

# Oxygène, Ozone et Peroxyde d'hydrogène

Cours

## Chimie Minérale Descriptive



Saliha Guermouche - Chérifa Rabia

Editions Al-Djazair

Pr. Saliha Guermouche  
USTHB

Pr. Chérifa Rabia  
USTHB

# **Oxygène, Ozone et Peroxyde d'Hydrogène**

## **Chimie Minérale Descriptive**

Cours

Editions Al-Djazair

# SOMMAIRE

## Chapitre IV : L'OXYGENE, L'OZONE ET LES PEROXYDES

### I. L'oxygène

#### I.1 Introduction

#### I.2 Caractéristiques

#### I.3 Composés chimiques

#### I.4 Propriétés acido-basiques et redox

##### I.4.1 Propriétés acido-basiques

##### I.4.2 Propriétés redox

#### I.5 Applications

#### I.6 Production

### II. L'ozone

#### II.1 Introduction

#### II.2 Caractéristiques

#### II.3 Composés chimiques

#### II.4 Propriétés redox

#### II.5 Applications

#### II.6 Production

### III. Le peroxyde d'hydrogène

#### III.1 Introduction

#### III.2 Caractéristiques

#### III.3 Composés chimiques

#### III.4 Propriétés acido-basiques et redox

##### III.4.1 Propriétés acido-basiques

III.4.2 Propriétés redox

III.5 Applications

III.6 Production

# L'OXYGÈNE, L'OZONE ET LES PEROXYDES

## I. L'oxygène

### I.1 Introduction

L'oxygène a été découvert par Scheele (1771), confirmé par Priestley (1774) et nommé par Lavoisier (1778). Le nom oxygène vient du grec oxys signifiant acide et gennân signifiant engendrer.

L'oxygène est un gaz indispensable à beaucoup de formes de vie. C'est un composant essentiel des espèces chimiques, qui se retrouvent dans tout être vivant, telles que les acides aminés, sucres, etc... La masse de l'oxygène, représentant environ la moitié de celle de la croûte terrestre, est répartie comme suit :

- 87,0 % de la masse des océans, sous forme d'eau,
- 46,4 % de la masse de la croûte terrestre, en particulier, sous forme d'oxydes et de silicates,
- 23,1 % de la masse de l'air ( $1,2 \cdot 10^{15}$  tonnes), sous forme d'oxygène moléculaire ( $O_2$ ) ou d'ozone ( $O_3$ ), soit 21 % du volume total de l'atmosphère terrestre,
- 62,5 % de la masse du corps humain,
- jusqu'à 88 % de la masse de certains animaux marins.

L'oxygène existe sous forme de 3 isotopes, l'oxygène 16,  $^{16}O$  (99,75%), l'oxygène 17,  $^{17}O$  (0,0374%) et l'oxygène 18,  $^{18}O$  (0,2039%). L'oxygène 17 est utilisé comme marqueur pour élucider des mécanismes réactionnels. Dans l'étude de la photo-respiration, le marquage par  $^{18}O_2$  de l'atmosphère permet de mesurer le flux de consommation d'oxygène, alors même que la plante produit de l'oxygène sous lumière, par la photosynthèse. Dans les conditions de l'atmosphère préindustrielle, il a été constaté que, la majorité des plantes reconsume par photo-respiration, la moitié de la production photosynthétique d'oxygène. Le rendement de la photosynthèse est ainsi réduit de moitié par la photo-respiration.

### I.2 Caractéristiques

L'oxygène (O), gaz incolore, inodore et insipide est un élément chimique de la famille des chalcogènes constituant le sous-groupe VIA (ou le 16<sup>ième</sup> groupe) de la classification périodique. Sa structure électronique est :  $2s^2 2p^4$ . Dans les conditions normales de

température et de pression, l'oxygène est un gaz sous forme de molécules diatomiques (O<sub>2</sub>). Le dioxygène est une molécule paramagnétique avec 2 électrons célibataires. Le tableau 1 regroupe certaines caractéristiques de l'atome d'oxygène.

