

# 1. Halogène,

## 1.1. Réact° avec l'aluminium

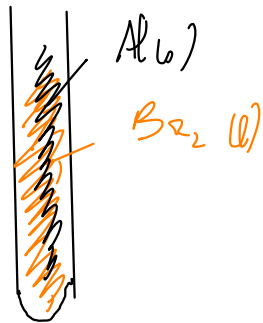
### 1.1.1. $\text{Cl}_2 + \text{Al(s)}$



Observation:

Combustion de l'aluminium.  
 → fumée blanche ( $\text{AlCl}_3$ )

### 1.1.2. $\text{Br}_2 + \text{Al(s)}$



Combustion de  $\text{Al(s)}$ .

Flammes + fumée blanche ( $\text{AlBr}_3$ )

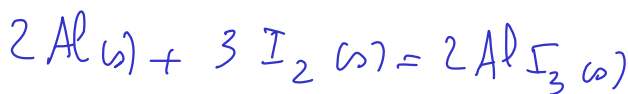


### 1.1.3. $\text{Al(s)} + \text{I}_2(\text{s})$



Combustion de  $\text{Al(s)}$ .

- Flammes.
- fumée violette  
 ↳  $\text{I}_2(\text{g})$
- fumée blanche  
 ↳  $\text{AlI}_3(\text{s})$
- dépôt d'aluminium  
 $\text{Al(s)}$  ou  $\text{Al}_2\text{O}_3$   
 →  $\text{Al(s)}$  sur les parois



Synthèse :  $I_2$ ,  $Br_2$ ,  $Cl_2$  : les dihalogènes oxydent l'aluminium métallique.



1. 2. Réact° avec le fer

Diagram illustrating the reaction of iron (Fe) with three different halogens: Chlorine ( $Cl_2$ ), Bromine ( $Br_2$ ), and Iodine ( $I_2$ ).

**Reaction 1: Iron + Chlorine**

- Test tube 1: Fe (s) +  $Cl_2$  (aq)
- Test tube 2: Fe (s) +  $Cl_2$  (aq) → Fe<sup>3+</sup> ?
- Filterate: Fe<sup>3+</sup> ?
- Path 1: Ajout  $Na^+$ ,  $OH^-$  → précipité vert → Fe<sup>2+</sup>
- Path 2: Ajout  $Ag^+$ ,  $NO_3^-$  → précipité blanc →  $Cl^-$

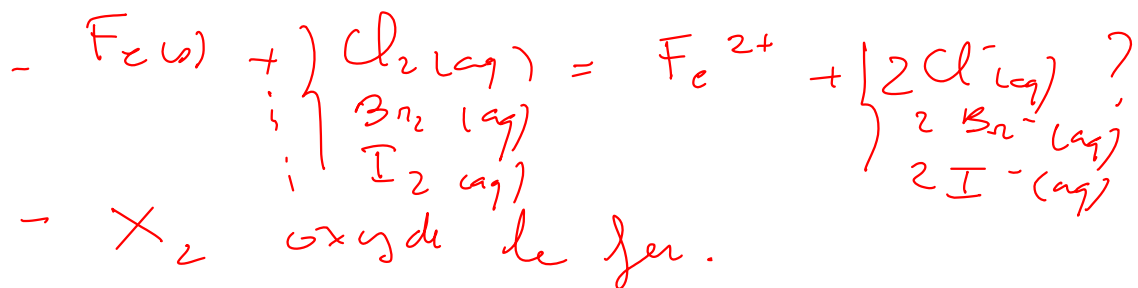
**Reaction 2: Iron + Bromine**

- Test tube 1: Fe (s) +  $Br_2$  (aq)
- Test tube 2: Fe (s) +  $Br_2$  (aq) → Fe<sup>3+</sup> ?
- Filterate: Fe<sup>3+</sup> ?
- Path 1: Ajout  $Na^+$ ,  $OH^-$  → précipité vert → Fe<sup>2+</sup>
- Path 2: Ajout  $Ag^+$ ,  $NO_3^-$  → précipité blanc →  $Br^-$

**Reaction 3: Iron + Iodine**

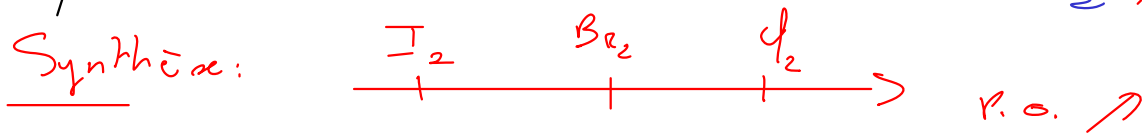
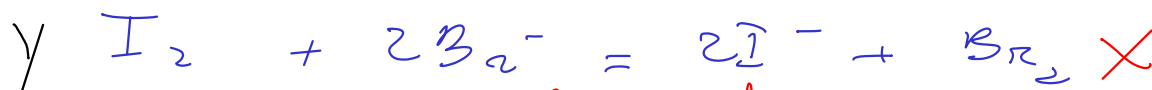
- Test tube 1: Fe (s) +  $I_2$  (aq)
- Test tube 2: Fe (s) +  $I_2$  (aq) → Fe<sup>3+</sup> ?
- Filterate: Fe<sup>3+</sup> ?
- Path 1: Ajout  $Na^+$ ,  $OH^-$  → précipité vert → Fe<sup>2+</sup>
- Path 2: Ajout  $Ag^+$ ,  $NO_3^-$  → précipité jaune →  $I^-$

