

## Séquence n° 8 : Tests d'identification de quelques ions

L'objectif de ce TP est de savoir mettre en œuvre un protocole pour identifier des ions, en respectant les consignes, notamment de sécurité.

Il est rappelé à cette occasion quelques consignes de sécurité :

- ❖ Port de la blouse en coton obligatoire en chimie. (Avec manches longues)
- ❖ S'attacher les cheveux. Ne pas porter de vêtements flottants (écharpe...).
- ❖ Si nécessaire, se munir de lunettes de protection, gants ...
- ❖ Le port de lentilles de contact est déconseillé au laboratoire.
- ❖ Les tables et les allées doivent être dégagées.
- ❖ Manipuler toujours debout.
- ❖ Lire les conseils d'utilisation des produits.
- ❖ Toujours nettoyer le plan de travail et la verrerie utilisée.
- ❖ Limiter les déplacements dans la salle au strict nécessaire.
- ❖ Ranger soigneusement tous les appareils et produits dès leur utilisation terminée.
- ❖ Toujours se laver soigneusement les mains avant de quitter le laboratoire.
- ❖ En cas d'incident, surtout ne jamais chercher à le dissimuler mais prévenir immédiatement le professeur.

Pour identifier un ion, il faut lui ajouter un **réactif** =

Substance chimique qui est ajoutée à la substance que l'on souhaite analyser et qui permet de l'identifier.

### I. Test d'identification des ions zinc $Zn^{2+}$ :

Nous utiliserons une solution de chlorure de zinc :  $Zn^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^{-}_{(aq)}$ .

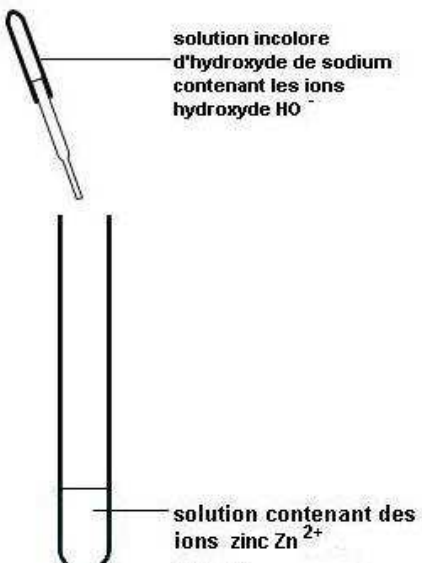
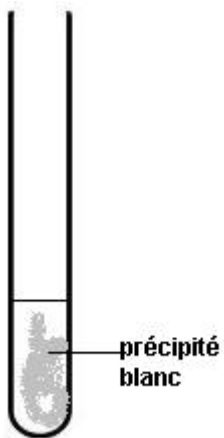
- Pourquoi y a-t-il un **2** devant  $Cl^{-}$  ?

Une solution ionique est électriquement neutre : le nombre de charges positives portées par les cations doit être égal au nombre de charges négatives portées par les anions.  $2+$  pour  $Zn^{2+}$  et  $2 \times 1-$  pour  $Cl^{-}$ .

- Pourquoi y a-t-il (aq) inscrit en indice ?

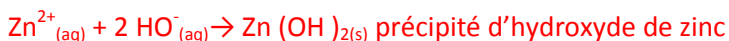
Les solutions sont préparées avec de l'eau et sont donc aqueuses.

L'identification ne concerne que les ions zinc. Les ions chlorure ne vont pas intervenir ; on dit qu'ils sont **spectateurs**.

<p>Expérience :</p>  <p>solution incolore d'hydroxyde de sodium contenant les ions hydroxyde <math>HO^{-}</math></p> <p>solution contenant des ions zinc <math>Zn^{2+}</math> incolore</p>	<p>Observations :</p>  <p>précipité blanc</p>
---	---

## Conclusion :

Un précipité est un composé solide qui se forme par l'association de cations et anions : il est électriquement neutre.



## II. Application aux autres ions :

Aide pour les formules des ions :

ION HYDROXYDE : $\text{HO}^{-}$	Ion thiocyanate : $\text{SCN}^{-}$	Ion nitrate : $\text{NO}_3^{-}$
Ions phosphate $\text{PO}_4^{3-}$	Ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}$	Ions carbonate $\text{CO}_3^{2-}$

Ion sodium provient de l'atome de sodium Na qui a perdu 1 électron :  $\text{Na}^{+}$

Ion potassium provient de l'atome de potassium K qui a perdu 1 électron :  $\text{K}^{+}$

Ion argent provient de l'atome d'argent Ag qui a perdu 1 électron :  $\text{Ag}^{+}$

Ion baryum provient de l'atome de baryum Ba qui a perdu 2 électrons :  $\text{Ba}^{2+}$

Ion calcium provient de l'atome de calcium Ca qui a perdu 2 électrons :  $\text{Ca}^{2+}$

