

# Tests de reconnaissance des principaux ions

Cette fiche a pour but de rappeler les principaux ions intervenant dans le cycle secondaire ainsi que les tests de reconnaissance de certains d'entre-eux.

## I. Les principaux ions

### 1. Les ions positifs ou cations

- Ions monoatomiques positifs

Ion cuivre (I)	$\text{Cu}^+$	Ion zinc	$\text{Zn}^{2+}$	Ion sodium	$\text{Na}^+$
Ion cuivre (II)	$\text{Cu}^{2+}$	Ion aluminium	$\text{Al}^{3+}$	Ion magnésium	$\text{Mg}^{2+}$
Ion fer (II)	$\text{Fe}^{2+}$	Ion plomb	$\text{Pb}^{2+}$	Ion calcium	$\text{Ca}^{2+}$
Ion fer (III)	$\text{Fe}^{3+}$	Ion argent	$\text{Ag}^+$	Ion potassium	$\text{K}^+$

- Ion polyatomique positif

L'ion ammonium  $\text{NH}_4^+$

### 2. Les ions négatifs ou anions

- Ions monoatomiques négatifs

Ion chlorure	$\text{Cl}^-$	Ion fluorure	$\text{F}^-$
Ion oxygène	$\text{O}^{2-}$	Ion soufre	$\text{S}^{2-}$

- Ions polyatomiques négatifs

Ion sulfate	$\text{SO}_4^{2-}$	Ion hydroxyde	$\text{HO}^-$ ou $\text{OH}^-$
Ion carbonate	$\text{CO}_3^{2-}$	Ion nitrate	$\text{NO}_3^-$
Ion phosphate	$\text{PO}_4^{3-}$	Ion bicarbonate (ou hydrogénocarbonate)	$\text{HCO}_3^-$

## II. Tests de reconnaissance

### 1. L'ion chlorure

\* On utilise une solution de **nitrate d'argent** ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ).

\* L'ion  $\text{Cl}^-$  réagit avec l'ion  $\text{Ag}^+$  pour former le **précipité chlorure d'argent**  $\text{AgCl(s)}$ .

- L'équation de la réaction est  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$ .

Remarque : c'est un **précipité qui noircit à la lumière**.

## 2. L'ion magnésium

\* On utilise une solution d'**hydroxyde de sodium** ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ).

\* L'ion  $\text{Mg}^{2+}$  réagit avec l'ion  $\text{OH}^-$  pour former le **précipité hydroxyde de magnésium**  $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ .

● L'équation de la réaction est  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2$ .

Remarque : c'est un **précipité blanc**.

## 3. Ion sodium

On fait un **test de flamme** : la **flamme** est **jaune orangée**.

## 4. Ion potassium

On fait un **test de flamme** : la **flamme** est **violette**.

## 5. Ion sulfate

\* On utilise une solution de **chlorure de baryum** ( $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ).

\* L'ion  $\text{SO}_4^{2-}$  réagit avec l'ion  $\text{Ba}^{2+}$  pour former le **précipité sulfate de baryum**  $\text{BaSO}_4(\text{s})$ .

● L'équation de la réaction est  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ .

Remarque : c'est un **précipité blanc**.

## 6. L'ion cuivre (II)

\* On utilise une solution d'**hydroxyde de sodium** ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ).

\* L'ion  $\text{Cu}^{2+}$  réagit avec l'ion  $\text{OH}^-$  pour former le **précipité hydroxyde de cuivre (II)**  $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$

● L'équation de la réaction est  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Remarque : c'est un **précipité bleu**.

## 7. L'ion fer (II)

\* On utilise une solution d'**hydroxyde de sodium** ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ).

\* L'ion  $\text{Fe}^{2+}$  réagit avec l'ion  $\text{OH}^-$  pour former le **précipité hydroxyde de fer (II)**  $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$

● L'équation de la réaction est  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$ .

Remarque : c'est un **précipité verdâtre**.

## 8. L'ion fer (III)

\* On utilise une solution d'**hydroxyde de sodium** ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ).

\* L'ion  $\text{Fe}^{3+}$  réagit avec l'ion  $\text{OH}^-$  pour former le **précipité hydroxyde de fer (III)**  $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$

● L'équation de la réaction est  $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Remarque : c'est un **précipité rouille**.

## 9. L'ion zinc

\* On utilise une solution d'**hydroxyde de sodium** ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ).

\* L'ion  $\text{Zn}^{2+}$  réagit avec l'ion  $\text{OH}^-$  pour former le **précipité hydroxyde de zinc**  $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s})$

● L'équation de la réaction est  $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$ .

Remarque : c'est un **précipité blanc**, soluble dans un excès de soude.

## 10. L'ion calcium

\* On utilise une solution d'oxalate d'ammonium ( $2\text{NH}_4^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ).

\* L'ion  $\text{Ca}^{2+}$  réagit avec l'ion  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  pour former le **précipité oxalate de calcium**  $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$ .

- L'équation de la réaction est  $\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} = \text{CaC}_2\text{O}_4$ .

Remarque : c'est un précipité blanc.

### 11. L'ion phosphate

\* On utilise une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ).

\* L'ion  $\text{PO}_4^{3-}$  réagit avec l'ion  $\text{Ag}^+$  pour former le précipité phosphate d'argent  $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$ .

- L'équation de la réaction est  $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4$ .

Remarque : c'est un précipité jaunâtre.

Cette liste n'est pas exhaustive. Elle peut donc être complétée.

LYCEE ECHEBBI FERIANA