The background is a collage of various anatomical illustrations in a sepia, aged style. It includes a human skull at the top center, a brain below it, a ribcage on the left, a hand holding a heart on the right, and a portrait of a man with a beard in the bottom left corner. The text is overlaid on this collage.

Séance d'anticipation Chimie Générale

Oxydoréduction

I- Introduction

II- Réaction d'oxydoréduction

- 1- Notion de couple réd/ox
- 2- Nombre d'oxydation
- 3- Réaction d'oxydoréduction

III- Potentiel d'oxydoréduction

- 1- Équation de Nernst
- 2- Réaction redox spontanée
- 3- Potentiel transmembranaire

Introduction

Les *équilibres d'oxydoréduction* sont présents dans différents domaines de la chimie et de la biologie :

- *Respiration cellulaire* : réaction entre le glucose et le dioxygène permettant la libération de l'ATP
- *Réaction inflammatoire*
- *Biosynthèse des acides gras*

Oxydoréduction

I- Introduction

II- Réaction d'oxydoréduction

- 1- Notion de couple réd/ox
- 2- Nombre d'oxydation
- 3- Réaction d'oxydoréduction

III- Potentiel d'oxydoréduction

- 1- Équation de Nernst
- 2- Réaction redox spontanée
- 3- Potentiel transmembranaire

II- Réaction d'oxydoréduction

1- Notion de couple réd/ox

- Définitions :
- **Oxydant** : molécule ou ion susceptible de **gagner un** ou **plusieurs** électrons
 - **Réducteur** : molécule ou ion susceptible de **perdre un** ou **plusieurs** électrons

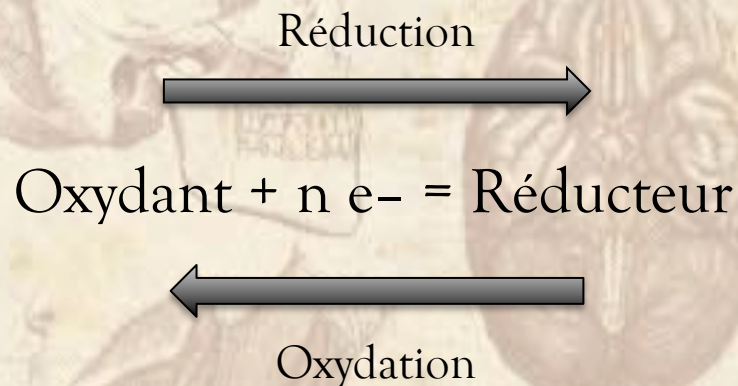
Oxydation : réaction au cours de laquelle des **électrons** sont **perdus**

Réduction : réaction au cours de laquelle des **électrons** sont **gagnés**

II- Réaction d'oxydoréduction

1- Notion de couple réd/ox

Oxydants et réducteurs sont associés par une *demi équation électronique*, on parle de *couple Ox/Red* :



Exemples : - $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$

- $\text{NO}_3^- + 3e^- + 4\text{H}^+ = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

II- Réaction d'oxydoréduction

2- Nombre d'oxydation

Le nombre d'oxydation (n.o) ou degré d'oxydation, permet de déterminer l'état d'oxydation d'un élément

C'est un *nombre entier* noté en *chiffres romains*

Règle 1 : Le nombre d'oxydation d'un élément dans une *espèce monoatomique* est *égal à sa charge*

II- Réaction d'oxydoréduction

2- Nombre d'oxydation

Règle 2 : Quand deux éléments sont unis par une *liaison covalente*, les *électrons de la liaison* sont attribués arbitrairement *à l'élément le plus électronégatif*

$$\text{n.o}(\text{X}) = \text{nbre } e^- \text{ valence (X isolé)} - \text{nbre } e^- \text{ attribués (X molécule)}$$

Exemple 1 : $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Configuration électronique H (Z=1) : $1s^1$
Configuration électronique O (Z=8) : $1s^2 2s^2 2p^4$
Électronégativité : $\chi(\text{O}) > \chi(\text{H})$

Les électrons des deux liaisons O - H sont donc *attribués à l'oxygène*

$$\text{n.o}(\text{O}) = -\text{II} \quad \text{n.o}(\text{H}) = +\text{I}$$

Exemple 2 : Donner n.o(C) et n.o(H) dans le méthane

$$\text{n.o}(\text{C}) = -\text{IV} \quad \text{n.o}(\text{H}) = +\text{I}$$

II- Réaction d'oxydoréduction

2- Nombre d'oxydation

Règle 3 : Dans un *édifice polyatomique* la conservation de la charge impose : *somme algébrique* des nombres d'oxydation = *charge globale* de l'édifice

Exemple 1 : Calculer le nombre d'oxydation de C dans CO_2

$$2n.o(\text{O}) + n.o(\text{C}) = \text{charge}$$

$$2(-II) + n.o(\text{C}) = 0$$

$$n.o(\text{C}) = +IV$$

Exemple 2 : Calculer le nombre d'oxydation de N dans NH_4^+

$$n.o(\text{N}) = -III$$

II- Réaction d'oxydoréduction

2- Nombre d'oxydation

Oxydant : espèce dont *l'élément central* possède le nombre d'oxydation *le plus grand*

