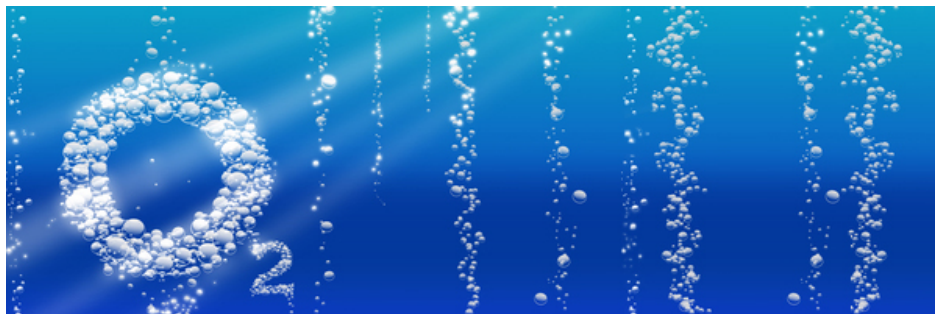


L'oxygène



I- Introduction

L'oxygène est un élément chimique gazeux ($T_f = -218,4^\circ\text{C}$, $T_{eb} = -183^\circ\text{C}$). Dans les conditions normales, l'oxygène est un gaz sans couleur et inodore ; il se condense dans un liquide bleu-clair. L'oxygène fait partie d'un petit groupe de gaz littéralement paramagnétique.

Il est d'un grand intérêt parce qu'il est l'élément essentiel dans les processus respiratoires de la plupart des cellules vivantes et dans les processus de combustion. C'est l'élément le plus abondant dans la croûte terrestre. Presque un cinquième d'air (en volume) est de l'oxygène. L'oxygène gazeux non-combiné existe sous la forme de molécules diatomiques (O_2) mais il existe également en forme triatomique (O_3) appelé l'ozone.

La découverte de l'oxygène est attribuée le plus souvent à « Priestley » en 1774, observation d'un gaz inflammable par chauffage de l'oxyde de mercure.

L'oxygène fut en réalité découvert deux ans plus tôt par le chimiste suédois « Scheele » en 1772. Son livre *Traité chimique de l'air du feu* ne paraît toutefois qu'en 1775.

Le chimiste français « Lavoisier » déclara une découverte indépendante : une étude des phénomènes d'oxydation et de combustion, a démontré que l'air est un mélange de deux gaz : « l'air vital » essentiel à la respiration et à la combustion, et l'azote.

Le nom sera ensuite modifié en "oxygène" (un nom grec : oxy : acide, gene : générateur), Lavoisier pensant à tort que l'oxygène est un constituant de tous les acides. C'est en réalité l'hydrogène. L'oxygène n'est pas acidifiant mais oxydant.

II- Préparation de l'oxygène :

II-1. Préparation industrielle :

L'oxygène peut être séparé de l'air par liquéfaction à -200°C et distillation, l'évaporation du N_2 à $-195,8^\circ\text{C}$ et du O_2 à -183°C .

II-2. Préparation au laboratoire :

L'oxygène est obtenu par chauffage des composés oxygénés

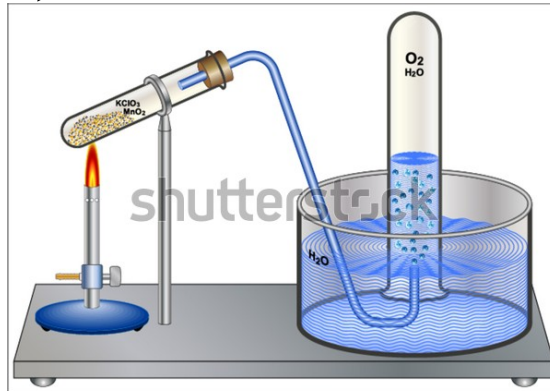
- A partir d'oxydes métalliques :



- A partir des sels riches en oxygène :



- A partir des peroxydes :



III- Propriétés chimiques de l'oxygène :

L'oxygène réagit avec la majorité des éléments du tableau périodique conduisant à des **oxydes**, des **peroxydes** et des **superoxydes**.

1- Les oxydes (l'oxygène est sous forme de O^{2-})

La plupart des minéraux connus sur Terre sont en fait des oxydes et ils sont très répandus dans l'univers. Beaucoup d'oxydes ont une grande importance : le plus important d'entre eux est l'oxyde d'hydrogène qui n'est rien d'autre que l'eau.

