



lycée Jean Dautet

# Illustration de l'évolution des propriétés chimiques des éléments de la classification périodique



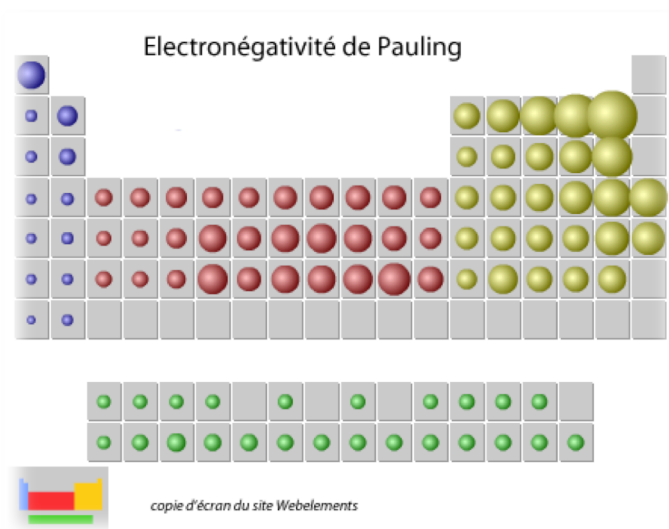
## *Présentation générale de l'activité*

Cette séance a pour objectifs :

- d'**observer** différents corps simples, afin de déterminer s'il s'agit de métaux ou de non métaux ;
- de **constater** la réactivité des corps simples lorsqu'on les oppose les uns aux autres : on mettra ainsi en évidence le caractère réducteur ou oxydant des corps simples, et on étudiera l'**évolution de ces propriétés** dans la classification périodique ;
- d'illustrer les **transitions électroniques** déduites des diagrammes d'énergie des atomes ou des molécules.

Enfin, nous donnerons une interprétation de toutes ces propriétés en utilisant une grandeur centrale en chimie :

# l'électronégativité

 $\chi$ 

## 1. Présentation

### 1. Situation de l'activité dans le programme officiel –

Électronégativité

Mettre en œuvre des expériences illustrant le caractère oxydant ou réducteur de certains

corps simples.

Élaborer ou mettre en œuvre un protocole permettant de montrer qualitativement l'évolution du caractère oxydant dans une colonne.

Relier le caractère oxydant ou réducteur d'un corps simple à l'électronégativité de l'élément. Comparer l'électronégativité de deux éléments selon leur position dans le tableau périodique.



Le port des lunettes est obligatoire durant toute la séance.

*Il est indispensable de connaître les risques encourus lors de la manipulation des différents réactifs ; à titre d'exemple, on pourra par exemple parcourir la fiche toxicologique du dibrome et du dichlore.*



Vous serez aussi particulièrement attentif aux **différents pictogrammes** collés sur les flacons ou les bouteilles et qui renseignent sur les dangers liés à la manipulation des produits qu'ils contiennent.



vous reporter à la fiche distribuée en début d'année

## 2. Espèces chimiques rencontrées au fil des expériences

















Le **dichlore** est généré ici par l'ajout d'acide chlorhydrique à une solution d'eau de Javel (attention lorsque, chez vous, vous faites le ménage, ne mélangez pas un produit acide à de l'eau de Javel !) ; l'eau de Javel est un mélange équimolaire de chlorure  $\text{Cl}^-$  et d'hypochlorite  $\text{ClO}^-$  de sodium.

Equation chimique de la préparation du dichlore :





Le **dibrome** est un liquide pur, à partir duquel on prépare les solutions aqueuses d'eau de brome. Il peut être généré in situ par réaction de médiamutation des ions bromure  $\text{Br}^-$  et des ions bromate  $\text{BrO}_3^-$  en milieu acide.

Le **diiode** est un solide pur, à partir duquel on prépare les solutions aqueuses d'iode. On utilise des solutions aqueuses contenant de l'iodure de potassium pour préparer des solutions plus concentrées : la solubilité du diiode augmente par formation du complexe triiodure  $\text{I}_3^-$ .

