

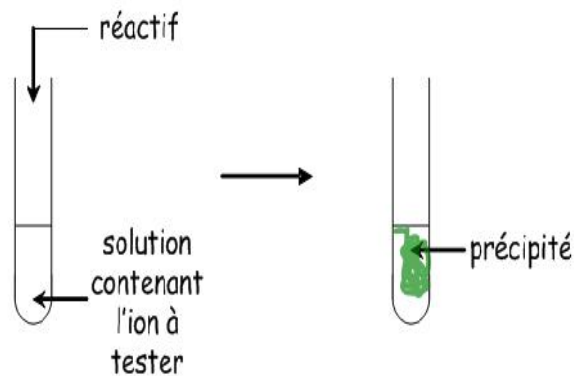
# IDENTIFICATION DES IONS DANS LES SOLUTIONS AQUEUSES

## I) PRINCIOE DE RECAINNAISSANCE DES IONS :

Pour mettre en évidence la présence d'ions dans des solutions, on réalise des réactions de **précipitation**.

Pour réaliser les tests on doit suivre les étapes suivantes :

- ✓ On verse une petite quantité de solution contenant l'ion à tester dans un tube à essai.
- ✓ On rajoute ensuite quelques gouttes du réactif (solution détecteur) dans le tube à essai.
- ✓ On observe alors la couleur du précipité obtenu.



Remarque : on appelle « précipité » un solide qui apparaît dans un liquide homogène. Lorsqu'un précipité apparaît on appelle cela une « précipitation ».

## II) COULEUR DES IONS :

Certains ions colorent les solutions aqueuses, donnant ainsi une indication de leurs présences.

ion	Fer II $\text{Fe}^{2+}$	Cuivre $\text{Cu}^{2+}$	Fer III $\text{Fe}^{3+}$	Zinc $\text{Zn}^{2+}$	Chlorure $\text{Cl}^-$
couleur	verte	bleue	rouille	incolore	incolore

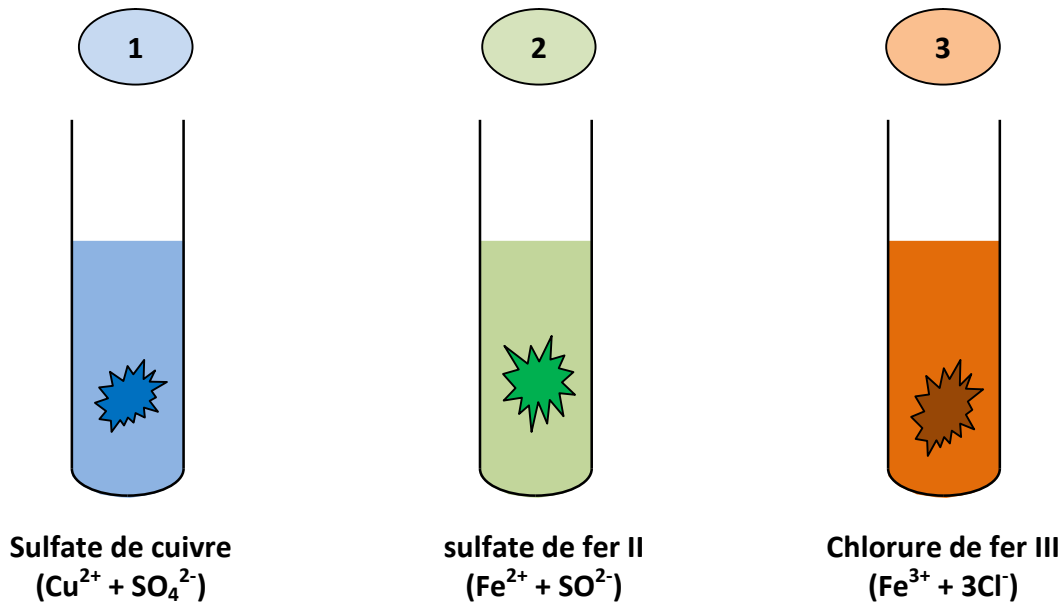


### III) IDENTIFICATION DES IONS METALLIQUES :

#### 1) Identification des ions $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Cu}^{2+}$ :

##### a) Expérience :

On verse quelques gouttes de soude (hydroxyde de sodium) de formule chimique ( $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ ) dans des tubes à essai contenant les ions  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  :



