

## Ions et pH

### 1. Tests de reconnaissance de quelques ions

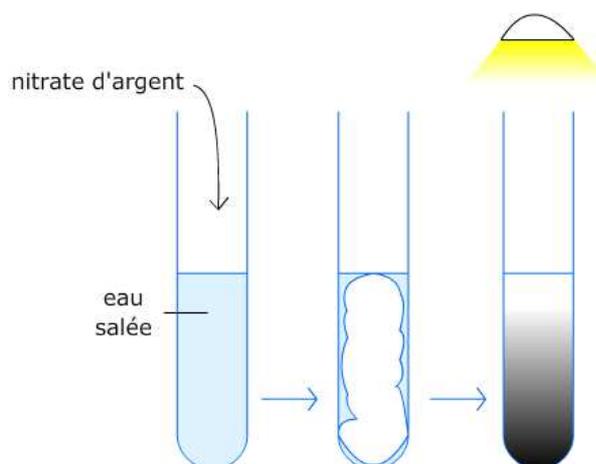
#### - **Expérience 1 : Identification des ions chlorure $\text{Cl}^-$**

L'eau salée contient des ions chlorure  $\text{Cl}^-$  et des ions  $\text{Na}^+$ . Ajoutons quelques gouttes d'une solution de **nitrate d'argent** à de l'eau salée contenue dans un tube à essai.

Exposons le tube à la **lumière**.

#### **Observations :**

- Le contenu du tube se trouble ;
- Un « nuage » blanc se forme ;
- A la lumière, il devient noir.



#### **Conclusion :**

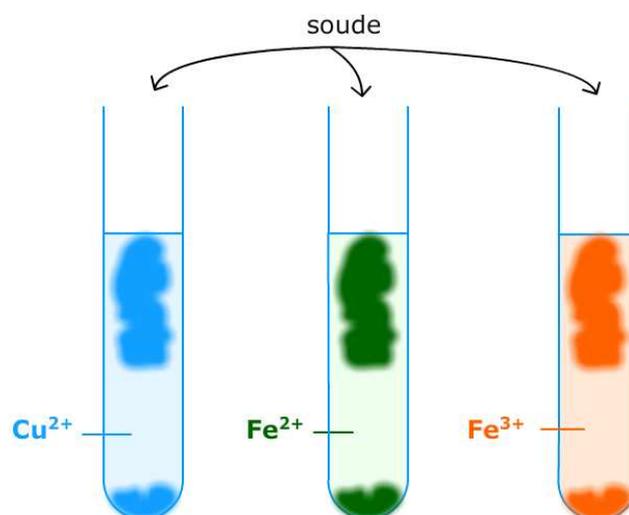
**Le nitrate d'argent est le réactif qui permet d'identifier les ions chlorure  $\text{Cl}^-$  en solution. On obtient un précipité blanc qui noircit à la lumière.**

#### - **Expérience 2 : Identification des ions cuivre $\text{Cu}^{2+}$ , fer II $\text{Fe}^{2+}$ et fer III $\text{Fe}^{3+}$ .**

La solution de sulfate de cuivre contient des ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$ . Celle de sulfate de fer II des ions fer II  $\text{Fe}^{2+}$  et celle de chlorure de fer III des ions fer III  $\text{Fe}^{3+}$ . On verse quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (soude) dans chacune de ces solutions.

#### **Observations :**

- Un précipité **bleu** avec les ions  $\text{Cu}^{2+}$  ;
- Un précipité **vert** avec les ions  $\text{Fe}^{2+}$  ;
- Un précipité **rouille** avec les ions  $\text{Fe}^{3+}$  ;



#### **Conclusion :**

**La soude est le réactif qui permet d'identifier les ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$ , fer II  $\text{Fe}^{2+}$  et fer III  $\text{Fe}^{3+}$ . On obtient des précipités respectivement bleu, vert et rouille.**

## 2. Mesure du pH des solutions

**Expérience** : On dispose de trois solutions :

- Du vinaigre blanc ;
- Une eau minérale Volvic ;
- Du liquide pour lave-vaisselle.

On mesure le pH de chaque solution.

**Observations** :

- Le papier pH devient **rouge (pH ≈ 2)** avec le vinaigre, **jaune (pH = 7)** avec l'eau et **bleu (pH ≈ 12)** avec le gel.