Espèce chimique	Etat physique	Pictogrammes	Phrases H et P
Dichlore $\text{Cl}_2$	Gazeux	    	Consulter fiche jointe
Dibrome $\text{Br}_2$	Liquide	  	Consulter fiche jointe
Diode $\text{I}_2$	Solide	 	Consulter fiche jointe
Sodium $\text{Na}$	solide	 	Consulter fiche jointe
Cyclohexane $\text{C}_6\text{H}_{12}$	liquide	   	Consulter fiche jointe

## 2. Etude des éléments de la famille des halogènes : évolution du caractère oxydant des éléments de cette famille.

Dans le chapitre 1 d'atomistique, nous voyons comment se répartissent les électrons dans les différentes sous-couches dans chaque atome d'halogène.

Fluor		$1s^2 / 2s^2 2p^5$
Chlore		$1s^2 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^5$
Brome		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} / 4s^2 4p^5$
Iode		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} / 5s^2 5p^5$

Où sont-ils dans la classification ? Ils sont situés dans la colonne n°.....

Vous pourrez les découvrir en visitant le site de **Royal Society of Chemistry**

<http://www.rsc.org/periodic-table>

H 1		Group 17																He 2																	
Li 3		Be 4		Group 17 is called the halogens. This is a group of highly reactive non-metals. This is the only group that contains elements in all three states of matter at room temperature and pressure. Fluorine and chlorine are gases, bromine is a liquid and iodine is a solid. Fluorine and chlorine have seven electrons in their outer electron shell.														B 5		C 6		N 7		O 8		F 9		Ne 10							
Na 11		Mg 12																Al 13		Si 14		P 15		S 16		Cl 17		Ar 18							
K 19		Ca 20		Sc 21		Ti 22		V 23		Cr 24		Mn 25		Fe 26		Co 27		Ni 28		Cu 29		Zn 30		Ga 31		Ge 32		As 33		Se 34		Br 35		Kr 36	
Rb 37		Sr 38		Y 39		Zr 40		Nb 41		Mo 42		Tc 43		Ru 44		Rh 45		Pd 46		Ag 47		Cd 48		In 49		Sn 50		Sb 51		Te 52		I 53		Xe 54	
Cs 55		Ba 56		La 57		Hf 72		Ta 73		W 74		Re 75		Os 76		Ir 77		Pt 78		Au 79		Hg 80		Tl 81		Pb 82		Bi 83		Po 84		At 85		Rn 86	
Fr 87		Ra 88		Ac 89		Rf 104		Db 105		Sg 106		Bh 107		Hs 108		Mt 109		Ds 110		Rg 111		Cn 112		Uut 113		Fl 114		Uup 115		Lv 116		Uus 117		Uuo 118	
Ce 58		Pr 59		Nd 60		Pm 61		Sm 62		Eu 63		Gd 64		Tb 65		Dy 66		Ho 67		Er 68		Tm 69		Yb 70		Lu 71									
Th 90		Pa 91		U 92		Np 93		Pu 94		Am 95		Cm 96		Bk 97		Cf 98		Es 99		Fm 100		Md 101		No 102		Lr 103									

## 1. Description des corps simples dans les CNTP

Décrire chacun des quatre corps simples dans les CNTP (Conditions Normales de Température et de Pression, soit à 0°C sous 1 atm= $1,013 \cdot 10^5$  Pa) :

Fluor		Gaz jaune verdâtre	Du latin <i>fluere</i> , s'écouler
Chlore		Gaz vert	Du grec <i>chlôros</i> , vert
Brome		Liquide rouge orangé (surmonté d'une vapeur orange de dibrome)	Du grec <i>bromos</i> , fétide
Iode		Solide violet foncé présentant un certain éclat	Du grec <i>iôdos</i> , violet

## 2. Illustration du pouvoir oxydant des halogènes

Dans cette partie, nous cherchons à comparer les pouvoirs oxydants des halogènes entre eux.

Nous allons utiliser de l'eau de chlore et de l'eau de brome, qui sont des solutions aqueuses de  $\text{Cl}_2$  et de  $\text{Br}_2$ .