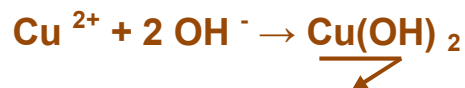
##### b) Observation :

On observe la formation d'un précipité de couleur :

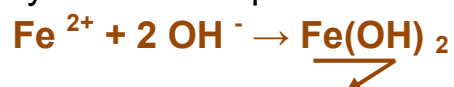
- ✓ bleue dans le tube (1).
- ✓ Verte dans le tube (2).
- ✓ Marron (orange, couleur de la rouille) dans le tube (3).

##### c) Interprétation :

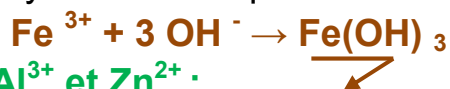
- ✓ Le précipité bleu est l'**hydroxyde de cuivre** de formule chimique  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , qui confirme la présence des ions de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$ ).  
L'hydroxyde de cuivre se produit après la réaction des ions de cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et les ions d'hydroxyde  $\text{HO}^-$ . L'équation de la réaction est :



- ✓ Le précipité vert est l'**hydroxyde de fer II** de formule chimique  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , qui confirme la présence des ions de fer II ( $\text{Fe}^{2+}$ ).  
L'hydroxyde de fer II se produit après la réaction des ions de fer II  $\text{Fe}^{2+}$  et les ions d'hydroxyde  $\text{HO}^-$ . L'équation de la réaction est :



- ✓ Le précipité marron est l'**hydroxyde de fer III** de formule chimique **Fe(OH)<sub>3</sub>**, qui confirme la présence des ions de fer III (**Fe<sup>3+</sup>**).  
L'hydroxyde de fer III se produit après la réaction des ions de fer III **Fe<sup>3+</sup>** et les ions d'hydroxyde **HO<sup>-</sup>**. L'équation de la réaction est :

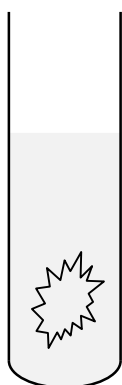


## 2) Identification des ions **Al<sup>3+</sup>** et **Zn<sup>2+</sup>** :

### a) Expérience :

On verse quelques gouttes de soude (hydroxyde de sodium) de formule chimique (**Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup>**) dans des tubes à essai contenant les ions **Al<sup>3+</sup>** et **Zn<sup>2+</sup>** :

1



Chlorure de zinc  
(**Zn<sup>2+</sup> + 2Cl<sup>-</sup>**)

2



Chlorure d'aluminium  
(**Al<sup>3+</sup> + 3Cl<sup>-</sup>**)

### b) Observation :

On observe la formation d'un précipité de couleur :

- ✓ blanc dans le tube (1).
- ✓ Blanc dans le tube (2).

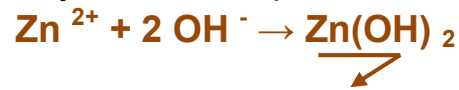
### c) Interprétation :

- ✓ Le précipité blanc (tube 1) est l'**hydroxyde d'aluminium** de formule chimique **Al(OH)<sub>3</sub>** qui confirme la présence des ions d'aluminium (**Al<sup>3+</sup>**).

