

I. Propriétés des alcalins

1.1. Action du sodium sur l'eau

• Expérience



- Prendre une toute petite paillette, l'essuyer avec du papier filtre.
- La poser à la surface de l'eau avec une pince.

• Observation

Le sodium lévite, il y a un dégagement gazeux (du H_2) La phénolphtaléine devient rose.

• Exploitation

→ La phénolphtaléine met en évidence le caractère basique de la solution :

□ présence de HO^- .

→ La réaction $Na + H_2O = Na^+ + HO^- + \frac{1}{2} H_2 \rightarrow$

On conserve le sodium :

- La réaction est évidente avec l'eau, il faut le conserver dans un milieu anhydre.
- Il faut éviter qu'il s'oxyde car c'est un puissant réducteur, les produits qu'il forme sont plus stables.

• Alcalino terreux

Le lithium, le potassium ...

II. Combustion

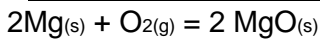
2.2.1 Combustion du magnésium

- Observations

La réaction est violente, il y a un important dégagement de chaleur. La phénolphtaléine se colore.

L'eau au fond sert à refroidir l'oxyde qui tombe et à éviter les chocs thermiques

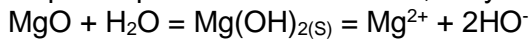
- La réaction de combustion



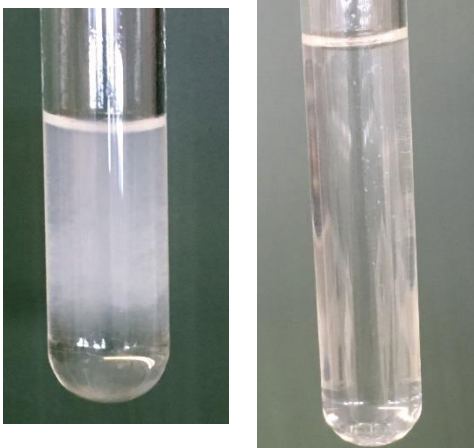
La magnésie solide ionique

- Caractéristiques

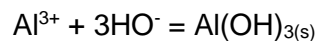
La phénolphtaléine devient rose, l'oxyde de magnésium est basique :



2.2.2. Oxyde d'aluminium



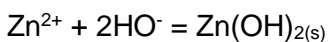
- Les réactions



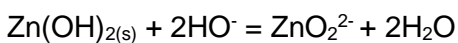
L'oxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$ est un ampholyte, il est à la fois basique et acide.

2.3. Oxyde de zinc

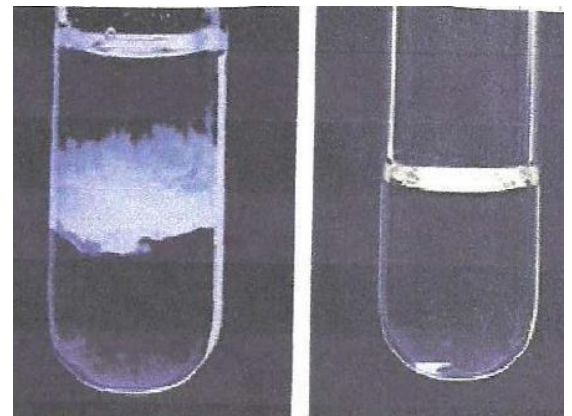
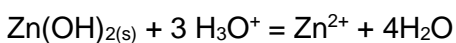
- Les réactions



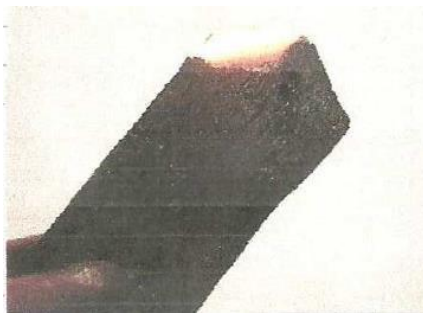
Précipité blanc constante d'équilibre $K=10^{-16,4}$