Tableau 1 : Caractéristiques de l'atome d'oxygène

|   |                              |
|---|------------------------------|
| Numéro atomique   | 8                            |
| Masse atomique  | 15,9994                      |
| Rayon atomique (Å)  | 0,74                         |
| Rayon ionique (Å)   | 0,14 (pour O <sup>2-</sup> ) |
| Electronégativité de Pauling                                  | 3,44                         |
| Affinité électronique (kJ.mol <sup>-1</sup> )                 | 141                          |
| Energie de 1 <sup>re</sup> ionisation (kJ.mol <sup>-1</sup> ) | 1313,9                       |
| Energie de liaison (kJ.mol <sup>-1</sup> )                    | 502 (O=O)                    |
| Température de Fusion (°C)                                    | -218,79                      |
| Température d'ébullition (°C)                                 | -182,95                      |
| Masse volumique (g.cm <sup>-3</sup> )                         | 1,429                        |

### I.3 Composés chimiques

L'oxygène est l'élément le plus électronégatif après le fluor. Il peut se combiner avec tous les éléments du Tableau Périodique pour donner des oxydes. La plupart des minéraux connus sur Terre sont des oxydes.

L'origine de la notion d'oxydation est liée à l'électronégativité élevée de l'oxygène et à sa situation comme élément le plus répandu sur Terre. On considère formellement que dans les oxydes, combinaison de l'oxygène avec un élément donné, il y a un transfert total d'électrons externes de cet élément vers l'oxygène. La charge de l'oxygène est ainsi de -2. Avec cette charge, l'oxygène acquiert la configuration électronique du gaz rare, le néon (<sub>10</sub>Ne). Le nombre d'oxydation (no) de l'élément représente alors la charge de cet élément nécessaire pour réaliser cette condition.

### - Oxydes métalliques

Les oxydes métalliques ont une structure cristalline et la liaison entre le métal et l'oxygène est de type ionique. Tous les métaux forment des oxydes avec l'oxygène à cause de l'agressivité du dioxygène qui recouvre tous les métaux d'une fine couche d'oxyde (même l'or). Sans cette couche d'oxyde, une barre de métal coupée en deux se recollerait par simple contact.

Avec les alcalins et les alcalino-terreux, on obtient des oxydes  $M_2O$  et  $MO$  respectivement et avec les métaux de transition des oxydes multiples pour un élément donné ( $FeO$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Fe_3O_4$ ,  $CoO$ ,  $Co_2O_3$ ,  $CrO_3$ ,  $Cr_2O_3$ ).

On distingue les oxydes stoechiométriques  $E_xO_y$  dont l'élément E a un seul degré d'oxydation ( $FeO$ ,  $Fe_2O_3$ ) des oxydes non stoechiométriques dont l'élément E peut présenter des degrés d'oxydation variables tels que  $Fe_3O_4$  où le fer présente les degrés d'oxydation (II) et (III). Les oxydes non stoechiométriques peuvent également correspondre à un excès d'atomes d'oxygène tels que  $Cu_{2-x}O$  et  $UO_{2+x}$ . Dans ces oxydes, il y a des atomes d'oxygène qui s'insèrent dans les interstices (sites tétraédriques ou octaédriques du réseau cristallin).

### - Oxydes non-métalliques

Les oxydes non métalliques sont des composés covalents où l'oxygène suit la règle de l'octet. Il peut former deux liaisons simples (eau, éthers, alcool), une liaison double (cétone, aldéhyde, acide organique), 3 liaisons simples ( $H_3O^+$  et  $R_3O^+$ ) et une liaison simple et l'acceptation d'un électron, ( $-OR$  et  $-OH$ ). De plus, il peut former des liaisons hydrogène.

