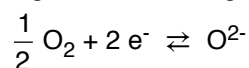
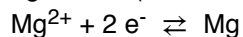


CLASSIFICATION PÉRIODIQUE - TP

1. Oxydation d'un métal par un non-métal

1.1. Réaction du magnésium dans l'air

- Le magnésium (métal, très réducteur) réagit avec le dioxygène de l'air :



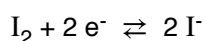
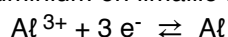
ce qui donne : $\text{Mg} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$.

- À l'aide d'un bec Bunsen (derrière une vitre de protection contre les projections), chauffer un petit morceau de ruban de Mg (tenu avec une pince métallique) ; observer ; conclure.

♦ remarque : la réaction avec le dichlore donne de façon analogue le chlorure MgCl_2 .

1.2. Réaction de l'aluminium avec le diiode (manipulation du professeur)

- L'aluminium en limaille réagit de même avec le diiode en poudre :



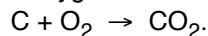
ce qui donne : $\text{Al} + \frac{3}{2} \text{I}_2 \rightarrow \text{AlI}_3$.

♦ remarque : le démarrage de la réaction est accéléré par la présence d'humidité, à cause de la dissolution du diiode qui conduit à un meilleur contact (ensuite, la réaction exothermique vaporise le diiode).

2. Oxydation d'un non-métal par un non-métal plus électronégatif

2.1. Réaction du carbone dans le dioxygène

- Dans une même ligne du tableau, l'électronégativité augmente vers la droite ; ainsi, le carbone est oxydé par le dioxygène :

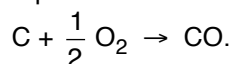


♦ remarque : l'écriture de ce type de réactions à partir de demi-réactions d'oxydo-réduction est possible, mais ni l'équilibre avec des ions O^{2-} (comme les composés ioniques), ni l'équilibre avec H^+ et H_2O (comme dans les solutions), ne sont vraiment appropriés.

- À l'aide d'un bec Bunsen, enflammer un petit morceau de charbon de bois dans un têt à combustion (fixé sur un support approprié) ; l'introduire dans un flacon de dioxygène ; observer la réaction.

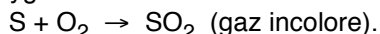
Ajouter un peu d'eau de chaux et agiter ; observer ; conclure.

♦ remarque : dans d'autres conditions expérimentales, on peut aussi obtenir une combustion incomplète :



2.2. Réaction du soufre dans le dioxygène

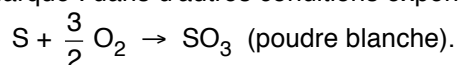
- Dans une même colonne du tableau, l'électronégativité diminue vers le bas ; ainsi, le soufre est oxydé par le dioxygène :



- À l'aide d'un bec Bunsen (sous la hotte), enflammer une petite quantité de soufre dans un têt à combustion (fixé sur un support approprié) ; l'introduire dans un flacon de dioxygène ; observer la réaction.
- Dans un bécher, préparer un peu d'eau contenant quelques gouttes d'héliantine ; l'introduire dans le flacon précédent et agiter ; observer (en solution, il se forme de l'acide sulfureux H_2SO_3) ; conclure.

Donnée : l'indicateur coloré héliantine est jaune en milieu neutre ou basique, et rouge en milieu acide (virage à $\text{pH} \approx 4$).

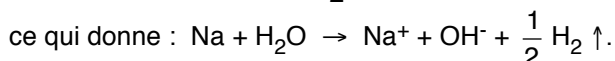
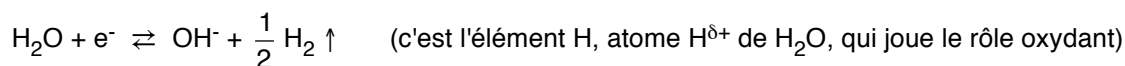
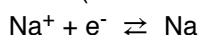
♦ remarque : dans d'autres conditions expérimentales, on peut aussi obtenir une combustion plus complète :



3. Oxydation d'un métal (réducteur) par l'eau

3.1. Réaction du sodium (manipulation du professeur)

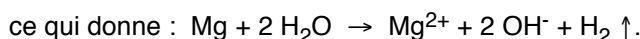
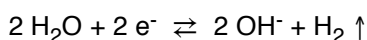
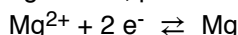
- Le sodium (très réducteur) réagit vivement sur l'eau :



La basicité de la solution peut être mise en évidence par la phénol-phtaléine.

3.2. Réaction du magnésium

- Le magnésium, plus à droite et moins réducteur, réagit d'une façon analogue, mais très lentement :

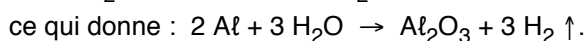
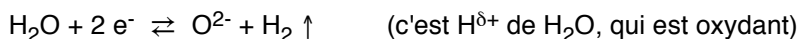
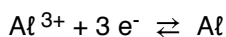


On obtient ainsi une solution d'hydroxyde de magnésium ($\text{Mg}(\text{OH})_2$).