**Interprétation** :

Le pH d'une solution aqueuse permet de savoir si cette solution est **acide**, **neutre** ou **basique**.

**pH < 7 : acide**

**pH = 7 : neutre**

**pH > 7 : basique**



Toutes les solutions aqueuses contiennent des molécules d'eau, des ions hydrogène  $H^+$  et des ions hydroxyde  $HO^-$ .

$pH = 7$   $[H^+] = [HO^-]$  solution neutre

$pH < 7$   $[H^+] > [HO^-]$  solution acide

$pH > 7$   $[H^+] < [HO^-]$  solution basique

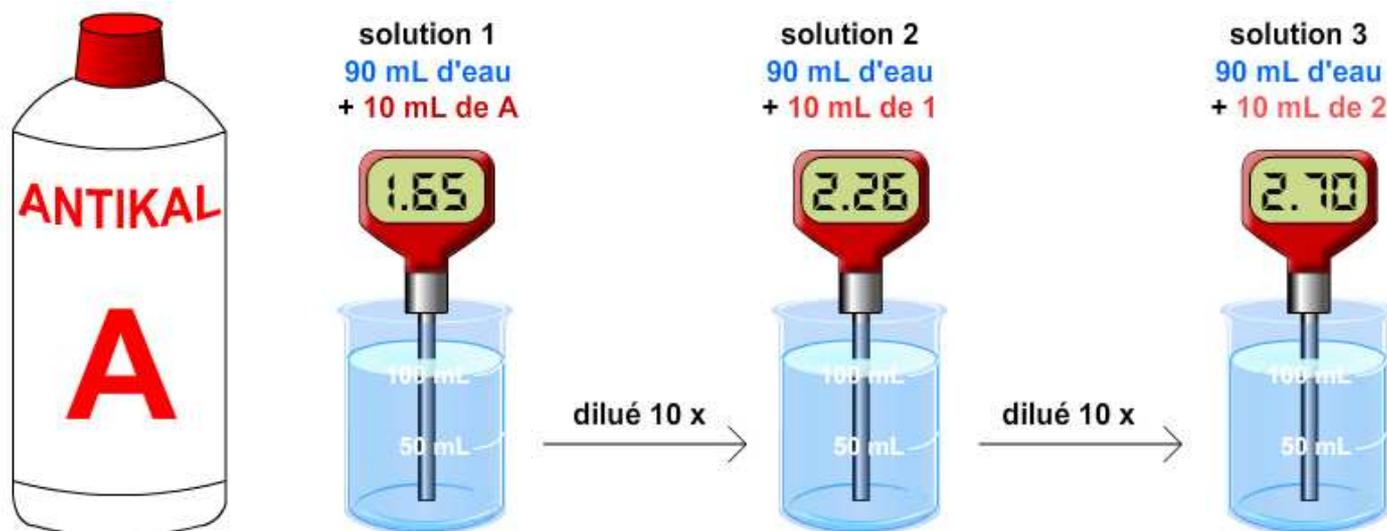
Les ions  $H^+$  majoritaires sont responsables de l'acidité.

Les ions  $HO^-$  majoritaires sont responsables de la basicité.

### 3. Effet de la dilution sur le pH

**Expérience** : On dispose d'un produit d'entretien **acide A** :

- Verser 90 mL d'eau distillée dans 3 béchers ;
- Verser 10 mL du produit dans le 1<sup>e</sup> bécher. Agiter.
- Verser 10 mL du 1<sup>e</sup> dans le 2<sup>e</sup> ;
- Verser 10 mL du 2<sup>e</sup> dans le 3<sup>e</sup> ;
- Mesurer les trois pH



**Observation** :

Solution	1	2	3
pH	1.65	2.26	2.70

**Interprétation** :

Quand on dilue une solution acide, son pH augmente, mais reste inférieur à 7. Elle devient **moins acide**.

- Plus une solution est acide, plus son pH est faible.
- Quand on dilue une solution acide, elle devient moins acide et son pH se rapproche de 7.
- Les solutions acides et basiques sont corrosives, surtout lorsqu'elles sont concentrées (peu diluées). Le contact avec des acides ou des bases concentrées peut provoquer des brûlures graves de la peau, des muqueuses et des yeux.