

Évolution des propriétés chimiques dans la classification périodique des éléments

A. Préliminaires

1) Rappels sur l'atome et l'élément chimique

- Un **atome** est une entité électriquement neutre, constituée d'un **noyau** chargé positivement et d'**électrons** chargés négativement en mouvement autour du noyau. Le noyau correspond à un assemblage de **nucléons** : les **protons** (de charge opposée à celle de l'électron) et les **neutrons** (qui ne sont pas chargés). Le nombre de nucléons est appelé **nombre de masse** et noté **A**. Le nombre de protons est nommé **numéro atomique** et noté **Z**.

Un atome se représente par la notation suivante : ${}^A_Z X$ (exemples : ${}^{12}_6 C$, ${}^{238}_{92} U$)

- Un **élément chimique** (noté X) est caractérisé par son numéro atomique Z. Tous les représentants d'un élément chimique ont le même nombre de protons dans leur noyau. Des atomes isotopes ont un même numéro atomique Z mais des nombres de nucléons A différents : ils appartiennent au même élément.

Exemples : ${}^{12}_6 C$ (présent à 99%), ${}^{14}_6 C$ (présent à l'état de traces, utile pour la datation); ${}^{238}_{92} U$ (présent à 99%), ${}^{235}_{92} U$ (présent à 1%, utile pour la fission nucléaire).

Un corps simple est constitué d'un seul élément (O_2 par exemple) alors qu'un corps composé en possède au moins deux (H_2O par exemple).

- La notion d'élément chimique a émergé lentement à partir du XVI^{ème} siècle. Le nombre d'éléments découverts est passé progressivement d'une dizaine dans l'antiquité à une douzaine au XVII^{ème} siècle, à plus de soixante au milieu du XIX^{ème} siècle et à plus de cent éléments avec les travaux des physiciens nucléaires actuels. Il est donc devenu vite nécessaire de les classer.

2) La classification périodique des éléments (cf. page 8)

Les premières tentatives de classement des éléments chimiques datent du XVIII^{ème} siècle. En 1869, la classification périodique de Mendeleïev, établie par ordre croissant des masses atomiques, rend compte de la périodicité des propriétés chimiques des éléments.

La classification actuelle se présente sous la forme d'un tableau de **sept lignes**, appelée **période**, numérotées de haut en bas et de **dix-huit colonnes** numérotées de gauche à droite. Les éléments chimiques sont rangés de la gauche vers la droite dans le tableau de la classification périodique selon leur **numéro atomique Z croissant**.

3) Propriétés chimiques dans la classification périodique

- ❖ Les atomes des éléments appartenant à une même colonne du tableau périodique présentent des propriétés chimiques voisines : ces éléments constituent une **famille chimique**. Nous étudierons entre autres la famille des halogènes (17^{ème} colonne : chlore, brome, iode...).
- ❖ Sur une même période (même ligne), les propriétés chimiques des atomes des éléments qui se suivent évoluent notablement. Nous le verrons entre autres pour les éléments de la 3^{ème} période (sodium, magnésium, soufre, chlore...).

B. Etude expérimentale

1) Combustion de quelques corps simples dans le dioxygène. Caractère acide ou basique des oxydes obtenus.

a. Combustion du carbone dans le dioxygène

Matériel :

- flacon préalablement rempli de dioxygène (et d'une petite quantité d'eau) ;
- bouchon de liège avec un fil de fer pour tenir le morceau de charbon ;
- allumette ;
- eau de chaux ;
- bleu de bromothymol (BBT) ; zone de virage entre pH = 6,0 et pH = 7,6, il vire du jaune (milieu acide) au bleu (milieu basique).

☞ Porter à incandescence un petit morceau de charbon à l'aide d'une allumette puis le placer rapidement dans le flacon de dioxygène (le morceau de charbon ne doit pas tremper dans l'eau).

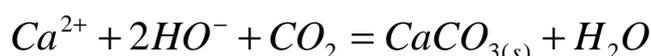
Observation :

☞ Agiter le flacon et verser quelques millilitres de son contenu dans deux tubes à essais. Ajouter dans chaque tube :

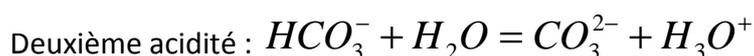
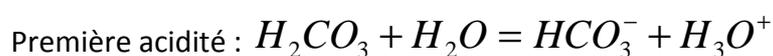
- soit de l'eau de chaux : Tube 1 ;
- soit quelques gouttes de BBT : Tube 2.