Avec un élément donné, l'oxygène peut conduire à plusieurs oxydes:

- oxydes de chlore :  $Cl_2O$ ,  $ClO_2$ ,  $ClO_3$ ,  $Cl_2O_7$ ,
- oxyde d'azote: toutes les formes oxydées de l'azote peuvent être notées  $NO_x$  :  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  et  $N_2O_5$ ,
- oxyde de carbone : toutes les formes oxydées du carbone peuvent être notées  $CO_x$  :  $CO$ ,  $CO_2$ ,  $C_3O_2$ ,  $C_{12}O_9$ ,  $C_3O$ ,  $CO_4$ .

Il existe plusieurs nomenclatures pour désigner les oxydes :

- oxyde de « nom de l'élément » (nombre d'oxydation de l'élément),
- préfixe correspondant au rapport (O/E) oxyde de « nom de l'élément ». Le rapport (O/E) représente le nombre d'atomes d'oxygène (O) sur le nombre d'atomes de l'élément E,

- terminaisons « eux » et « ique » lorsque l'élément E a deux degrés d'oxydation différents. La terminaison « eux » pour le degré d'oxydation le plus bas de l'élément et « ique » pour le plus élevé:  $\text{FeO}_2$  (oxyde ferreux) et  $\text{FeO}_3$  (oxyde ferrique),  $\text{Cu}_2\text{O}$  (oxyde cuivreux) et  $\text{CuO}$  (oxyde cuivrique). Si un seul type d'oxyde existe pour l'élément E, il n'est pas nécessaire de mettre le préfixe:  $\text{Na}_2\text{O}$  : oxyde de sodium,  $\text{MgO}$  : oxyde de magnésium.

Le tableau 2 donne des exemples de noms d'oxydes.

Tableau 2 : Noms des oxydes

| Rapport<br>O/E | Préfixe              | Oxydes métalliques  | Oxydes non métalliques  |
|----------------|----------------------|---|---|
| 1/2            | hémi                 | $\text{Na}_2\text{O}$ : oxyde de sodium (I)<br>ou hémioxyde de sodium             | $\text{Cl}_2\text{O}$ : oxyde de chlore (I) ou<br>hémioxyde de chlore               |
| 1              | mono                 | $\text{CaO}$ : oxyde de calcium(II)   | $\text{CO}$ : oxyde de carbone (II) ou<br>monoxyde de carbone                       |
| 3/2            | Hémitri<br>ou sesqui | $\text{Cr}_2\text{O}_3$ : oxyde de chrome<br>(III) ou sesquioxyde de<br>chrome    | $\text{P}_2\text{O}_3$ : oxyde de phosphore<br>(III) ou sesquioxyde de<br>phosphore |
| 2              | di                   | $\text{MnO}_2$ oxyde de manganèse<br>(IV) ou dioxyde de<br>manganèse              | $\text{CO}_2$ : oxyde de carbone (IV)<br>ou dioxyde de carbone                      |
| 5/2            | hémipent             | $\text{V}_2\text{O}_5$ : oxyde de vanadium<br>(V) ou hémipentoxyde de<br>vanadium | $\text{P}_2\text{O}_5$ : oxyde de phosphore<br>(V) ou hémipentoxyde de<br>phosphore |
| 3              | tri                  | $\text{CrO}_3$ : oxyde de chrome<br>(III) ou trioxyde de chrome                   |   |
| 7/2            | hémihept             | $\text{Cr}_2\text{O}_7$ : oxyde de chrome<br>(VII) ou hémihépt oxyde de<br>chrome |   |



### - Hydroxydes

L'hydroxyde a pour formule  $M(OH)_x$  avec M, généralement un métal (NaOH,  $Ba(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ ...). Les hydroxydes alcalins sont très solubles dans l'eau et se comportent comme des bases fortes (sauf LiOH). Les autres hydroxydes sont plus ou moins solubles.

