

TPC SM1 – Classification périodique

Objectifs : Constaté les similitudes de propriétés entre divers éléments. Écrire et équilibrer quelques équations bilans.

I Les halogènes

◇ **Définition :** La famille des **halogènes** comprend les éléments F , Cl , Br , I et At (l'astate étant radioactif). Ce sont les éléments de la colonne 17.

I.1 État physique à température ambiante

Ils sont sous forme de molécules diatomiques (X_2) mais dans des états physiques différents, de plus en plus ordonné au fur et à mesure que le numéro atomique Z augmente :

dihalogène	Cl_2	Br_2	I_2
état physique	gaz	liquide	solide
couleur	jaune verdâtre	rouge	gris brillant

Rq : Les cristaux de diiode ($I_{2(s)}$) sont partiellement solubles dans l'eau ($I_{2(aq)}$).

I.2 Précipités des halogénures

a Précipitation des ions argent (I) par les ions halogénures

Utiliser trois tubes à essai. Placer au fond de chacun une solution d'ions halogénures X^- :

- $NaCl$ pour l'ion **chlorure** Cl^-
 - KBr pour l'ion **bromure** Br^-
 - KI pour l'ion **iodure** I^-
- Y verser ensuite une ou deux gouttes de solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$).

Dans chacun des cas, le bilan de la réaction s'écrit : $X^- + Ag^+ \rightarrow AgX_{(s)}$

Observations :	précipité	$AgCl_{(s)}$	$AgBr_{(s)}$	$AgI_{(s)}$
	couleur		blanc cailleboté	blanc jaunâtre

b Précipitation des ions plomb (II) par les ions halogénures

Utiliser trois tubes à essai. Placer au fond de chacun une solution d'ions halogénures X^- (mêmes solutions qu'au paragraphe précédent).

Y verser ensuite une ou deux gouttes de solution de sulfate de plomb ($PbSO_4$).

Observations :	précipité	$PbCl_{2(s)}$	$PbBr_{2(s)}$	$PbI_{2(s)}$
	couleur		blanc	blanc jaune

Rq : Les ions argent(I) et plomb (II) doivent être récupérés.

I.3 Réactions d'oxydoréduction : caractère oxydant de X_2

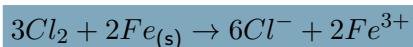
◇ **Définition :** Lors d'une **réaction d'oxydoréduction** il y a échange d'électron(s) entre une espèce avide d'électrons (**oxydant**) et une espèce capable de céder des électrons (**réducteur**).

■ Propriété :

- Tout halogène, pour acquérir la structure d'un gaz noble, peut soit perdre sept électrons soit gagner un électron. C'est la deuxième possibilité qui est favorisée énergétiquement. Par exemple : $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$.
- Les halogènes, à l'état de corps simples, sont des **oxydants**, car susceptibles de fixer un électron. **Le caractère oxydant varie comme l'électronégativité :** il décroît avec Z .

a Réaction du dichlore avec le fer :

- **Manipulation :** On place un peu de limaille de fer dans un tube à essai. On ajoute quelques *mL* de solution de dichlore. On bouche et on agite quelques minutes.
- **Observation :** jaunissement de la solution caractéristique de la présence des ions Fe^{3+} .
- **L'équation bilan** s'écrit :



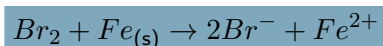
Rq : noter que Cl_2 porte les métaux à leur nombre d'oxydation *maximal*.

Dans le cas du fer, l'oxydation ne conduit pas à l'ion Fe (II) (Fe^{2+} , de coloration vert pâle) mais à l'ion Fe (III) (Fe^{3+} , ion de coloration marron).

b Réaction du dibrome avec le fer (SOUS LA HOTTE) :

Attention : $Br_{2(l)}$ est particulièrement dangereux de par ses vapeurs toxiques et pour les brûlures qu'il provoque en cas de contact ou d'ingestion.

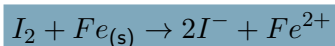
- **Manipulation :** On place un peu de limaille de fer dans un tube à essai. On ajoute quelques *mL* de solution d'eau de dibrome (faible quantité pour une solution assez concentrée). On bouche et on agite.
- **Observation :** le dibrome se décolore. La coloration verte des ions fer (II) n'apparaît pas si ils sont trop peu concentrés.
- **L'équation bilan** de la réaction s'écrit :



Rq : L'oxydation peut mener le fer au degré d'oxydation III.

c réaction du diiode avec le fer :

- **Manipulation :** On place un peu de limaille de fer dans un tube à essai. On ajoute quelques *mL* de solution de diiode (faible quantité pour une solution assez concentrée). On bouche et on agite.
- **Observation :** le diiode se décolore. La coloration verte des ions fer (II) n'apparaît pas si ils sont trop peu concentrés.
- **L'équation bilan** de la réaction s'écrit :



Rq : L'oxydation peut mener le fer au degré d'oxydation III.