**Précautions** : Des quantités non négligeables de gaz dichlore et de vapeurs de dibrome sont libérées dans l'atmosphère lorsqu'on utilise de l'eau de chlore et de l'eau de brome. Ces deux gaz étant très toxiques, notamment à cause de leur fort pouvoir oxydant, on veillera à manipuler avec beaucoup de soin et **sous la hotte ventilée**. De plus, ces solutions sont oxydantes pour la peau. On travaillera avec des **gants de protection**.

Pour cette partie, les couples rédox possibles sont :  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$  ;  $\text{Br}_2/\text{Br}^-$  ;  $\text{I}_2/\text{I}^-$  ;  $\text{IO}_3^-/\text{I}_2$ .

### a) Action de l'eau de chlore sur les halogénures

☐ Dans trois tubes à essais, introduire 0,5 cm<sup>3</sup> de solution de NaCl, NaBr et NaI respectivement.

☐ Ajouter quelques gouttes d'eau de chlore dans chacun des tubes.

☐ Introduire alors 1cm<sup>3</sup> de **cyclohexane** dans les tubes où il y a eu réaction, et agiter.

*Le cyclohexane n'est pas miscible à l'eau et sa densité est inférieure à 1. On observe donc deux phases séparées dans les tubes à essais : la **phase organique**, constituée par le cyclohexane et les espèces qui y sont dissoutes, et la **phase aqueuse**.*

*Les halogènes étant beaucoup plus solubles dans le cyclohexane que dans l'eau, ils se retrouvent dans la phase organique.*

☐ Tenez, refaisons l'expérience avec KI : mettre très peu de solution aqueuse de KI dans un tube, et ajoutez beaucoup d'eau de chlore.

Observations ?

### **b) Action de l'eau de brome et c) de l'eau iodée sur les halogénures**

☐ Renouveler l'expérience précédente, mais en utilisant de l'eau de brome à la place de l'eau de chlore.

☐ Recommencer de même avec de l'eau iodée.

☐ Quand les expériences sont terminées, détruire les halogènes avec la solution de thiosulfate de sodium Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

☐ Puis verser le contenu des tubes qui contiennent du cyclohexane dans le bidon de récupération prévu à cet effet.