### - Composés organiques

L'oxygène entre dans la composition des molécules organiques telles que les alcools (R-OH), aldéhydes (R-CHO), cétones ( $R_2CO$ ), acides (R-COOH)...

## I.4 Propriétés acido-basiques et redox des oxydes

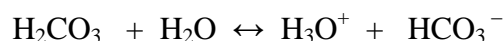
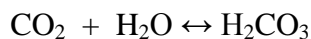
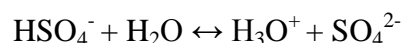
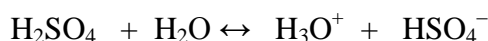
### I.4.1 Propriétés acido-basiques

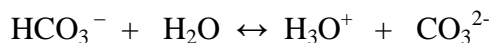
Une propriété importante des oxydes est leur comportement vis-à-vis de l'eau :

- dans le cas des oxydes métalliques (solides ioniques), en milieu aqueux, il y a libération de l'ion  $O^{2-}$  qui fixe un proton pour donner  $OH^-$ , ce qui confère à l'oxyde métallique un caractère basique.  $O^{2-}$  est une base très forte. Plus la liaison est ionique plus la force de basicité de l'oxyde est grande. Les oxydes alcalins ( $M_2O$ ) et alcalino-terreux (MO), à l'exception de l'oxyde de béryllium, réagissent avec l'eau pour donner des bases fortes:

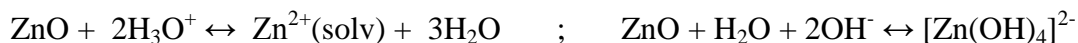


- dans le cas des oxydes non métalliques (composés covalents), en milieu aqueux, l'ion  $O^{2-}$  provenant de la molécule d'eau se fixe sur l'oxyde ( $CO_2$ ,  $SO_3$ ) et les protons de l'eau passent en solution, ce qui confère à l'oxyde non métallique un caractère acide. Ces oxydes sont généralement appelés des anhydrides ou oxydes acides.





- Certains oxydes réagissent avec l'eau pour donner des amphotères (CuO, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). Ils sont en général insolubles en milieu neutre (pH=7) mais solubles en milieu acide ou basique. En milieu acide, l'ion métallique se trouve solvaté, et en milieu basique, il se trouve complexé :



Le tableau 3 présente quelques exemples d'oxydes basiques, acides et amphotères.

Tableau 3 : Exemples d'oxydes basiques, acides et amphotères.

|                   |     |                                |                  |                                |                  |                                |
|-------------------|-----|--------------------------------|------------------|--------------------------------|------------------|--------------------------------|
| Li <sub>2</sub> O | BeO | B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  | CO <sub>2</sub>  | N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  |                  | OF <sub>2</sub>                |
| Na <sub>2</sub> O | MgO | Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | SiO <sub>2</sub> | P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> | SO <sub>3</sub>  | Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> |
| K <sub>2</sub> O  | CaO | Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | GeO <sub>2</sub> | As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | SeO <sub>3</sub> | Br <sub>2</sub> O              |
| Rb <sub>2</sub> O | SrO | In <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | SnO <sub>2</sub> | Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | TeO <sub>3</sub> | I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  |
| Cs <sub>2</sub> O | BaO | Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | PbO <sub>2</sub> | Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub> |                  |                                |

Oxydes basiques

Oxydes amphotères

Oxydes acides

Caractère acide croissant →

#### I.4.2 Propriétés redox

L'oxygène moléculaire (O<sub>2</sub>) et les composés contenant de l'oxygène tels que les oxydes d'azote (NO<sub>x</sub>), acide nitrique (HNO<sub>3</sub>), acide perchlorique (HClO<sub>4</sub>), peroxyde d'hydrogène (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) permanganate (KMnO<sub>4</sub>) et les chromates (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) ont des propriétés oxydantes. Certains oxydes peuvent poser des problèmes environnementaux : effet de serre (dioxyde de carbone) pollution atmosphérique nocive (oxydes d'azote, oxydes de soufre).

