LES IONS

1 Définition :

Lors d'une réaction chimique, un atome ou un groupe d'atomes peut, par transfert de charge (électron, proton) acquérir une charge positive ou négative, c'est alors **un ion**.

Les atomes tendent vers la configuration électronique du gaz …… le plus proche (8 électrons sur la couche externe)

Notation : la charge globale est indiquée en exposant (nb. de p^+ - nb.d'e^-),

Na (1 e^- sur la couche externe)

Na = $Na^+ + e^-$ Structure $\mathbf{1s^2\ 2s^2 2p^6}$ du …….

Cl (7 e^- sur la couche externe)

$Cl + e^- = Cl^-$ Structure $\mathbf{1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6}$ de l'……

2 Principaux ions

3.1. Anions (se dirigent vers l'anode)

Formule	Nom
S^{2-}	
	sulfate
PO_4^{3-}	
	nitrate
CO_3^{2-}	
	permanganate
HCO_3^-	
	thiosulfate
CN^-	
	dichromate
$C_2O_4^{2-}$	
	hydroxyde

3.2. Cations

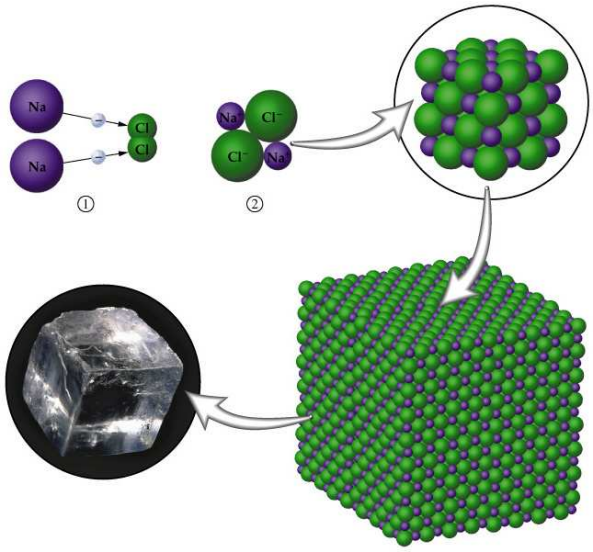
Formule	Nom
Ag^+	
	ion cuivre(II)
Cu^+	
	ion magnésium
Ca^{2+}	
	ion potassium
Na^+	
	ion aluminium
Fe^{2+}	
	ion fer(III)
H_3O^+	
	ammonium

+

- Justifier la formation de l'ion magnésium et donner sa structure électronique.
- Indiquer le nombre de protons et d'électrons dans l'ion sulfate, l'ion oxonium et dichromate.

3 Composés ioniques :

3.1. Structure



La liaison ionique relie deux éléments différents de charge électrique opposée.

ainsi les ions Na^+ et Cl^-

Le chlorure de sodium possède une structure cubique

Chaque ion d'une espèce est entouré de 6 de l'autre.

R_{Na^+} = 95 pm

R_{Cl^-} = 181 pm

Il y a autant de + que de -, **<u>la charge globale reste nulle</u>**.

3.2. Notation :

- Solide : NaCl les charges n'apparaissent pas mais la formule respecte la neutralité.
- Ions mobiles (fondu ou en solution) : $Na^+ + Cl^-$, les charges sont apparentes

En solution aqueuse les ions sont ……., c'est à dire qu'ils fixent un certain nombre de molécules d'eau; on note $Na^+_{(aq)}$

3.3. Autres exemples :

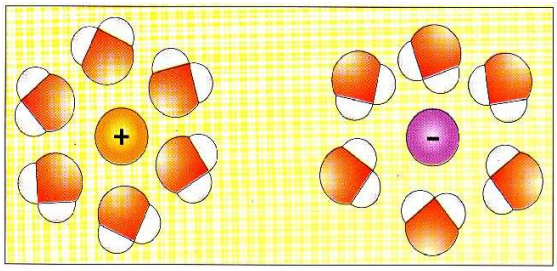
La neutralité électrique doit toujours être respectée ce qui permet de prévoir les formules des composés ioniques .

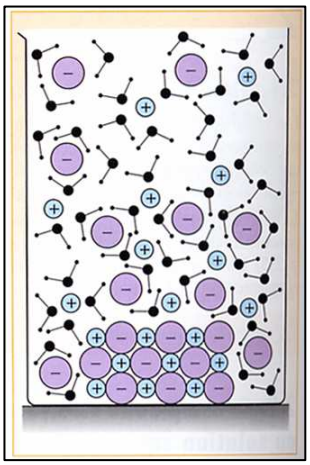
Nom du composé	Formule avec charges	Formule sans charges
	$2\ Na^+ + S^{2-}$	
		Al_2O_3
hydroxyde de sodium		
sulfate de fer (III)		
		Na_2SO_4
hydroxyde de cuivre (II)		

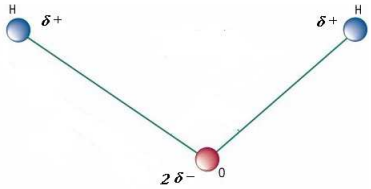
4 Les ions en solution aqueuse

3.1. Dissolution

La ***polarisation*** de la molécule d'eau, fait de l'eau un excellent ……..…….. des composés ioniques et polaires.
En solution aqueuses les ions sont hydratés c'est à dire qu'ils fixent un certain nombre de molécules d'eau.







3.2. Concentrations

$$c = \frac{n}{V} = \frac{\rho}{M}$$

c concentration molaire désigne le nombre de mole <u>introduit</u> par litre de solution en **mol.L^{-1}**

ρ concentration massique désigne la masse <u>introduite</u> par litre de solution, en **g.L^{-1}**

M est la masse molaire du composé

On note **[ ]** la concentration des espèces chimiques <u>effectivement</u> présentes dans la solution

3.3. Conservation de la matière

$NaCl = Na^+ + Cl^-$ $\Rightarrow$ $[Na^+] = [Cl^-] = C$
$CuCl_2 = Cu^{2+} + 2\,Cl^-$ $\Rightarrow$ $[Cu^{2+}] = C$ mais $[Cl^-] = 2C$

3.4. Conservation de la charge

Σ charges + = Σ charges -

$[Na^+] = [Cl^-]$
$[Cu^{2+}] = 2\,[Cl^-]$

3.5. Exercices

- On dissout 2,0 g de NaOH dans une fiole de 500 mL, ajustée et homogénéisée
  Déterminer la concentration massique puis la concentration molaire de la solution obtenue.

- On veut préparer 0,200 L d'une solution de NaCl. à 5.10^{-2} mol/L
  Quelle masse faut-il dissoudre dans la fiole de 200 mL?

- On veut préparer une solution 10^{-2} mol/L de NaCl.
  Quelle masse faut-il dissoudre pour 0,5 L ?

- On mélange 0,3 L à 10^{-2} mol/Let 0,2L à 5.10^{-2} mol/L '(solutions NaCl), quelle est la concentration obtenue?