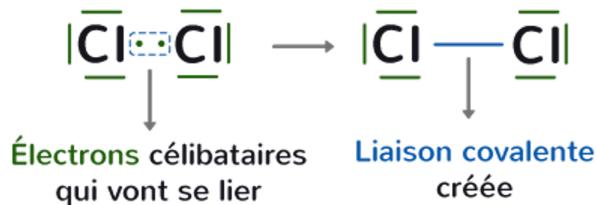


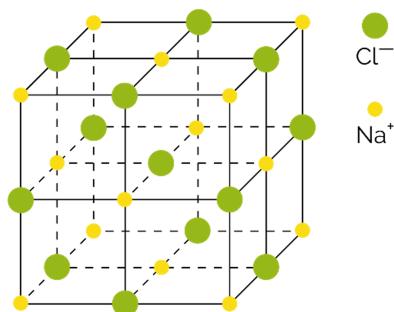
# S11 – Comprendre "ce qu'on mesure" en contrôle qualité

## 0 Entités chimiques : repères indispensables

- **Atome** : entité neutre (ex : Na, Cl)
- **Ion** : entité chargée (gain/perte d'électrons)
  - **cation** : charge + (ex :  $\text{Na}^+$ )
  - **anion** : charge - (ex :  $\text{Cl}^-$ )
- **Molécule** : entité neutre formée d'atomes liés (ex :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ )
- **Composé ionique** : association d'ions globalement neutre (ex : NaCl)



$\text{Cl}_2$  et  $\text{CO}_2$  : molécules



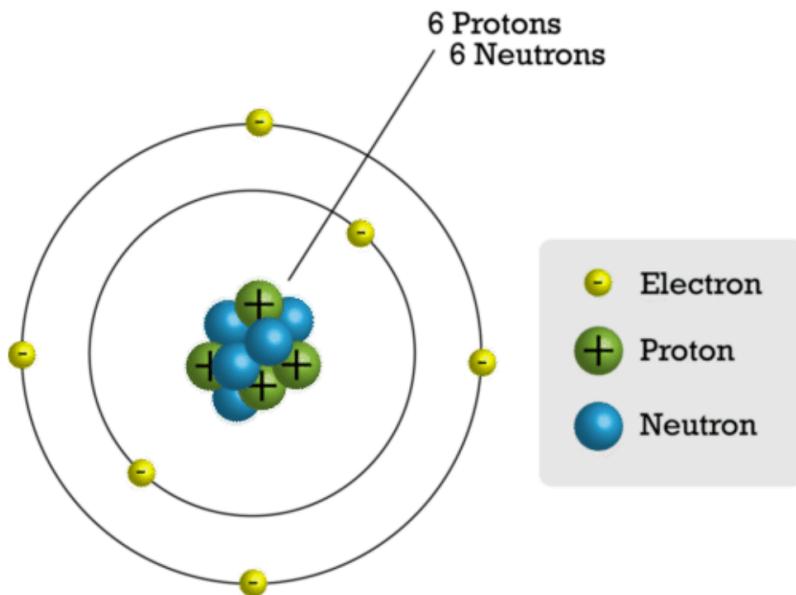
NaCl : composé ionique (association d'ions)

# 1 Structure de l'atome

## Composition de l'atome

L'**atome** est le constituant élémentaire de la matière. Il est constitué de :

Particule	Symbole	Charge	Masse	Localisation
Proton	$p^+$	Positive (+)	$\approx 1 \text{ u}$	Noyau
Neutron	n	Nulle (0)	$\approx 1 \text{ u}$	Noyau
Électron	$e^-$	Négative (-)	$\approx 0$	Autour du noyau



Structure de l'atome de carbone

## Neutralité électrique de l'atome

Atome neutre : nombre de protons = nombre d'électrons

**Exemple :** L'atome de carbone C possède 6 protons et 6 électrons → charge totale = 0

## 2 Tableau périodique et numéro atomique Z

### Définition

Le **numéro atomique Z** est le nombre de protons contenus dans le noyau d'un atome.

$$Z = \text{nombre de protons} = \text{nombre d'électrons (atome neutre)}$$

### Lecture dans le tableau périodique

11	← Numéro atomique Z
Na	← Symbole de l'élément
Sodium	← Nom de l'élément
23,0	← Masse atomique

### Exemples

Élément	Symbol	Z	Protons	Électrons
Hydrogène	H	1	1	1
Carbone	C	6	6	6
Oxygène	O	8	8	8
Sodium	Na	11	11	11
Chlore	Cl	17	17	17
Calcium	Ca	20	20	20

☞ À RETENIR :

$Z = \text{nombre de protons} = \text{nombre d'électrons}$   
(pour un atome neutre)

## Tableau périodique des éléments



\* Pure Appl. Chem., Vol. 78, No. 11, pp. 2051–2066, 2006. Actualisé en 2016 selon recommandations de l'Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée.