#### I.5 Applications

L'oxygène est indispensable à l'être humain, mais un excès peut endommager les poumons. Il est utilisé dans le traitement des intoxications au monoxyde de carbone (CO + 1/2O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub>).

L'oxygène moléculaire est utilisé :

- dans les industries chimique et pétrochimique, comme réactif (agent oxydant) dans un grand nombre de procédés : oxydation du méthane en gaz de synthèse (CO + H<sub>2</sub>),

oxydation de la biomasse en biocarburant, oxydation des alcanes, alcènes en composés oxygénés (alcool, cétone, aldéhyde, acide...),

- dans le blanchiment écologique du papier,
- dans le traitement des eaux usées, il augmente l'activité biologique.

## I.6 Production de l'oxygène

L'oxygène peut être produit par:

- distillation fractionnée de l'air liquide ( $T_{eb} = -183^{\circ}\text{C}$ ). La température d'ébullition de  $\text{N}_2$  est de  $-192^{\circ}\text{C}$ . Une colonne comportant un nombre élevé de plateaux est utilisée. Le procédé est très rentable, en raison des nombreuses utilisations industrielles de l'oxygène: réactif chimique (utilisé comme oxydant), comburant (fusées, aciéries,...), santé... ,
- électrolyse de l'eau avec l'oxygène ( $\text{O}_2$ ) à l'anode et l'hydrogène ( $\text{H}_2$ ) à la cathode,
- décomposition des chlorates, nitrates, oxydes et peroxydes.

## II. L'ozone

### II.1 Introduction

L'ozone ( $\text{O}_3$ ) a été découvert par Van Marum (1781), isolé et nommé par Schönbein (1839). Ozon vient du mot grecque *ozein* (exhaler une odeur, sentir). L'ozon est une variété gazeuse allotropique de l'oxygène moléculaire. C'est un gaz métastable se trouvant principalement dans les hautes couches de l'atmosphère, contribue à la filtration des rayons ultra-violet.

La relation entre l'ozon et les oxydes d'azote ( $\text{NO}_x$ ) provenant des véhicules et des industries, a été mise en évidence par Crutzen (1970), prix Nobel de Chimie (1995). Ainsi, l'ozon provient de la décomposition des oxydes d'azote (en particulier  $\text{NO}_2$ ) avec l'oxygène de l'air sous l'effet des rayons solaires ultraviolets. Sa concentration augmente dans l'air lorsque la température augmente. C'est un gaz à effet de serre.

L'ozon est l'un des polluants dangereux de l'air pour la santé. Au-delà de certains seuils, il est toxique et provoque des irritations des bronches.

## II. 2 Caractéristiques

L'ozone est un composé chimique comportant 3 atomes d'oxygène (O<sub>3</sub>). Sa structure est une résonance entre trois états. Métastable, dans les conditions ambiantes, l'ozone a tendance à se décomposer naturellement en oxygène moléculaire (O<sub>2</sub>). Dans les conditions normales de température et de pression, l'ozone est un gaz bleu pâle qui se liquéfie à -111,9 °C sous forme d'un liquide bleu foncé et se solidifie à -192,5 °C en un solide pourpre.

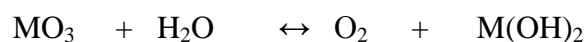
Le tableau 4 présente certaines caractéristiques de l'ozone. Contrairement à l'oxygène moléculaire (O<sub>2</sub>) inodore, l'ozone est perçu par l'odorat humain et son odeur caractéristique qui rappelle celle de l'eau de Javel, est perceptible dans les endroits confinés où règne un champ électrique important (transformateur haute tension, tubes UV, allume gaz).