Soluté incolore

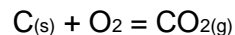


2.4. Combustion du carbone

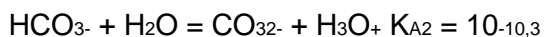


- Observations :
Il y a une vive combustion

- Réaction



$\text{CO}_{2(g)}$ est un gaz relativement soluble dans l'eau et conduit à une solution acide mise en évidence par le BBT :



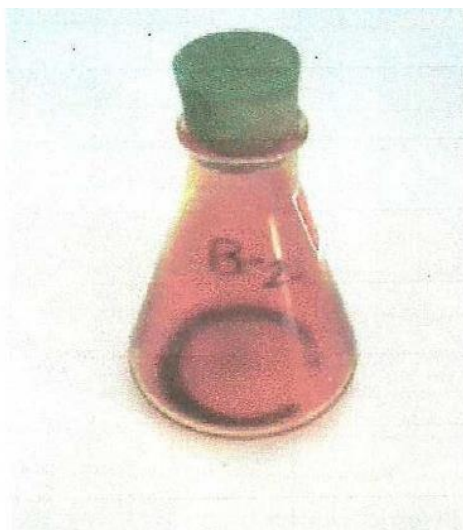
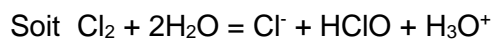
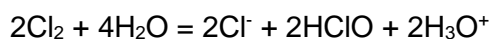
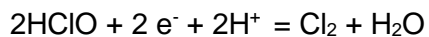
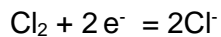
2.5. Conclusion

Oxyde	Ionique		Covalent
	----->		
Caractère	Basique $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$	Amphotère $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$	Acide $\text{CO}_{2(g)}$

III. Propriétés oxydantes des halogènes

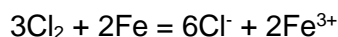
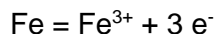
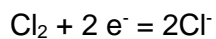
3.2. Solutions

Les réactions :

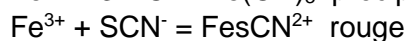
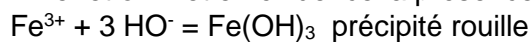


3.3. Eau de chlore et eau iodée sur la paille de fer

• Eau de Chlore



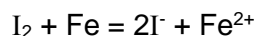
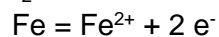
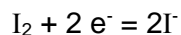
En effet on met en évidence la présence des ions Fe^{3+} :



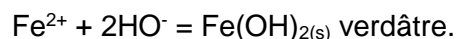
$\text{Fe}(\text{OH})_3$

FeSCN^{2+}

• Eau iodée



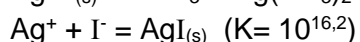
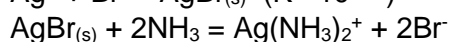
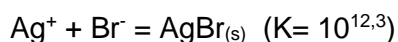
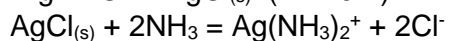
Les ions Fe^{3+} ne sont pas mis en évidence, ce sont les ions Fe^{2+} qui sont présents.



Le pouvoir oxydant décroît dans la colonne.