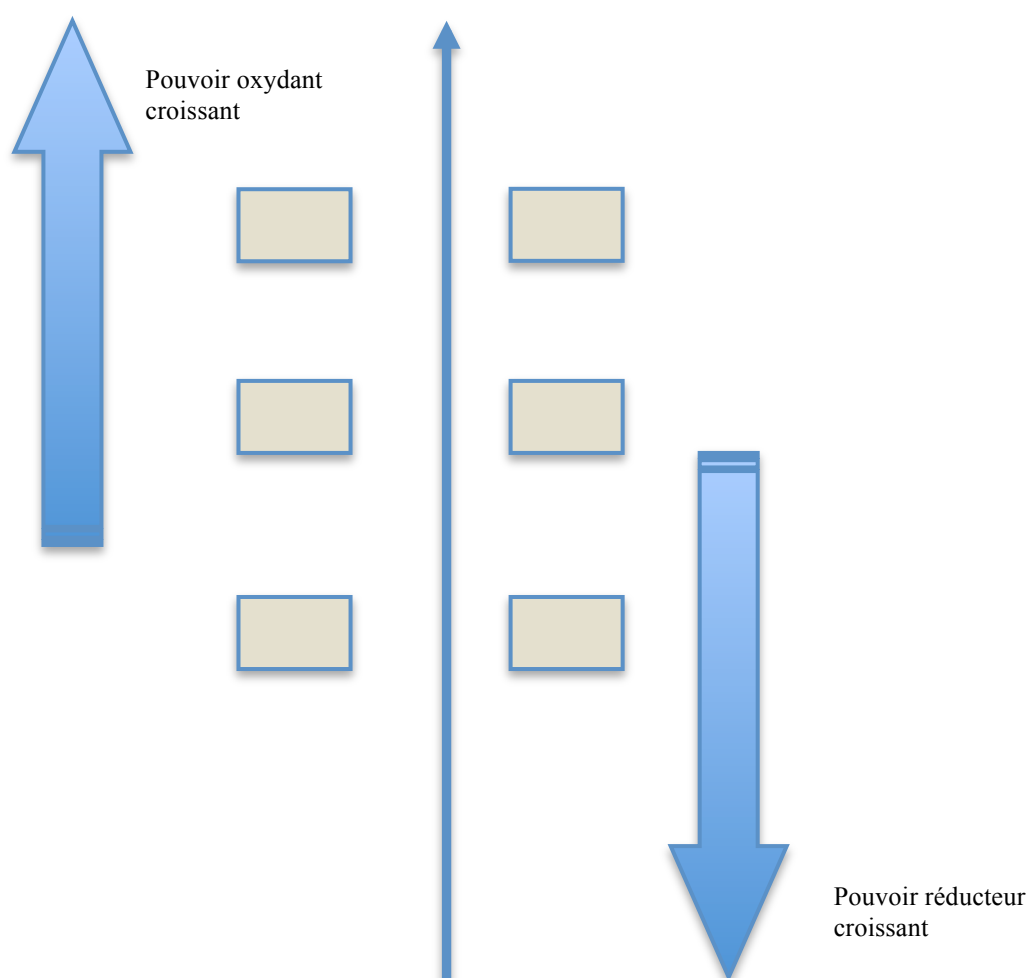
#### **Votre travail de rédaction**

Présenter les résultats de ces expériences en remplissant le tableau suivant.

Écrire l'équation chimique des réactions observées.

En déduire un classement des couples X<sub>2</sub> / X<sup>-</sup> par pouvoir oxydant croissant de X<sub>2</sub> en complétant le diagramme sous le tableau.

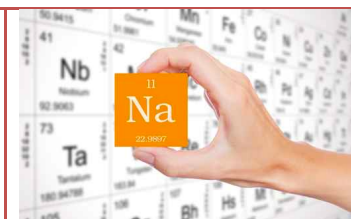
Tube contenant  Solution ajoutée	$\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	$\text{Br}^-_{(\text{aq})}$	$\text{I}^-_{(\text{aq})}$
« eau de chlore » $\text{Cl}_{2(\text{aq})}$			
« eau de brome » $\text{Br}_{2(\text{aq})}$			
« eau iodée » $\text{I}_{2(\text{aq})}$			



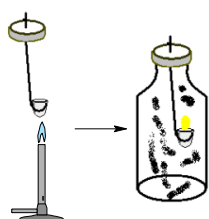


## 2. Illustration des propriétés réductrices des alcalins

(Le lithium)  
**le sodium**  
(avant le potassium)



### 1. Combustion du sodium dans le dichlore



- ☐ Le flacon sec est rempli de dichlore.
- ☐ Un petit morceau de sodium coupé au couteau et essuyé est chauffé fortement dans un têt à combustion.
- ☐ Il est plongé dans un flacon de dichlore.

Observation :

Le sodium cède un électron, il se forme l'ion sodium  $\text{Na}^+$ . Le dichlore gagne des électrons et conduit à l'ion  $\text{Cl}^-$ . Qui du sodium ou du dichlore est le réducteur ? l'oxydant ? Justifier.

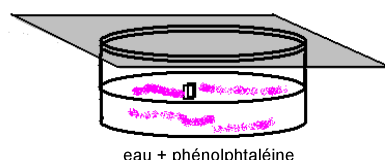
Le sodium cède un électron : c'est l.....

Le dichlore est l..... : il tend à acquérir des électrons.

L'équation chimique de la réaction :



### b) Réaction du sodium avec l'eau et l'éthanol **paillasse**



eau + phénolphtaléine

- ☐ Remplir le cristalliseur de votre paillasse avec de l'eau et y ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine.
- ☐ Venir avec le petit pilulier récupérer le petit morceau de sodium que vous aurez découpé avec précaution.
- et
- ☐ Jeter ce morceau de sodium sur l'eau en recouvrant le cristalliseur d'une plaque de plexiglas.

Qu'observe-t-on ?

Écrire l'équation chimique de la réaction sachant que l'eau est réduite en dihydrogène  $H_{2(g)}$ .



## Le magnésium



Décrire le corps simple magnésium.

Métal blanc, utilisé ici sous la forme de ruban. Semblant un peu friable, il est recouvert d'une petite pellicule d'hydroxyde (ici, de couleur noire).