Tableau 4 : Caractéristiques de l'ozone

|                                   |        |
|-----------------------------------|--------|
| Masse volumique (g/l) à 0 °C      | 2,144  |
| T fusion (°C)                     | -192,9 |
| T d'ébullition (°C)               | -111,9 |
| Energie d'ionisation (eV)         | 12,43  |
| solubilité dans l'eau (g/l) à 0°C | 1      |

## II.3 Composés chimiques

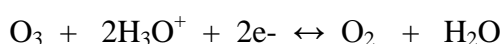
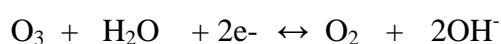
L'ozone réagit avec les métaux alcalins et alcalino-terreux pour former des ozonides (MO<sub>3</sub>). Ces derniers sont instables et réagissent avec l'eau pour former de l'oxygène moléculaire (O<sub>2</sub>) :



La réactivité élevée de l'ozone explique son caractère polluant quand il est présent dans l'atmosphère.

## II.4 Propriétés redox

L'ozone est un oxydant puissant en milieu neutre ou acide, il se réduit en oxygène moléculaire (O<sub>2</sub>) :



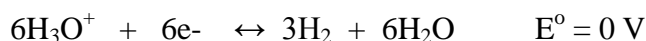
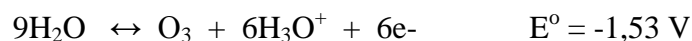
## II.5 Applications

L'ozone présente une série d'avantages par rapport au chlore mais ne permet pas de détruire tous les micro-organismes présents dans l'eau, responsables d'épidémies meurtrières. Il est cependant employé, et ce, malgré le coût souvent élevé d'une installation d'ozonisation de l'eau. Ses avantages sont les suivants:

- il ne reste pas dans l'eau contrairement à l'eau de Javel,
- il ne provoque pas l'apparition de produits organochlorés, qui peuvent être cancérogènes,
- il ne laisse pas de mauvais goût dans l'eau,
- il élimine les composés organiques nocifs (pesticides et herbicides),
- il est utilisé dans les procédés de traitement des eaux usées.

## II.6 Production

L'ozone peut être produit par électrolyse en utilisant une batterie de 9 V, une cathode en graphite, une anode en platine et de l'acide sulfurique comme électrolyte. Les demi-réactions qui ont lieu sont :



La réaction globale est :  $3\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{O}_3 + 3\text{H}_2$

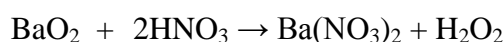
Cette réaction est en compétition avec celle de la formation d'oxygène:



## III. Le peroxyde d'hydrogène

### III.1 Introduction

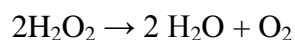
Le peroxyde d'hydrogène, plus connu sous le nom d'eau oxygénée a été isolé par Thénard (1818) en faisant réagir du peroxyde de baryum sur de l'acide nitrique:



### III.2 Caractéristiques

Le peroxyde d'hydrogène est un liquide limpide et incolore avec une odeur irritante. Sa concentration est parfois indiquée en volume. Le titre en "volume" d'une solution d'eau

oxygénée est le volume d'oxygène moléculaire (O<sub>2</sub>) mesuré en litre que peut théoriquement dégager 1 L d'eau oxygénée par décomposition totale, dans les conditions standards de température et pression selon la réaction :



Pour une eau oxygénée à n mol/L de peroxyde d'hydrogène, 1 L d'eau peut dégager n/2 mol de dioxygène (n 22,4/2 = 11,2n L) (en supposant le dioxygène comme un gaz parfait).

D'où la relation :  $C(\text{mol/L}) = \text{Titre}(\text{volume}) / 11,2$

L'eau oxygénée commerciale est généralement à 110 volumes.

Le tableau 4 regroupe certaines caractéristiques de l'eau oxygénée en fonction de sa concentration.