- **Les oxydes non-métalliques :**

La combinaison de l'oxygène avec les éléments non métalliques donne des composés covalents comme le B_2O_5 , le SO_2 , le P_2O_5 (inflammation spontanée), le CO et CO_2 , le SiO_2 et le diazote qui exige une température élevée (2000°C) NO et NO_2 .

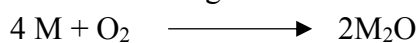
- **Les oxydes métalliques :**

Les oxydes métalliques se forment par combinaison de l'oxygène avec les métaux de transition avec différents états d'oxydation conduisant à des composés ioniques de formules variées (MO , MO_2 , MO_4 , M_2O_3).



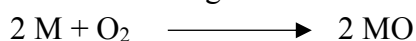
- **Les oxydes des métaux alcalins :**

Avec une configuration électronique (ns^1), leur formule générale est M_2O



- **Les oxydes des métaux alcalino-terreux :**

Avec une configuration électronique (ns^2), leur formule générale est MO



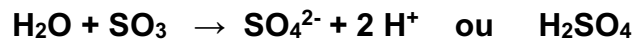
Comportement des oxydes en solution aqueuse :

Une propriété importante des oxydes est leur comportement vis-à-vis de l'eau.

Oxydes acides :

des oxydes covalents formés avec les non métaux : les éléments les plus électronégatifs ou certains métaux (SO_2 , CO_2 et MnO_7). Beaucoup réagissent avec l'eau pour donner des acides

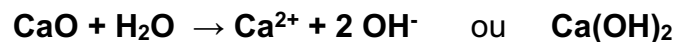
Soit un oxyde covalent SO_3 avec ($\Delta\chi \sim 1$), l'action de l'eau est la suivante



Oxydes basiques :

des oxydes fortement ioniques formés avec les alcalins, les alcalino-terreux, les terres rares et les oxydes de faible degré d'oxydation des métaux de transition (MgO , Na_2O et MnO), en particulier Na_2O qui réagit avec l'eau pour donner NaOH

Soit un oxyde ionique CaO avec ($\Delta\chi \sim 2,5$), l'action de l'eau est la suivante :



Oxydes ampholytes :

entre les deux on trouve les oxydes amphotères comme CuO ou Al_2O_3 qui se comportent comme les oxydes acides ou comme les oxydes basiques.

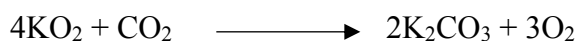
Oxydes neutres : CO, NO et MnO₂

2- Les peroxydes (l'oxygène est sous forme de O_2^{2-})

Un peroxyde est un composé contenant un groupe fonctionnel peroxy R-O-O-R . les peroxydes sont des oxydants très forts, l'un des plus importants des peroxydes est le peroxyde d'hydrogène (l'eau oxygéné) H_2O_2 .

3- Les superoxydes (l'oxygène est sous forme de O_2^-)

Les composés de l'ion superoxyde se forment naturellement par réaction directe avec quelques métaux comme le superoxyde de potassium KO_2 : utilisé industriellement pour l'élimination de CO_2



Application des oxydes:

- les oxydes sont utilisés comme source de composés : acides, bases, oxydants, réducteurs...
- On les trouve dans les matériaux inorganiques : verres (SiO_2 ...)
- Les oxydes métalliques sont des semi-conducteurs
- Des capteurs de gaz à oxydes de métaux semi-conducteurs (capteurs à base d'oxyde d'étain SnO_2).
- CuO , ZnO , MnO_2 et Al_2O_3 utilisés comme photo-catalyseurs (distillation solaire)
- Utilisés dans les réacteurs photocatalytiques pour la dépollution de l'air et de l'eau
- Colorants pour la céramique....

Exemple : l'oxyde de fer rouge est utilisé dans diverses applications, du verre aux tuiles, aux peintures, aux revêtements de sol, aux céramiques, ainsi que dans de nombreuses autres applications. Les oxydes synthétiques sont souvent très coûteux lorsqu'un oxyde naturel est rentable et peut être utilisé dans de nombreux domaines. L'oxyde de fer rouge est un produit incroyablement polyvalent aux applications infinies dans de nombreux secteurs.