- $Z$  = nombre de protons
  - Dans un atome neutre :  $Z$  = nombre d'électrons

## **3 Les électrons de valence**

# Les couches électroniques

Les électrons sont répartis en **couches** autour du noyau :

<b>Couche</b>	<b>Nom</b>	<b>Nombre maximum d'électrons</b>
1ère	K	2
2ème	L	8
3ème	M	18

**Règle de remplissage :** On remplit les couches dans l'ordre K → L → M.

# Définition des électrons de valence

Les **électrons de valence** sont les électrons de la **couche externe** (la plus éloignée du noyau).

Électrons de valence = électrons de la couche externe

Ce sont eux qui participent aux réactions chimiques et aux liaisons.

## Lien avec le tableau périodique

Le numéro de la **colonne** indique le nombre d'électrons de valence :

Colonne	1	2	13	14	15	16	17	18
e <sup>-</sup> de valence	1	2	3	4	5	6	7	8
Exemples	Na, K	Mg, Ca	Al	C, Si	N, P	O, S	Cl, Br	Ne, Ar

## Exemple : le sodium (Na)

Sodium : Z = 11 → 11 électrons

Répartition :    K<sup>2</sup>    L<sup>8</sup>    M<sup>1</sup>  
             ↑   ↑   ↑  
             2   8   1 électron de valence

Repère :

- colonne 1 → 1 électron de valence → ion +1
- colonne 2 → 2 électrons de valence → ion +2
- colonne 17 → 7 électrons de valence → ion -1
- colonne 16 → 6 électrons de valence → ion -2

## 4 Formation des ions

### Définition

Un **ion** est un atome (ou groupe d'atomes) qui a **gagné** ou **perdu** un ou plusieurs électrons.

# Pourquoi former un ion ?

Les atomes cherchent à atteindre la **configuration électronique stable** des gaz nobles (colonne 18) : couche externe complète avec **8 électrons** (ou 2 pour l'hélium).

## Les deux types d'ions

Type	Formation	Charge	Symbole	Éléments concernés
Cation	Perte d'électrons	Positive (+)	$\text{Na}^+$ , $\text{Ca}^{2+}$	Colonnes 1, 2, 13
Anion	Gain d'électrons	Négative (-)	$\text{Cl}^-$ , $\text{O}^{2-}$	Colonnes 16, 17



- CaTion contient un "T" comme le signe "+"
- ANion commence par "AN" comme "ANégatif"

## Exemple 1 : Formation du cation sodium $\text{Na}^+$

Na (atome)	$\text{Na}^+$ (ion)
11 protons	11 protons
11 électrons	10 électrons
Charge : 0	PERD 1 $e^-$ Charge : +1
Configuration :	Configuration :
$\text{K}^2 \text{ L}^8 \text{ M}^1$	$\text{K}^2 \text{ L}^8$ (comme Ne)

## Exemple 2 : Formation de l'anion chlorure Cl<sup>-</sup>

Cl (atome)	Cl <sup>-</sup> (ion)
17 protons	17 protons
17 électrons	18 électrons
Charge : 0	GAGNE 1 e <sup>-</sup> Charge : -1
	→
Configuration :	Configuration :
K <sup>2</sup> L <sup>8</sup> M <sup>7</sup>	K <sup>2</sup> L <sup>8</sup> M <sup>8</sup> (comme Ar)

## Ions courants

Ion	Formule	Formation
Sodium	Na <sup>+</sup>	Na perd 1 e <sup>-</sup>
Potassium	K <sup>+</sup>	K perd 1 e <sup>-</sup>
Calcium	Ca <sup>2+</sup>	Ca perd 2 e <sup>-</sup>
Magnésium	Mg <sup>2+</sup>	Mg perd 2 e <sup>-</sup>
Chlorure	Cl <sup>-</sup>	Cl gagne 1 e <sup>-</sup>
Oxyde	O <sup>2-</sup>	O gagne 2 e <sup>-</sup>
Sulfure	S <sup>2-</sup>	S gagne 2 e <sup>-</sup>

