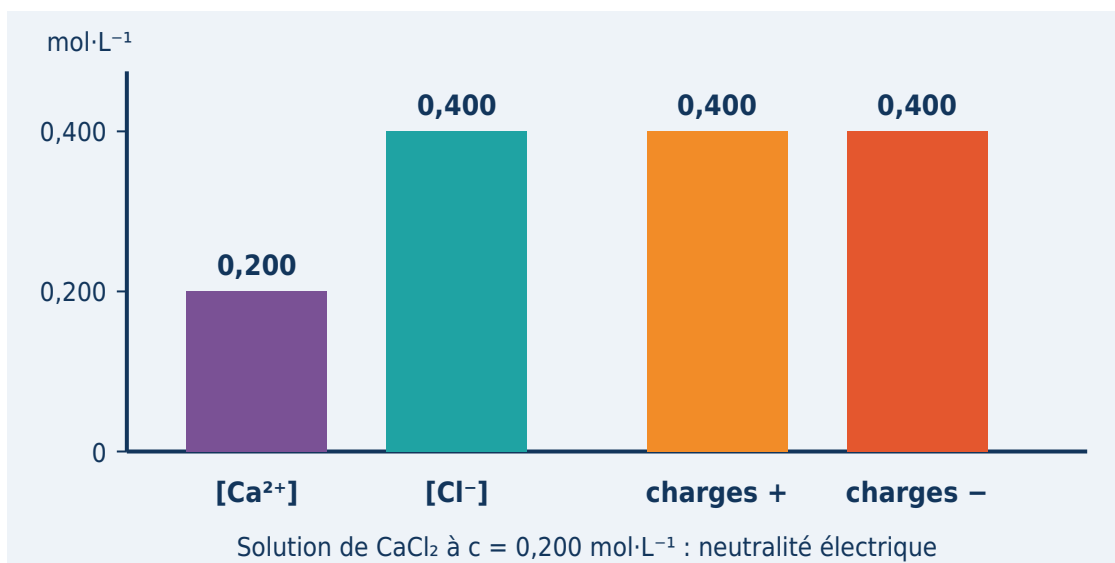
APPLICATION NUMÉRIQUE

De plus, on dissout 5,85 g de chlorure de sodium ($M = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) dans de l'eau pour obtenir 500 mL de solution. $n = 5,85 \div 58,5 = 0,100 \text{ mol}$; $c = 0,100 \div 0,500 = \mathbf{0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$. L'équation donne un ion Na^+ et un ion Cl^- par formule dissoute : $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = \mathbf{0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Donc, on dissout 5,55 g de chlorure de calcium ($M = 111,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) pour obtenir 250 mL de solution. $n = 5,55 \div 111,1 = 0,0500 \text{ mol}$; $c = 0,0500 \div 0,250 = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Comme CaCl_2 libère un ion Ca^{2+} et deux ions Cl^- : $[\text{Ca}^{2+}] = \mathbf{0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$ et $[\text{Cl}^-] = 2 \times 0,200 = \mathbf{0,400 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$. Vérification de la neutralité : $2 \times 0,200 = 0,400$ charges positives par litre, autant que de charges négatives.

Concentration des ions dans les solutions ioniques (suite)



Dans CaCl_2 à $0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $[\text{Cl}^-] = 2 \times [\text{Ca}^{2+}]$ et la quantité de charges positives égale celle des charges négatives.

Identifier quelques ions par des tests

Enfin, on reconnaît certains ions par un test chimique caractéristique : on ajoute un réactif et on observe un précipité (solide formé dans la solution) de couleur particulière.

Ion testé	Réactif ajouté	Observation
Chlorure Cl^-	nitrate d'argent	précipité blanc, qui noircit à la lumière
Cuivre(II) Cu^{2+}	hydroxyde de sodium (soude)	précipité bleu
Fer(II) Fe^{2+}	soude	précipité vert
Fer(III) Fe^{3+}	soude	précipité rouille (orangé)
Zinc Zn^{2+}	soude	précipité blanc

ERREUR FRÉQUENTE

Écrire « le sel se mélange avec l'eau » ou « le sel fond dans l'eau » : le sel se *dissout* (fondre désigne le passage solide → liquide par chauffage). Autre confusion : $[\text{Cl}^-]$ n'est pas toujours égale à c ; pour CaCl_2 elle vaut $2c$.

L'essentiel à retenir

- Ensuite, un cation a perdu des électrons (charge +), un anion en a gagné (charge -) ; la charge élémentaire est $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- Puis, un atome devient souvent l'ion qui lui donne la configuration du gaz noble le plus proche (duet, octet).
- Ainsi, un solide ionique est neutre : $\Sigma \text{ charges positives} = \Sigma \text{ charges négatives}$ (CaCl_2 , Al_2O_3).
- Par ailleurs, la dissolution comprend dissociation, solvation et dispersion ; l'équation s'écrit $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.
- $c = n \div V$ et $t = c \times M$; les concentrations des ions se déduisent des coefficients de l'équation.
- De plus, les solutions ioniques conduisent le courant et se caractérisent par des tests de précipitation.

Tout le chapitre « Ions et solutions ioniques » en seconde

- Les exercices : Ions et solutions ioniques
- Le corrigé des exercices : Ions et solutions ioniques
- Le TP : Ions et solutions ioniques
- Le corrigé du TP : Ions et solutions ioniques
- Le QCM : Ions et solutions ioniques
- Le contrôle : Ions et solutions ioniques
- Le corrigé du contrôle : Ions et solutions ioniques

Chapitre précédent : Molécules et liaisons covalentes (cours)

Chapitre suivant : Transformation chimique et bilan de matière (cours)

Retrouve aussi tous les cours de sciences physiques en seconde et le programme complet de sciences physiques en seconde.