### a) Combustion du magnésium dans le dioxygène

- ☐ Le flacon est rempli de dioxygène, avec un peu d'eau au fond.
- ☐ Un petit morceau de magnésium est enflammé et est plongé dans un flacon de dioxygène.
- ☐ Après la combustion, le flacon est agité.

Qui du magnésium ou de l'oxygène est le réducteur ? l'oxydant ? Justifier.

Le magnésium cède deux électrons : c'est l.....  
Le dioxygène est l..... : il tend à acquérir deux électrons supplémentaires.

Quelle est la formule prévisible de l'oxyde de magnésium ?

Ion  $Mg^{2+}$  et ion oxyde  $O^{2-}$  : composé ionique électriquement neutre si 1  $Mg^{2+}$  et 1  $O^{2-}$  :

La formule prévisible de l'oxyde est .....

*Rem : MgO est la magnésie dont gymnases, haltérophiles ou encore escaladeurs s'enduisent les mains.*

Écrire l'équation chimique de la réaction de combustion du magnésium :



La combustion émet une lumière blanche très très vive, riche en UV ; il faut donc éviter de regarder directement la flamme et il faut se protéger la vue avec des lunettes appropriées.

## 2) Action du magnésium et du fer sur l'acide chlorhydrique

- ☐ Coupez un bout d'un ruban de magnésium.
- ☐ Déterminez sa masse et pesez la même masse de poudre de fer avec la balance de précision.
- ☐ Dans deux erlenmeyers introduisez 50 mL d'acide chlorhydrique à 2 mol/L et versez-y à l'instant 0 les deux métaux (Mg et Fe) .

Quelle est la durée de l'expérience (utiliser un chronomètre) ?

Que compare-t-on par cette expérience. La « même masse » est-elle un choix judicieux ?  
Que pourrait-on prendre comme critère ?

Les métaux se retrouvent à l'état d'ions, proposez un bilan pour chaque réaction.

## 3. Pour terminer, quelques tests de flamme et un feu de bengale ...

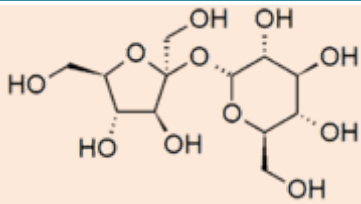



### a) Tests de flamme

- ☐ Vous disposez de quatre solutions de : chlorure de sodium, chlorure de calcium, chlorure de strontium, sulfate de cuivre.
- ☐ Faites tremper des morceaux de bois dans chaque boîte.
- ☐ Une fois le bois imbibé, portez-le dans la flamme bien vive et pointue du bec de gaz.

*Observations et commentaires ?*

### b) Réaction rédox vive : feu de Bengale...

- ☐ Avec les balances ordinaires, pesez séparément dans des papiers filtre pliés en deux, 1 g de sucre en poudre et 1 g de chlorate de potassium.

Sucre en poudre : saccharose	Chlorate de potassium : $\text{KClO}_3$
	 comburant. Provoque ou aggrave un incendie
formule moléculaire ?	 pollue – effet néfaste sur l’environnement
nombre d’insaturations ?	 altère la santé

**Attention à ne pas mélanger violemment ces deux poudres, risque de combustion vive !**

- ☐ Réduisez le chlorate **SEUL** en poudre en l’écrasant la spatule. Mélangez les deux solides en versant les contenus des papiers les uns dans les autres 4 fois.
- ☐ Ajoutez alors une pointe de spatule de sel de **strontium** et re-mélangez le tout. Déposez le mélange en tas sur une brique, sous la hotte.
- ☐ Allumez le avec une allumette. Le sucre ordinaire a pour formule  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Le chlorate de potassium  $\text{KClO}_3$  est transformé en chlorure de potassium  $\text{KCl}$ . Le sucre est transformé en dioxyde de carbone et en eau, ou en carbone et en eau. (comme lors de l’action de l’acide sulfurique concentré sur le même sucre...conduisant à une sorte de caramel raté).

Proposez un bilan pour la réaction de transformation du sucre en dioxyde de carbone et en eau.

Envie de prolonger cette séance ? Découvrez les fabuleuses vidéos de Monsieur Martyn Poliakoff, que nous sommes heureux d’avoir rencontré l’an passé !

<http://www.periodicvideos.com>