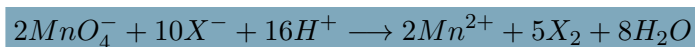
I.4 Action de l'ion permanganate sur les ions halogénures

Propriété : Les ions halogénures X^- sont des espèces **réductrices** – donc capable de céder un électron à une espèce oxydante (comme l'ion permanganate MnO_4^-).

Utiliser deux tubes à essai. Placer au fond de chacun une solution acidifiée de permanganate de potassium (K^+ , MnO_4^- , solution violette). Verser ensuite :

- quelque gouttes de K^+ , Br^- dans le premier
- quelque gouttes de K^+ , I^- dans le second.

- **Équation bilan :**

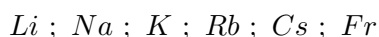


- **Observation :** la solution initialement **violette** subit une décoloration $\left\{ \begin{array}{ll} \text{jaune pâle} & \text{avec } Br^- \\ \text{orange} & \text{vec } I^- \end{array} \right.$

Rq : si la solution de MnO_4^- est trop concentrée, en mettre un peu dans un tube à essai, puis diluer à l'eau distillée.

II Les alcalins

◇ **Définition** : La famille des alcalins comprend les éléments



Ce sont les éléments de la colonne 1 — à l'exception de l'élément H qui a un comportement spécial .

II.1 Aspect du métal

Les alcalins sont des métaux. Le sodium « solide » est un métal mou qui peut se couper au couteau, faisant apparaître des reflets brillants caractéristiques des métaux.

Attention : Le sodium (conservé dans du pétrole ou de la paraffine) est un produit dangereux (cf. II.3).



II.2 Couleur de flamme

Pour la couleur de flamme, on utilise des :

- cristaux de chlorure de lithium → couleur rouge caractéristique de l'élément lithium (Li)
- cristaux de chlorure de sodium → couleur orange caractéristique de l'élément sodium (Na)
- cristaux de bromure de potassium → coul. orange caractéristique de l'élément potassium (K).

II.3 Réaction d'oxydoréduction du sodium avec l'eau

■ **Propriété** : Les alcalins ont tendance à perdre leur électron externe pour donner les cations correspondants — ainsi :



Les alcalins, susceptibles de perdre des électrons, sont donc des éléments **réducteurs**.

Le caractère réducteur est mesuré par l'électropositivité : il augmente du lithium (Li) vers le francium Fr (donc, lorsque l'électronégativité décroît).

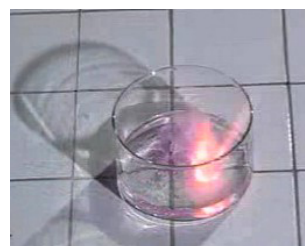
Les alcalins sont des réducteurs très puissants : ils cèdent donc facilement un électron.

• Manipulation :

Pour le sodium, dans un cristallisoir, on verse de l'eau *dans laquelle on met de la phénolphtaléine* (qui reste incolore, le pH étant inférieur à 10).

On place ensuite un morceau de sodium.

En approchant une flamme, le gaz dégagé s'enflamme (apparition de $H_{2(g)}$) et l'eau devient rose (la solution est devenue basique).

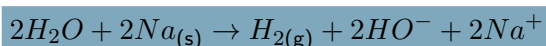
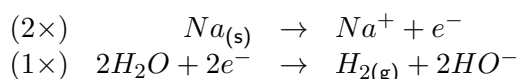


cf. vidéos en ligne : [ici](#) ou [là](#)

• Interprétation :

Le sodium (réducteur) a réduit l'eau (oxydant) pour donner l'ion sodium et du dihydrogène.

• Équation bilan :



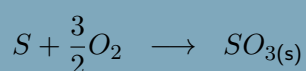
III Combustion de deux corps simples de la troisième période

III.1 Combustion du soufre dans le dioxygène

Rq : SOUS HOTTE, LUNETTES OBLIGATOIRES ET ASMATHIQUES ATTENTION

• **Manipulation** : Chauffer un peu de soufre fleur dans un têt à combustion jusqu'à inflammation, puis le porter dans un flacon à col droit rempli de dioxygène et contenant un peu d'eau au fond. La combustion se poursuit vivement avec une belle flamme bleue et il y a production de quelques fumées blanches de trioxyde de soufre SO_3 .

• **Équation bilan** :



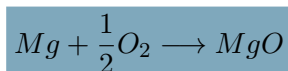
• **Manipulation** : Faire un prélèvement dans un tube à essais, mettre 4 gouttes d'hélianthine (virage à $pH = 3, 4$).

→ la solution devient **rouge**.

Cl : on a mis en évidence un **milieu très acide** dû à $H_2SO_{4(aq)}$ provenant de la dissolution de SO_3 .

III.2 Combustion du magnésium dans le dioxygène

• **Équation bilan** :



Manipulation : mise en évidence du **caractère basique** de l'oxyde à l'aide de la *phénolphtaléine* : la phénolphtaléine vire au **violet** dans la solution qu'on récupère au fond du flacon.