IV. Etude des halogénures

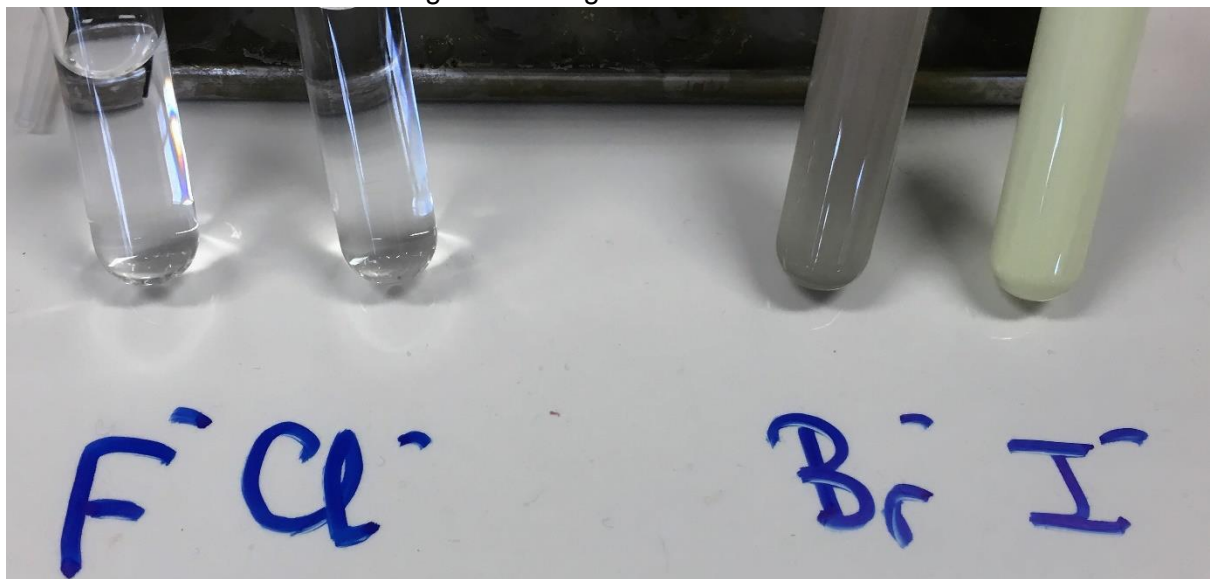
	Cl^-	Br^-	I^-
Ion Ag^+	Précipité blanc	Précipité blanc jaunâtre	Précipité jaunâtre
UV	Noircit	Gris	Rien
NH_3	Redissous	Redissolution pas totale	Précipité plus blanc



Le précipité est de plus en plus stable



Halogénure et argent

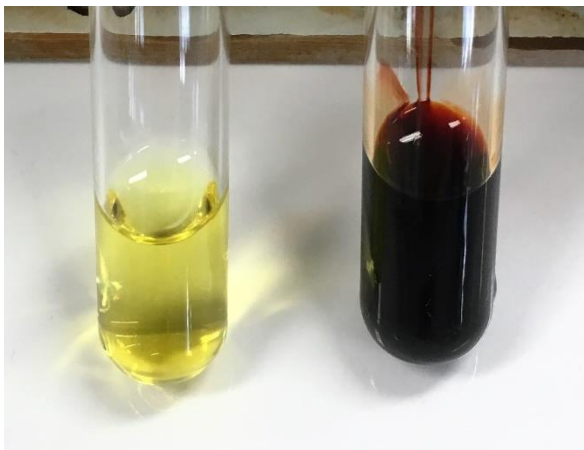
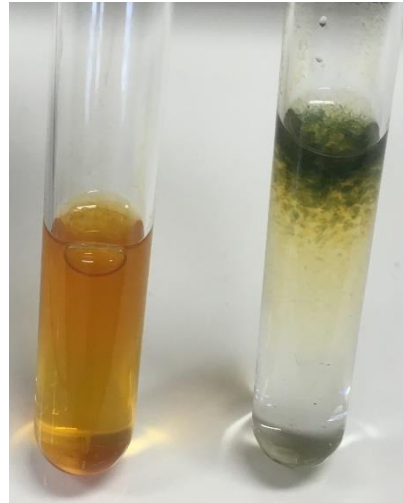


Après ajout d'ammoniac

Test des ions



Ajout de HO^-



$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^-$



On observe Cu^{2+} , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ et $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^{2+}$