Tableau 4 : Caractéristiques de l'eau oxygénée

| % en masse | Titre<br>(volume) | C (mol/L) | Densité à<br>20°C | T <sub>fus.</sub> (°C) | T <sub>éb.</sub> (°C) |
|------------|-------------------|-----------|-------------------|------------------------|-----------------------|
| 3          | 10                | 0,89      | 1                 | 0                      | 100                   |
| 30         | 110               | 9,82      | 1,11              | -26                    | 106                   |
| 35         | 130               | 11,61     | 1,13              | -33                    | 108                   |
| 50         | 200               | 17,86     | 1,20              | -51                    | 114                   |
| 70         | 300               | 26,79     | 1,29              | -39                    | 125                   |
| 90         | 420               | 37,5      | 1,39              | -11                    | 141                   |
| 100        | 485               | 43,3      | 1,44              | -0,4                   | 150                   |

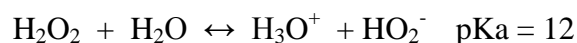
### III.3 Composés chimiques

Un peroxyde a pour formule générale R-O-O-R, le groupement -O-O- étant appelé peroxyde (abrégé "peroxo" quand il est mis en préfixe) et R peut être un hydrogène (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), un cation alcalin (M<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), alcalino-terreux (MO<sub>2</sub>) ou un métal de transition (ZnO<sub>2</sub>, CdO<sub>2</sub>). Il y a une plus grande quantité d'oxygène dans un peroxyde comparée à un oxyde.

### III.4 Propriétés acido-basiques et redox

#### III.4.1 Propriétés acido-basiques

En solution aqueuse, l'eau oxygénée se comporte comme un monoacide faible (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>/HO<sub>2</sub><sup>-</sup>):



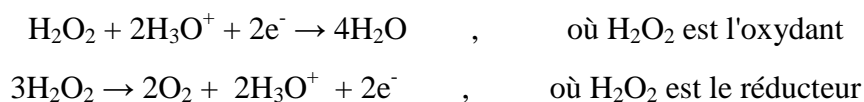
### III.4.2 Propriétés redox

Le peroxyde d'hydrogène a un pouvoir oxydant élevé mais peut également avoir un pouvoir réducteur lorsqu'il est en présence d'un agent oxydant plus puissant tel que le permanganate de potassium, hypochlorite de sodium...

Selon les conditions opératoires,  $\text{H}_2\text{O}_2$  peut se décomposer en eau et en oxygène moléculaire selon l'équation suivante :



La réaction de dismutation de  $\text{H}_2\text{O}_2$  est la somme des deux demi-équations d'oxydoréduction suivantes:



La décomposition de l'eau oxygénée est accélérée par une élévation de température, le contact avec certains sels métalliques (Fe, Cu, Mn, Mo, W, Cr...), espèces biologiques (enzymes catalase et peroxydase) et la lumière. Le pH a également une influence sur la stabilité de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , ainsi, sa décomposition est accélérée en milieu basique.

Pour éviter la décomposition de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , on ajoute des agents stabilisants tels que les phosphates, stanates ou silicates de sodium, pour complexer ou adsorber les impuretés, de l'acide phosphorique pour maintenir un pH compris entre 3,5 et 4,5. Il faut également stocker, l'eau oxygénée à l'abri de la lumière dans un endroit frais et ventilé, pour ne pas subir une décomposition photochimique.

### III.5 Applications

Les solutions d'eau oxygénée peuvent être utilisées :

- pour le nettoyage des lentilles de contact,
- pour le blanchiment de la pâte à papier ainsi que le désencrage des vieux papiers, elle remplace partiellement les composés chlorés ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ),
- pour le blanchiment des textiles naturels et synthétiques,
- pour la fabrication d'agents de blanchiment pour produits lessiviels (perborates et percarbonates),

- pour le traitement des eaux usées et des eaux potables,
- comme antiseptique pharmaceutique et désinfectant buccal,
- comme agent de stérilisation en industrie alimentaire,
- pour la propulsion de fusées.