- Préparer un tube à essais et y ajouter quelques gouttes de phénol-phtaléine ; y plonger un petit morceau de ruban de Mg (préalablement gratté pour éliminer la couche d'oxyde) ; laisser réagir 15 min (la durée d'une autre expérience) ; observer ; conclure.

Donnée : l'indicateur coloré phénol-phtaléine est incolore en milieu neutre ou acide, et rouge-violacé en milieu basique (virage à $\text{pH} \approx 10$).

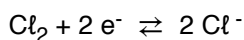
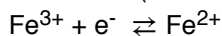
♦ remarque : l'aluminium, encore un peu moins réducteur, réagit tout de même à chaud (problème des extincteurs à eau lors des incendies avec structures métalliques incandescentes) :



4. Réactions en solution

4.1. Oxydation du fer par le dichlore

- L'eau de chlore (solution de dichlore) oxyde les ions Fe^{2+} :

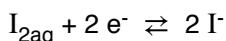
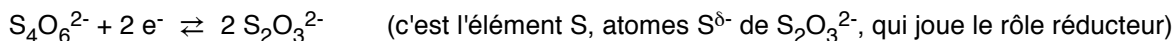


ce qui donne : $2 \text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_{2\text{aq}} \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{Cl}^-$.

- Sous la hotte, verser un peu de solution d'ions Fe^{2+} dans un flacon d'eau de chlore ; ajouter des ions thiocyanate (SCN^-) pour identifier la présence des Fe^{3+} formés (comparer à l'action sur une solution d'ions Fe^{2+}) ; observer ; conclure.

4.2. Oxydation du soufre par le diiode

- Les ions thiosulfate réduisent le diiode :



ce qui donne : $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_{2\text{aq}} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{I}^-$.

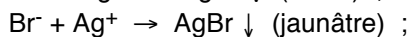
♦ remarque : le diiode est peu soluble dans l'eau, mais on peut dissoudre facilement quelques cristaux de I_2 dans une solution d'ions I^- : la dissolution se fait sous forme d'ions I_3^- (brun) ; ceci ne fausse généralement pas les raisonnements effectués avec $\text{I}_{2\text{aq}}$.

- Dans une solution de $\text{I}_{2\text{aq}}$, verser une quantité de solution de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ suffisante pour obtenir la décoloration (disparition de $\text{I}_{2\text{aq}}$) ; conclure.

5. Analogies entre éléments d'une même colonne

- Quand on passe d'une période à la suivante dans une même colonne de la classification, on observe principalement une analogie de propriétés, bien qu'il y ait tout de même une évolution progressive (en plus des variations de masse).

Ceci ne se limite pas aux réactions d'oxydo-réduction, par exemple pour les précipités des halogénures :



♦ remarque : on obtient des précipités analogues avec Pb^{2+} ; ceux avec l'argent noircissent à la lumière (surtout avec les rayons U.V.).

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE - TP

Au bureau

- solution de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ($\approx 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$)
- solution de I_2 dans KI ($\approx 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$)
- solution d'ions Fe^{2+} ($\approx 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$)
- solution d'ions SCN^- ($\approx 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$)
- solutions de KCl, KBr et KI ($\approx 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$)

♦ remarque : de façon générale, les tests de réactions qualitatifs ne nécessitent que 100 à 200 mL de solutions pour chaque séance de TP

- cristalliseur avec vitre de protection
- sodium ; soucoupe ; couteau ; pincette ; papier ; alcool ; verre à pied (en verre)
- phénolphtaléine

hotte n°4

- capsule en verre sur soucoupe
- bocal en verre servant de mini-hotte sous la hotte
(assez grand pour recouvrir aisément la capsule et limiter la dispersion des vapeurs de I_2)
- spatules et bécher
- cristaux de I_2
- mortier et pilon (pour réduire I_2 en poudre)
- poudre d'aluminium
- pipette et bécher (pour ajouter une goutte d'eau)

pour chaque groupe

(8 groupes)

- flacon de dioxygène
- quelques tubes à essai
- papier de verre
- pince métallique
- spatule
- phénolphtaléine
- hélianthine
- eau de chaux
- solution de nitrate d'argent ($\approx 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$)

hotte n° 1

(8 groupes par rotations)

- 1.1.
 - pince métallique
 - brique réfractaire
 - ruban de magnésium
 - papier de verre
- 4.1.
 - eau de chlore
 - pipettes

hotte n° 2

(4 groupes par rotations)

- 2.1.
 - pince métallique
 - brique réfractaire
 - bûchette de charbon de bois sur support
 - têt à combustion sur support
 - bec Bunsen (avec allumettes)

hotte n° 3

(4 groupes par rotations)

- 2.2.
 - pince métallique
 - brique réfractaire
 - soufre fleur
 - têt à combustion sur support
 - bec Bunsen (avec allumettes)