Observation et interprétation :

Tube 1 : L'eau de chaux (hydroxyde de calcium : Ca^{2+} , $2HO^{-}$) se trouble (précipité blanc de calcaire : $CaCO_{3(s)}$) ce qui atteste de la présence de.....



Tube 2 : Le BBT devient ce qui caractérise un milieu Ceci s'explique par la présence du dioxyde de carbone qui est un diacide.



Equation bilan de la réaction de combustion et conclusion :

La combustion du carbone se fait selon la réaction d'équation bilan : $C_{(s)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$.

Le dioxyde de carbone obtenu est un **oxyde covalent** (différence d'électronégativité faible entre C et O) **acide**.

(L'électronégativité traduit la capacité d'un élément à attirer vers lui les électrons dans un doublet de liaison.)

b. Combustion du soufre dans le dioxygène

Matériel :

- flacon préalablement rempli de dioxygène (et d'une petite quantité d'eau) ;
- bouchon de liège avec un têt à combustion ;
- bec bunsen ;
- fleur de soufre ;
- bleu de bromothymol (BBT).

☞ On chauffe la fleur de soufre au bec bunsen puis on la place rapidement dans le flacon de dioxygène.

Observation :

.....

☞ On ouvre rapidement le flacon et on y verse quelques gouttes de BBT puis on rebouche rapidement et on agite.

Observation et interprétation :

Le BBT devient ce qui caractérise un milieu

Equation bilan de la réaction de combustion et conclusion :

La combustion du soufre se fait selon la réaction d'équation bilan : $S_{(s)} + O_{2(g)} = SO_{2(g)}$.

Le dioxyde de soufre se dissout ensuite dans l'eau selon la réaction d'équation bilan :

$SO_{2(g)} + H_2O_{(l)} = H_2SO_{3(aq)}$; il y a formation de l'acide sulfureux, qui est un diacide.

Le dioxyde de soufre obtenu est un **oxyde covalent** (différence d'électronégativité faible entre S et O) **acide**.

c. Combustion du magnésium dans le dioxygène

Matériel :

- flacon préalablement rempli de dioxygène (et d'une petite quantité d'eau);
- bouchon de liège avec crochet ;
- ruban de magnésium (5cm);
- allumette ;
- bleu de bromothymol (BBT).

☞ Fixer le ruban de magnésium au crochet du bouchon de liège. Enflammer le ruban avec une allumette et le placer dans le flacon de dioxygène. **Ne pas regarder directement la lumière émise lors de la combustion du ruban car elle est très riche en UV.**

Observation :

.....

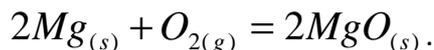
☞ Ouvrir rapidement le flacon et y verser quelques gouttes de BBT puis reboucher rapidement et agiter.

Observation et interprétation :

Le BBT devient ce qui caractérise un milieu

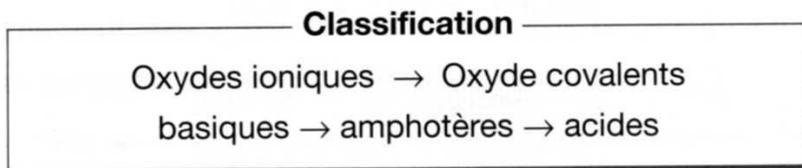
Equation bilan de la réaction de combustion et conclusion :

La combustion du magnésium se fait selon la réaction d'équation bilan :



L'oxyde de magnésium (magnésie) obtenu est un **oxyde ionique** (différence d'électronégativité forte entre Mg et O) **basique**.

d. Bilan sur les oxydes dans la classification périodique



2) Propriétés réductrices des alcalins

a. Expérience : action du sodium sur l'eau

Matériel :

- cristallisoir rempli d'eau ;
- plaque de protection ;
- sodium (Na) ;
- phénolphtaléine ; zone de virage entre pH = 8,2 et pH = 10, elle vire de l'incolore (milieu acide) au rose (milieu basique).

☞ Dans un cristallisoir rempli d'eau additionnée de phénolphtaléine, on dépose un **petit** morceau de sodium préalablement décapé.

Observation et interprétation :

Le sodium flotte sur l'eau et disparaît petit à petit en colorant la solution initialement incolore en rose (milieu).

Equation bilan de la réaction d'oxydoréduction et conclusion :

Le sodium, réducteur du couple (Na^+ / Na), réagit avec l'eau, oxydant du couple (H_2O / H_2). La réaction d'oxydoréduction s'écrit :

b. Propriétés réductrices des alcalins

Les alcalins (1^{ère} colonne sauf l'hydrogène), éléments de la même famille chimique que le sodium, sont susceptibles de perdre un électron : ils sont **réducteurs**.

