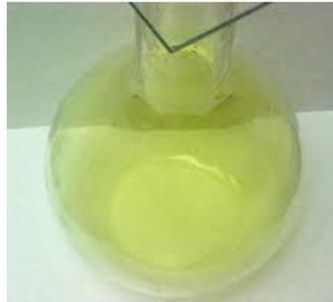


La famille des halogènes



Fluor



Chlore



Brome



Iode



Astate

La famille des halogènes comprend les 5 éléments :

Fluor F (Z=9) ; Chlore Cl (Z=17) ; Brome Br (Z=35) ; Iode I (Z=53) ; Astate At (Z=85).

Halogène (grec) : qui engendre les sels...

- Tous les halogènes n'existent qu'à l'état combiné, sous forme de sels, du fait de leur très grande réactivité.
- leur abondance dans la terre décroît régulièrement avec le numéro atomique.
- Tous les dihalogènes (à l'exception de At_2 radioactif) sont fabriqués industriellement à grande échelle.

- **Quelques sources principales :**

Elements	source
F	Fluorine : CaF_2
Cl	Chlorure de sodium : $NaCl$ (sel de gemme ou eau de mer)
Br	Bromure de potassium et de magnésium dissous dans l'eau de mer.
I	iodate de sodium ou de potassium : KIO_3

Le fluor, le Brome et l'iode sont des éléments abondants, mais le chlore, sous forme de chlorure de sodium, "le SEL", est un des composants majeurs de la Terre : soit en tant que solide, c'est une roche, dans les gisements de sel gemme, soit en tant que corps dissous en quantité importante dans les océans.

Quant à l'astate, sa teneur totale sur terre ne doit pas dépasser quelques grammes (l'élément le moins abondant sur terre), on connaît mal sa chimie...

- **Températures de changement d'états** (fusion et ébullition) : de très basses à moyennes, mais croissantes avec Z :

	F	Cl	Br	I	At	Unité
Tf	-223	-102,4	-7,3	113,7	302	°C
Teb	-187,8	-34	58,8	184,5	334	°C

On a donc pour une fois **les trois états de la matière dans la même famille**,



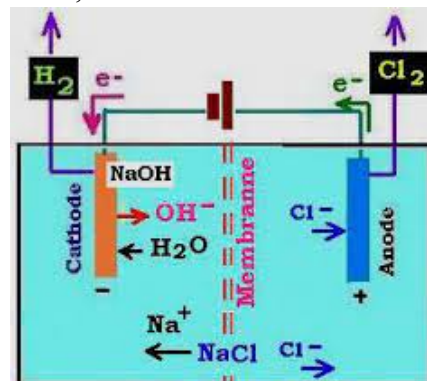
Élément	Aspect	Caractère métallique
F	Gaz jaune pâle	Non-métaux
Cl	Gaz jaune-verdâtre	
Br	Liquide huileux rouge-brun	
I	Solide brillant violet-noir	

• Préparation

La méthode principale de production des corps simples est **l'oxydation électrolytique**.

La plus grande partie du chlore industriel est produite par **électrolyse d'une solution aqueuse** de chlorure de sodium : à l'anode, oxydation des ions chlorures : $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

À la cathode, réduction de l'eau : $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$.

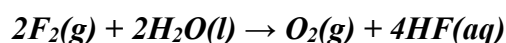


- **Pouvoir oxydant :**

A l'inverse des métaux alcalins, très réducteurs, les halogènes constituent des entités oxydantes. Le fluor est l'élément le plus oxydant du tableau périodique, il réagit avec la plupart des éléments, y compris les métaux nobles (Au, Pt, etc.) et quelques gaz nobles (Kr, Xe et Rn). Il attaque également le verre.

- **Solubilité et réaction dans l'eau :**

Fluor : le fluor ne se dissout pas dans l'eau. Son pouvoir oxydant est tel, qu'il oxyde l'eau produisant le fluorure d'hydrogène et libération de dioxygène :



Chlore, brome et iode: ils sont peu solubles dans l'eau.

- **Composés halogénés:**

Parmi les halogènes, F₂ est le non-métal le plus réactif et l'oxydant le plus fort. Le fluore forme des composés ioniques avec la plupart des métaux.

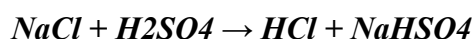
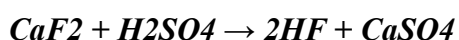
Le Cl, Br et I forment des composés ioniques avec les métaux les moins électronégatifs (alcalins : iodure de potassium KI, par exemple).

- **Les halogénures d'hydrogène (les hydracides halogénés) (HX) :**

Préparation :

Industrielle : combinaison directe entre X₂ et H₂ : $X_2 + H_2 \rightarrow 2HX$

Laboratoire : réactions de déplacement par un acide : **HF : HCl : HBr : HI:**



- **Les composés oxygénés :**

À cause de leur caractère électronégatif, les halogènes présentent dans les halogénures le degré d'oxydation formel - 1 ; ils sont susceptibles d'acquérir des degrés d'oxydation positifs si on les associe à un élément plus électronégatif qu'eux-mêmes, comme l'oxygène. Cette remarque ne s'applique pas au fluor, le plus électronégatif de tous les éléments, mais seulement au chlore, au brome et à l'iode, dont les principaux degrés d'oxydation positifs sont : I, III, IV, V et VII, ce dernier correspondant à la mobilisation de la totalité des électrons de valence.

La plupart de ces composés sont instables, nous citons les plus importants :

Le difluorure d'oxygène OF₂, préparé en faisant passer du fluor à travers une solution aqueuse diluée d'hydroxyde : $2F_2 + 2OH^-(aq) \rightarrow OF_2(g) + 2F^-(aq) + H_2O$

- Comme le fluor est le plus électronégatif des éléments, il a un nombre d'oxydation -I dans tous ses composés. Ainsi, dans la molécule OF₂ (difluorure d'oxygène), le n.o. de l'oxygène est +2

Les oxydes de chlore présentent de nombreux degrés d'oxydation :

Degré d'oxydation	+1	+4	+6	+7
Formule	Cl ₂ O	ClO ₂	Cl ₂ O ₆	Cl ₂ O ₇

- **Les interhalogènes :**

Les halogènes forment entre eux des composés moléculaires binaires de formule : XY, XY₃, XY₅ et XY₇, dans lesquels l'halogène le plus lourd et le moins électronégatif est l'atome central. Exemple : ClF, ICl, IBr, ClF₃, BrF₃, ClF₅, IF₇.

Les interhalogènes contenant du fluor sont des oxydants forts.

Importance des halogènes dans la vie quotidienne et dans l'environnement:

- le Fluor : il est utilisé pour la protection contre la carie dentaire.
- le Chlore : Agent de blanchiment en papeterie, agent de désinfection et de stérilisation (traitement des eaux) : eau de javel (l'hypochlorite de sodium NaClO)
- le Brome : sous forme de bromure de potassium possède des propriétés sédatives bien connues.
- l'Iode : est un composant indispensables des hormones thyroïdiennes dont la carence se traduisait visiblement par le "goitre".

Toxicité

Le fluor et le chlore gazeux, les vapeurs de brome et d'iode sont des irritants de l'appareil respiratoire; l'inhalation de concentrations relativement faibles de ces gaz et vapeurs procure une sensation désagréable, acre, suivie de toux. L'atteinte du tissu pulmonaire qui s'ensuit peut charger le poumon de liquide, et conduire à un œdème pulmonaire parfois mortel.