Conclusion :



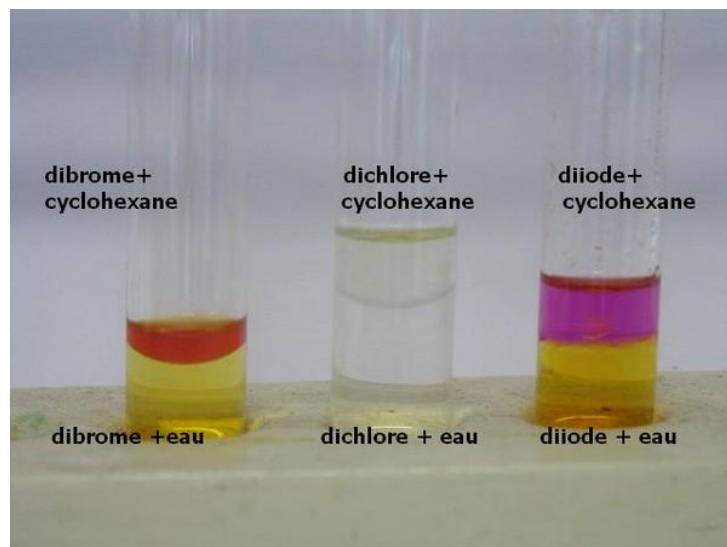
Synthèse : les halogènes sont oxydants.

## 2.3. Evolution du pouvoir oxydant des halogènes.



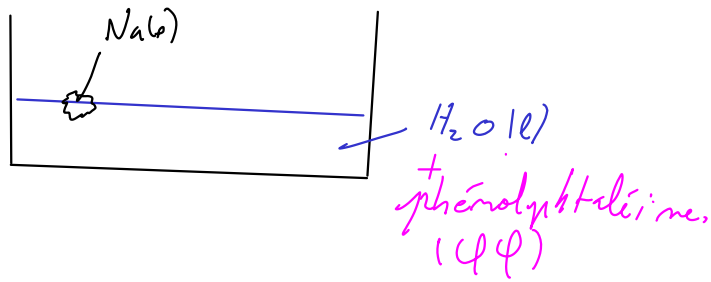
Tests caractéristiques :

- $\text{X}^-$  avec  $\text{Ag}^+$  (précipité de  $\text{AgX}$ )
- $\text{X}_2$  : couleur dans le cyclohexane.



Conclusion/extrapolation : le p.o.  $\nearrow$  lorsque la période de l'élément.

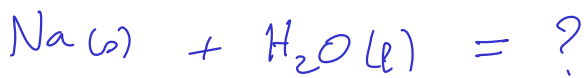
## 2. Réactivité des alcalins



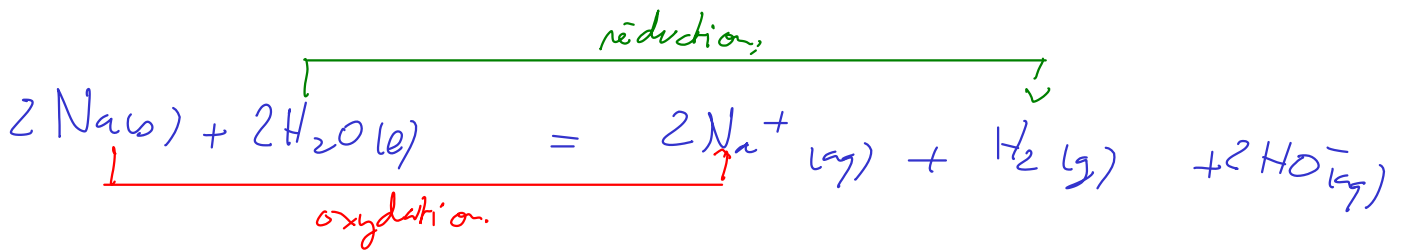
### Observations

- la pH rose
- dégagement gazeux.
- combustion du sodium
- explosion
- $\nexists$  Na(s)

### Interprétation



- \* dégagement gazeux + explosion : H<sub>2</sub>(g) (réduction)
- \* oxydation de Na(s) en Na<sup>+</sup>(aq)
- \* pH qui rose  $\Rightarrow$  il se forme HO<sup>-</sup>



Conclusion : Na(s) est un (très bon) réducteur.

Li(s), K(s) dans l'eau : réaction similaire.

Conclusion : - les alcalins sont de très bons réducteurs.