3) Propriétés oxydantes des halogènes (solution aqueuse de dihalogène)

a. Oxydation des ions thiosulfates par le diiode en solution aqueuse

Matériel :

- tube à essai ;
- empois d'amidon ;
- solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+, S_2O_3^{2-}$);
- solution aqueuse de diiode (I_2) : eau d'iode.

☞ On mélange dans un tube à essai un peu d'eau d'iode et quelques gouttes d'empois d'amidon (coloration bleu foncée de la solution). On ajoute un peu de solution de thiosulfate de sodium.

Observation et interprétation :

La solution se décolore ce qui traduit la disparition du

Equation bilan de la réaction d'oxydoréduction et conclusion :

Le diiode, oxydant du couple (I_2 / I^-), réagit les ions thiosulfates, réducteurs du couple ($S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$). La réaction d'oxydoréduction s'écrit :

b. Oxydation d'une solution aqueuse de sulfate de fer II par l'eau de chlore

Matériel :

- tubes à essai ;
- solution aqueuse de sulfate de fer II : sel de Mohr (contient des ions Fe^{2+});
- hydroxyde de sodium (HO^-, Na^+);
- solution de thiocyanate de potassium (SCN^-, K^+);
- solution aqueuse de dichlore (Cl_2) : eau de chlore.

☞ Dans un tube à essai contenant de l'eau de chlore, rajouter un peu de sel de Mohr.

☞ Dans trois tubes à essais verser :

- soit le mélange obtenu en ajoutant un peu de thiocyanate de potassium : Tube 1 ;
- soit le mélange obtenu en ajoutant un peu d'hydroxyde de sodium : Tube 2 ;
- soit le sel de Mohr en ajoutant un peu d'hydroxyde de sodium : Tube 3.

Observation et interprétation :

Tube 1 : complexe, $Fe^{3+} + SCN^- = [Fe(SCN)]^{2+}$.

Tube 2 : précipité, $Fe^{3+} + 3HO^- = Fe(OH)_{3(s)}$.

Tube 3 : précipité, $Fe^{2+} + 2HO^- = Fe(OH)_{2(s)}$.

Equation bilan de la réaction d'oxydoréduction et conclusion :

Le dichlore, oxydant du couple (Cl_2 / Cl^-), réagit les ions Fe^{2+} , réducteurs du couple (Fe^{3+} / Fe^{2+}). La réaction d'oxydoréduction s'écrit :

c. Propriétés oxydantes des halogènes

Les halogènes (17^{ème} colonne) sont susceptibles de gagner des électrons : ils sont **oxydants**.

4) Précipitation des ions halogénures

a. Action du nitrate d'argent sur les ions halogénures

Matériel :

- 3 tubes à essai ;
- solutions de chlorure de potassium (Cl^- , K^+), de bromure de potassium (Br^- , K^+) et d'iodure de potassium (I^- , K^+);
- solution de nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-).

☞ Dans trois tubes à essai contenant respectivement quelques mL d'une solution de chlorure de potassium (Tube 1), de bromure de potassium (Tube 2) et d'iodure de potassium (Tube 3), verser quelques gouttes de nitrate d'argent.

Observation et interprétation :

Tube 1 : précipitéde chlorure d'argent, $Ag^+ + Cl^- = AgCl_{(s)}$.

Tube 2 : précipité de bromure d'argent,

Tube 3 : précipitéd'iodure d'argent,

☞ Si on place ces précipités à la lumière, ils deviennent violet-noir suite à une réaction photochimique avec l'argent.

b. Action du nitrate de plomb sur les ions halogénures

Matériel :

- 3 tubes à essai ;
- solutions de chlorure de potassium (Cl^- , K^+), de bromure de potassium (Br^- , K^+) et d'iodure de potassium (I^- , K^+);
- solution de nitrate de plomb ($Pb^{2+} , 2NO_3^-$).

☞ Dans trois tubes à essai contenant respectivement quelques mL d'une solution de chlorure de potassium (Tube 1), de bromure de potassium (Tube 2) et d'iodure de potassium (Tube 3), verser quelques gouttes de nitrate de plomb.

Observation et interprétation :

Tube 1 : précipitéde chlorure de plomb, $Pb^{2+} + 2Cl^{-} = PbCl_{2(s)}$.

Tube 2 : précipitéde bromure de plomb,

Tube 3 : précipitéd'iodure de plomb,

