

Objectifs :

- Utiliser une banque de données pour exploiter les résultats d'une analyse qualitative d'ions.
- Détecter la présence d'un ion, choisir un témoin pertinent pour effectuer une analyse qualitative.

Révisions :

- Déterminer une quantité de matière à partir du volume ou de la masse d'un solide en tenant compte de sa pureté

1. Les ions

- Les ions sont des entités chimiques qui portent une charge électrique positive ou négative.
- ↳ On distingue les ions positifs qui s'appellent les cations des ions négatifs qui s'appellent les anions.
- ↳ La valeur de la charge est indiquée en exposant et s'applique à tous les symboles qui le précèdent.
- Lorsqu'il est dissout en solution aqueuse, la formule de l'ion est suivie de l'indice (aq)

2. Exemples d'ions en solution

- Un ion monoatomique est une entité chimique composée d'un seul atome :

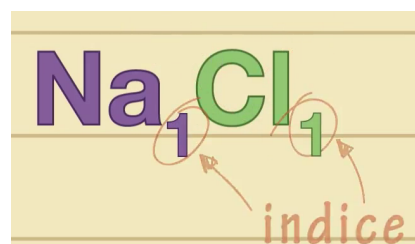
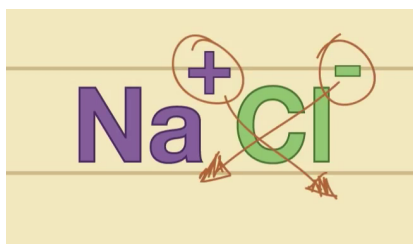
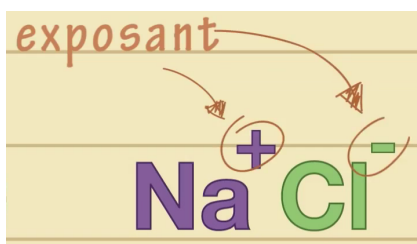
Sodium	$\text{Na}^+_{(\text{aq})}$	Chlorure	$\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	Aluminium	$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$
Oxyde	$\text{O}^{2-}_{(\text{aq})}$	Magnésium	$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$	Calcium	$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$

- Les ions polyatomiques sont composés plusieurs atomes :

Sulfate	$\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	Nitrate	$\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$	Carbonate	$\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$
Phosphate	$\text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$	Hydroxyde	$\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	Ammonium	$\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}$

3. Écriture des solides ioniques

- Les ions peuvent également être assemblés en solides ioniques qui ont une charge électrique globale nulle : les charges électriques apportées par chaque ion se compensent exactement.
- ↳ Connaissant les formules des ions qui constituent un solide ionique, on peut trouver la formule de ce dernier en assurant l'électroneutralité :



- On forme ainsi les solides ioniques suivants :

Chlorure de sodium	$\text{NaCl}_{(s)}$	Fluorure de Calcium	$\text{CaF}_{2(s)}$	Hydroxyde de magnésium	$\text{Mg(OH)}_{2(s)}$
Nitrate d'ammonium	NO_3NH_4	Oxyde de magnésium	MgO	Chlorure de baryum	$\text{BaCl}_{2(s)}$

- Pour nommer un solide ionique, on intervertit le nom du cation et le nom de l'anion par rapport à la formule :



4. Masse molaire atomique

- Les espèces chimiques dont les entités (atomes, molécules, ions) sont difficilement dénombrables, sont regroupés par moles de symbole mol. contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités.

La quantité de matière est notée n et se mesure en moles de symbole mol.

- La masse molaire d'une espèce chimique permet de faire la correspondance entre la quantité de matière et la masse.

La masse molaire est la masse d'une mole de cette espèce chimique.

Elle est notée M et se mesure en gramme par mole noté $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Quelques masse molaire atomiques :
 - ↳ La masse d'une mole de carbone est 12 g. La masse molaire du carbone est $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 - ↳ Masse molaire du fer : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ signifie que la masse de une mole de fer est 55,8 g.
- Ces valeurs sont connues et données dans la classification périodique des éléments. Elles tiennent compte des proportions des différents isotopes présents dans la nature.

5. Détermination de la masse molaire d'une espèce ionique

- La masse molaire d'une espèce ionique se calcule en dénombrant les atomes qui la constituent, et en sommant leurs masses molaires atomiques.

- Par exemple :
 - ↳ Masse molaire des ions fer III : $M(\text{Fe}^{3+}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 - ↳ Masse molaire des ions sulfate : $M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 32,1 + 4 \times 16 = 96,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 - ↳ Masse molaire de l'oxyde de magnésium : $M(\text{MgO}) = M(\text{Mg}) + M(\text{O}) = 24 + 16 = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

6. Quantité de matière d'un échantillon de masse connue

- La quantité de matière n d'un échantillon de masse m d'une espèce chimique de masse molaire M vaut :

$$n = \frac{m}{M}$$

avec n en mol., m en g et M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- ↳ Ex : On dispose d'un échantillon de m = 6 g de carbone. On sait par ailleurs que la masse molaire du carbone est $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Cet échantillon contient donc : $n(\text{C}) = \frac{6}{12} = 0,5 \text{ mol}$.