Ion fer II provient de l'atome de fer Fe qui a perdu 2 électrons :  $\text{Fe}^{2+}$

Ion fer III provient de l'atome de fer Fe qui a perdu 3 électrons :  $\text{Fe}^{3+}$

Ion cuivre provient de l'atome de cuivre Cu qui a perdu 2 électrons :  $\text{Cu}^{2+}$

Ion chlorure provient de l'atome de chlore Cl qui a gagné 1 électron :  $\text{Cl}^{-}$

Appliquez le protocole précédent pour identifier des ions suivants, et complétez le tableau ci-dessous:

- Première colonne : indiquer la formule des ions et leur couleur en solution
- Deuxième colonne : nom et formule de la solution en indiquant en **vert** l'ion que l'on veut tester
- Troisième colonne : formule de la solution en indiquant en **vert** l'ion qui sert de réactif
- Quatrième colonne : couleur, formule et nom du précipité

Ions à identifier et couleurs	Solution les contenant	Réactif utilisé	Couleur du précipité, formule et nom
Ions zinc $\text{Zn}^{2+}$ incolores	solution de chlorure de zinc $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$	Solution incolore d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$	<b>Pp blanc</b> $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ <b>Hydroxyde de zinc</b>
Ions fer II $\text{Fe}^{2+}$ verts	solution de sulfate de fer II $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$	Solution incolore d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$	<b>Pp vert</b> $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ <b>Hydroxyde de fer II</b>

<p>Ions fer III</p> <p><math>\text{Fe}^{3+}</math> orange</p>	<p>solution de sulfate de fer III</p> <p><math>2 \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}</math></p>	<p>Solution incolore d'hydroxyde de sodium</p> <p><math>\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}</math></p> <hr/> <p>Solution de thiocyanate de potassium</p> <p><math>\text{K}^+_{(aq)} + \text{SCN}^-_{(aq)}</math></p>	<p><b>Pp rouge brique</b></p> <p><math>\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}</math></p> <p><b>Hydroxyde de fer III</b></p> <hr/> <p><i>Rque : Ce n'est pas un précipité mais un complexe, seule la couleur est demandée</i></p> <p><b>Complexe rouge sang</b></p>
<p>Ions cuivre</p> <p><math>\text{Cu}^{2+}</math> bleu</p>	<p>solution de sulfate de cuivre</p> <p><math>\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}</math></p>	<p>Solution incolore d'hydroxyde de sodium</p> <p><math>\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}</math></p>	<p><b>Pp bleu</b></p> <p><math>\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}</math></p> <p><b>Hydroxyde de cuivre</b></p>
<p>Ions chlorure</p> <p><math>\text{Cl}^-</math> incolore</p>	<p>Solution de chlorure de sodium</p> <p><math>\text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}</math></p>	<p>Solution incolore de nitrate d'argent</p> <p><math>\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}</math></p>	<p><b>Pp blanc qui noircit à la lumière</b></p> <p><math>\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}</math></p> <p><b>Chlorure d'argent</b></p>
<p>Ions phosphate</p> <p><math>\text{PO}_4^{3-}</math> incolores</p>	<p>Solution de disodium hydrogénophosphate</p> <p><math>\text{PO}_4^{3-}_{(aq)} + \text{H}^+_{(aq)} + 2\text{Na}^+_{(aq)}</math></p>	<p>Solution incolore de nitrate d'argent</p> <p><math>\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}</math></p>	<p><b>Pp jaune</b></p> <p><math>\text{PO}_4^{3-}_{(aq)} + 3 \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4_{(s)}</math></p> <p><b>Phosphate d'argent</b></p>
<p>Ions sulfate</p> <p><math>\text{SO}_4^{2-}</math> incolores</p>	<p>Solution d'acide sulfurique</p> <p><math>2\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}</math></p>	<p>Solution incolore de chlorure de baryum</p> <p><math>\text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^-_{(aq)}</math></p> <hr/> <p>Solution incolore de Nitrate d'argent</p> <p><math>\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}</math></p>	<p><b>Pp blanc de sulfate de baryum</b></p> <p><math>\text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + \text{Ba}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)}</math></p> <p><b>Pp blanc de sulfate d'argent</b></p> <p><math>\text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 2\text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_{4(s)}</math></p>
<p>Ions carbonate</p> <p><math>\text{CO}_3^{2-}</math></p>	<p>Solution de carbonate de potassium</p> <p><math>2 \text{K}^+_{(aq)} + \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}</math></p>	<p>Solution incolore de chlorure de calcium</p> <p><math>\text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^-_{(aq)}</math></p>	<p><b>Pp blanc de carbonate de calcium</b></p> <p><math>\text{CO}_3^{2-}_{(aq)} + \text{Ca}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(s)}</math></p>