### III.6 Production

Globalement, la réaction de synthèse du peroxyde d'hydrogène peut s'écrire très simplement:  $[H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2]$  mais on sait que l'hydrogène brûle en présence d'oxygène pour donner de l'eau suivant la réaction :  $[H_2 + 1/2O_2 \rightarrow H_2O]$  et non de l'eau oxygénée. La synthèse est donc plus compliquée. Le procédé utilisé actuellement (Dupperon, 1999) repose sur la réduction d'une anthraquinone en anthraquinol (réaction d'hydrogénation) en présence de palladium comme catalyseur suivie de l'oxydation de l'anthraquinol par l'oxygène en anthraquinone avec production du peroxyde d'hydrogène (figure 1). L'eau oxygénée est extraite de la phase organique par lavage avec une eau distillée et la solution organique est réutilisée pour un nouveau cycle.

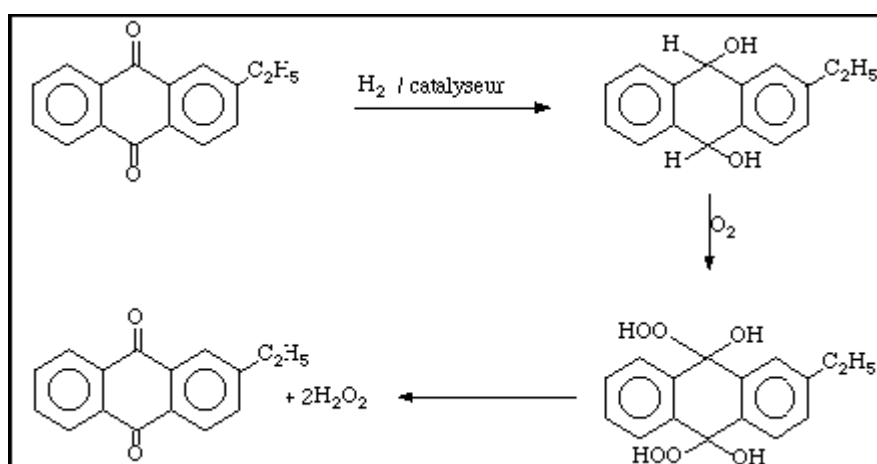
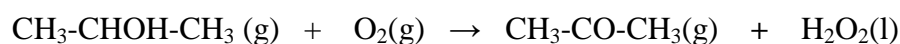


Figure 1 : Procédé industriel de synthèse de l'eau oxygénée

Un autre procédé utilise l'oxydation du propan-2-ol en propanone en présence d'oxygène ( $T=100^\circ C$  et  $P= 20$  bars) selon la réaction :





Titres du même auteur :

Chimie Minérale Descriptive :

- L'hydrogène ~ Editions Al-Djazair Octobre 2013
- Les alcalins et les alcalino-terreux ~ Editions Al-Djazair Octobre 2013
- Les halogènes ~ Editions Editions Al-Djazair Octobre 2013
- L'oxygène, l'ozone, et les peroxydes ~ Editions Al-Djazair Octobre 2013
- Le soufre et l'acide sulfurique ~ Editions Al-Djazair Octobre 2013
- L'azote et l'acide nitrique ~ Editions Al-Djazair Octobre 2013
- Le silicium ~ Editions Al-Djazair Octobre 2013

Copyright Editions El-Djazair — Octobre 2013  
13, rue des frères Boulahdour  
16000 Alger-Algérie

---

---

Cet ouvrage est soumis au copyright. Le présent ouvrage présent sur le site web et à son contenu appartient aux Editions El-Djazair.  
Le présent site web et son contenu, que ce soit en tout ou en partie, ne peuvent être reproduits, publiés, affichés, téléchargés, modifiés, utilisés en vue de créer des œuvres dérivées ou reproduits ou transmis de toute autre façon par tout moyen électronique connu ou inconnu à la date des présentes sans l'autorisation écrite expresse des Editions El-Djazair  
Les actes ci-dessus sont des infractions sanctionnées par le Code de la propriété intellectuelle Algérienne.