## 5 Électroneutralité et composés ioniques

### Règle d'électroneutralité

Un **composé ionique** est toujours **électriquement neutre** :

$$\sum \text{charges positives} + \sum \text{charges négatives} = 0$$

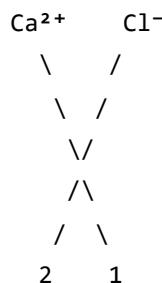
# Exemples de composés ioniques

Composé	Ions	Vérification
Chlorure de sodium NaCl	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	$(+1) + (-1) = 0 \checkmark$
Chlorure de calcium $\text{CaCl}_2$	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$	$(+2) + 2 \times (-1) = 0 \checkmark$
Oxyde de sodium $\text{Na}_2\text{O}$	$2 \text{Na}^+ + \text{O}^{2-}$	$2 \times (+1) + (-2) = 0 \checkmark$
Oxyde de magnésium MgO	$\text{Mg}^{2+} + \text{O}^{2-}$	$(+2) + (-2) = 0 \checkmark$

## Méthode : croiser les charges

Pour écrire la formule d'un composé ionique, on **croise les valeurs des charges** (sans le signe) :

Exemple : Chlorure de calcium



## 6 Ions et mesures en contrôle qualité

### Le pH : mesure des ions $\text{H}_3\text{O}^+$

Le **pH** mesure la concentration en **ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$**  :

Concentration en $\text{H}_3\text{O}^+$	pH	Caractère
Élevée	Bas ( $< 7$ )	<b>Acide</b>
Faible	Élevé ( $> 7$ )	<b>Basique</b>

# La conductivité : présence d'ions mobiles

La **conductivité** d'une solution dépend de la présence d'**ions mobiles** :

Type de solution	Ions présents	Conductivité
Eau pure	Très peu	Très faible
Eau salée (NaCl)	Na <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup>	Élevée
Eau déminéralisée	Aucun	Quasi nulle

☞ LIEN MICRO ↔ MACRO :

- pH bas = beaucoup d'ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>
- Conductivité élevée = beaucoup d'ions en solution

## Ions courants en cosmétique

Ion	Formule	Exemple INCI	Rôle
Sodium	Na <sup>+</sup>	Sodium Chloride	Ajusteur de viscosité
Potassium	K <sup>+</sup>	Potassium Sorbate	Conservateur
Calcium	Ca <sup>2+</sup>	Calcium Pantothenate	Actif (vitamine B5)
Chlorure	Cl <sup>-</sup>	Sodium Chloride	Sel
Hydroxyde	OH <sup>-</sup>	Sodium Hydroxide	Ajusteur de pH
Hydronium	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	–	Acidité

# 📌 À retenir pour l'E2

## Définitions essentielles

Terme	Définition
<b>Atome</b>	Constituant élémentaire (noyau + électrons)
<b>Z</b>	Numéro atomique = nombre de protons
<b>Électrons de valence</b>	Électrons de la couche externe
<b>Ion</b>	Atome ayant gagné ou perdu des électrons
<b>Cation</b>	Ion positif (perte d' $e^-$ )
<b>Anion</b>	Ion négatif (gain d' $e^-$ )
<b>Électroneutralité</b>	Somme des charges = 0

## Règles pratiques

Règle	Application
Colonne 1 → ion +1	$Na^+$ , $K^+$
Colonne 2 → ion +2	$Mg^{2+}$ , $Ca^{2+}$
Colonne 16 → ion -2	$O^{2-}$ , $S^{2-}$
Colonne 17 → ion -1	$Cl^-$ , $Br^-$

## Vocabulaire à maîtriser

- **Proton / Électron** : particules de l'atome
- **Cation / Anion** : types d'ions
- **Couche de valence** : couche externe
- **Composé ionique** : assemblage de cations et d'anions
- **Électroneutralité** : équilibre des charges

## Lien avec la suite de la progression

Séance	Réinvestissement
S12	Lewis – Représentation des liaisons
S13	Interactions – Polarité et solubilité
S14	Acido-basicité – Couples acide/base
S21	Conductivité – Mesure et interprétation

## Fiche méthode associée

 [Fiche méthode 05 – Lire le tableau périodique](#)