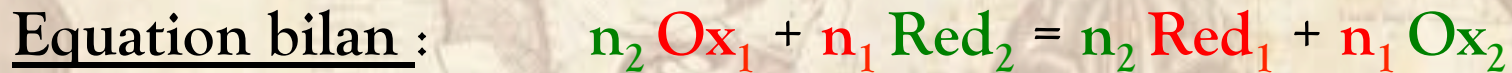
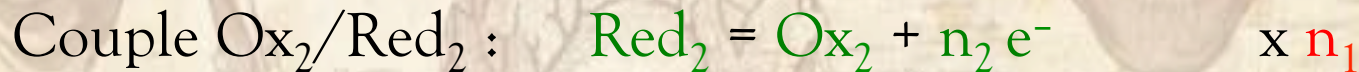
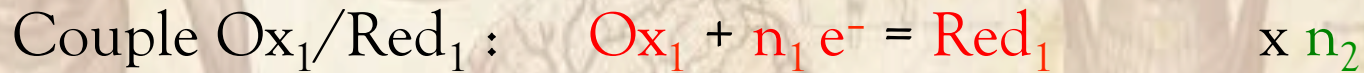
Réducteur : espèce dont *l'élément central* possède le nombre d'oxydation *le plus petit*

Exemple : Couple Cl_2/Cl^- :
- dans Cl_2 : n.o (Cl) = 0
- dans Cl^- : n.o (Cl) = -I

Cl_2 est donc l'oxydant et Cl^- le réducteur

II- Réaction d'oxydoréduction

3- Réaction d'oxydoréduction



$$K = \frac{[\text{Red}_1]^{n_2} [\text{Ox}_2]^{n_1}}{[\text{Ox}_1]^{n_2} [\text{Red}_2]^{n_1}}$$

Exemple : Réaction entre les ions Fe^{3+} ($\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$) et le métal Cu (Cu^{2+}/Cu)

Oxydoréduction

I- Introduction

II- Réaction d'oxydoréduction

- 1- Notion de couple réd/ox
- 2- Nombre d'oxydation
- 3- Réaction d'oxydoréduction

III- Potentiel d'oxydoréduction

- 1- Équation de Nernst
- 2- Réaction redox spontanée
- 3- Potentiel transmembranaire

III- Potentiel d'oxydoréduction

1- Équation de Nernst

Pour une réaction d'oxydoréduction de type : $a \text{Ox} + n e^- = b \text{Red}$

$$E(\text{Ox} / \text{Red}) = E^0(\text{Ox} / \text{Red}) + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} \right)$$

Potentiel standard
du couple

Nombre d'électrons
échangés dans la demi
équation électronique

Constante
de Faraday
= 96500C

$$E(\text{Ox} / \text{Red}) = E^0(\text{Ox} / \text{Red}) + \frac{0,06}{n} \log \left(\frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} \right)$$

III- Potentiel d'oxydoréduction

1- Équation de Nernst

Exemple : Sachant que la concentration en Fe^{3+} est de 10^{-3} mol/L et en Fe^{2+} 10^{-3} mol/L que vaut le potentiel d'oxydoréduction $E(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$

On donne $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,69 \text{ V}$

III- Potentiel d'oxydoréduction

2- Réaction redox spontanée

Dans un milieu contenant différents oxydants et/ou réducteurs, la réaction redox a lieu entre :

- *l'oxydant le plus fort* = appartenant au couple dont le *potentiel est le plus élevé*
- *le réducteur le plus fort* = appartenant au couple dont le *potentiel est le plus bas*

Exemple : Dans un bécher, on verse 50ml d'une solution contenant des ions Cu^{2+} et des ions Zn^{2+} . On y introduit ensuite une plaque de cuivre et une de zinc. Quels sont l'oxydant et le réducteur de la réaction ?

Données : $E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,28 \text{ V}$; $E(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,82 \text{ V}$

III- Potentiel d'oxydoréduction

2- Réaction redox spontanée

Exercice : On veut créer une pile à partir des couples $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{Ag}_{(\text{s})}$ ($[\text{Ag}^+] = 10^{-5} \text{ mol/l}$) et $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$ ($[\text{Ni}^{2+}] = 10^{-1} \text{ mol/l}$).

Quelle est la réaction spontanée qui se produit ?

Données : $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = 0,23\text{V}$

Couple Ag^+/Ag : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$ x 2

Couple Ni^{2+}/Ni : $\text{Ni} = \text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Equation bilan : $2 \text{Ag}^+ + \text{Ni} = 2 \text{Ag} + \text{Ni}^{2+}$

Calculs : $E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + \frac{0,06}{n} \log([\text{Ag}^+]) = 0,8 + \frac{0,06}{1} \log(10^{-5}) = 0,5$

$E(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) + \frac{0,06}{n} \log([\text{Ni}^{2+}]) = 0,23 + \frac{0,06}{2} \log(10^{-1}) = 0,2$

Ag^+ sera donc l'oxydant de la réaction, et Ni le réducteur

La réaction qui a lieu spontanément est donc : $2 \text{Ag}^+ + \text{Ni} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Ni}^{2+}$

III- Potentiel d'oxydoréduction

3- Potentiel transmembranaire

C'est une notion présente en *neurophysiologie*.

Il y a une différence de potentiel (ddp) entre l'intérieur des cellules et le milieu extérieur, appelée *potentiel de repos* ou *potentiel de membrane*.

Au niveau des cellules nerveuses, lors d'une stimulation on peut observer une inversion de la polarisation (due à l'ouverture de canaux ioniques présents dans la membrane plasmique) qui provoque un *potentiel d'action*.