L'hydroxyde de d'aluminium se produit après la réaction des ions d'aluminium **Al<sup>3+</sup>** et les ions d'hydroxyde **HO<sup>-</sup>**. L'équation de la réaction est :



- ✓ Le précipité blanc (tube 2) est l'**hydroxyde de zinc** de formule chimique **Zn(OH)<sub>2</sub>**, qui confirme la présence des ions de zinc **Zn<sup>2+</sup>**. L'hydroxyde de zinc se produit après la réaction des ions de zinc (**Zn<sup>2+</sup>**) et les ions d'hydroxyde HO<sup>-</sup>. L'équation de la réaction est :



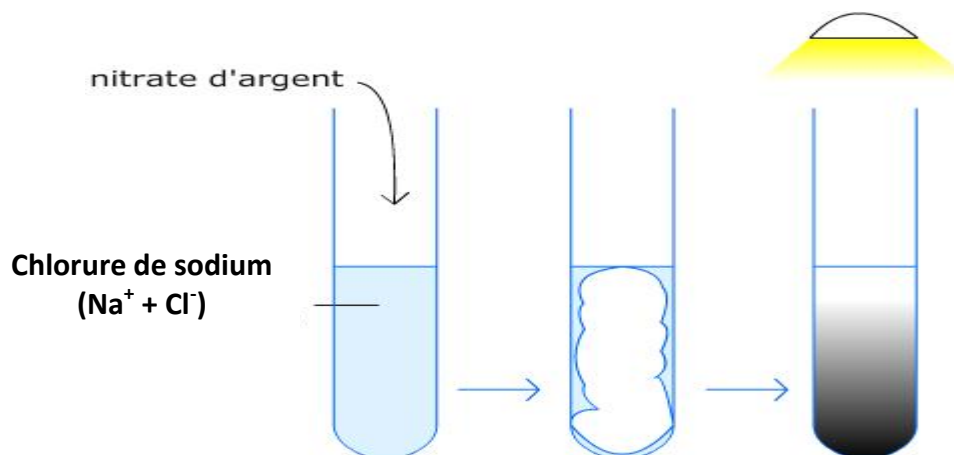
**REMARQUE :**

- ✓ L'ion d'hydroxyde HO<sup>-</sup> est appelé ion détecteur des ions Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup> et Zn<sup>2+</sup>.
- ✓ L'hydroxyde de zinc est soluble dans un excès de la soude et dans un excès d'ammoniac.
- ✓ L'hydroxyde d'aluminium est soluble dans un excès de la soude et non soluble dans un excès d'ammoniac.

#### **IV) IDENTIFICATION DES IONS DE CHLORURE Cl<sup>-</sup> :**

##### **a) Expérience :**

On verse quelques gouttes de nitrate d'argent de formule chimique (Ag<sup>+</sup> + NO<sub>3</sub><sup>-</sup>) dans des tubes à essai contenant les ions de chlorure Cl<sup>-</sup> :



##### **b) Observation :**

On observe la formation d'un précipité de couleur blanche qui noircie à l'abri de la lumière.

##### **c) Interprétation :**

Le précipité blanc qui noircie à l'exposition de la lumière est le **chlorure d'argent** de formule chimique **AgCl**, qui confirme la présence des ions de chlorure **Cl<sup>-</sup>**.

Le chlorure d'argent se produit après la réaction des ions de chlorure Cl<sup>-</sup> et les ions d'argent Ag<sup>+</sup>. L'équation de la réaction est :



Remarque :

L'ion d'argent  $\text{Ag}^+$  est appelé ion détecteur des ions  $\text{Cl}^-$ .

## V) CONCLUSION GENERAL :

ion	réactif	précipité		Equation de précipitation
		Formule et couleur	nom	
Cuivre $\text{Cu}^{2+}$	La soude	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ bleu	Hydroxyde de cuivre	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
Fer II $\text{Fe}^{2+}$		$\text{Fe}(\text{OH})_2$ vert	Hydroxyde de fer II	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
Fer III $\text{Fe}^{3+}$		$\text{Fe}(\text{OH})_3$ marron	Hydroxyde de fer III	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Aluminium $\text{Al}^{3+}$		$\text{Al}(\text{OH})_3$ blanc	Hydroxyde d'aluminium	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
Zinc $\text{Zn}^{2+}$		$\text{Zn}(\text{OH})_2$ blanc	Hydroxyde de zinc	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$
Chlorure $\text{Cl}^-$	Nitrate d'argent	$\text{AgCl}$ Blanc noircie à l'abri de la lumière	Chlorure d'argent	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$