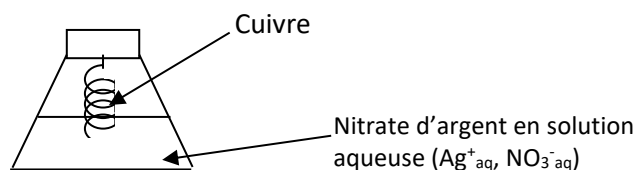




TRANSFORMATION CHIMIQUE MODELISEE PAR UNE REACTION D'OXYDO-REDUCTION

Exemple de transformation chimique modélisée par une réaction d'oxydo-réduction

1. EXPERIENCE : ARBRE DE DIANE



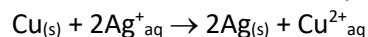
⇒ Il se forme un dépôt de paillettes argentées sur le cuivre et la solution incolore de nitrate d'argent se colore en bleu.

2. INTERPRETATION

Le nitrate d'argent réagit avec le métal cuivre pour former des ions cuivre(II) (bleus lorsqu'ils sont hydratés) qui passent en solution et du métal argent (paillettes) qui se dépose sur le cuivre.

3. EQUATION-BILAN DE LA REACTION

L'ion $\text{NO}_3^-_{\text{aq}}$ est spectateur dans cette transformation. On ne le fait pas apparaître dans l'équation-bilan.



Que s'est-il passé ?

$\text{Cu}_{(s)}$ a perdu 2 électrons que deux ions Ag^+_{aq} ont récupérés. $\text{Cu}_{(s)}$ s'est donc ionisé en cation $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}$ et chaque ion Ag^+_{aq} est devenu un atome $\text{Ag}_{(s)}$.

Oxydants/Réducteurs

1. DEFINITIONS

Un oxydant est une espèce chimique (atome, ion ou molécule) susceptible de capter au moins un électron.

Ex : $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}$ peut capter deux électrons pour donner $\text{Cu}_{(s)}$ et Ag^+_{aq} , un électron pour donner $\text{Ag}_{(s)}$.

Un réducteur est une espèce chimique (atome, ion ou molécule) susceptible de céder au moins un électron.

Ex : $\text{Cu}_{(s)}$ peut céder deux électrons pour donner $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}$ et $\text{Ag}_{(s)}$, un électron pour donner Ag^+_{aq} .

$\text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}$ forment un couple oxydant/réducteur : $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}/\text{Cu}_{(s)}$.

Un couple oxydant/réducteur peut être défini par une demi-équation d'oxydo-réduction : $\text{Ox} + n\text{e}^- = \text{Red}$.

Ex : $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = \text{Cu}_{(s)}$

On dit que l'oxydant et le réducteur sont conjugués :

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{L'oxydant Ox a Red pour réducteur conjugué} \\ \text{Le réducteur Red a Ox pour oxydant conjugué} \end{array} \right.$$

Ex : $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}$ et $\text{Cu}_{(s)}$ sont conjugués avec

- $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}$, l'oxydant conjugué de $\text{Cu}_{(s)}$,
- et $\text{Cu}_{(s)}$, le réducteur conjugué de $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}$.



2. EXEMPLES DE COUPLES OXYDANT/REDUCTEUR (REDOX)

- Diiodure/ion iodure :
 $I_2/I^-_{aq} \quad I_2 + 2e^- = 2I^-_{aq}$
- Ion dichromate/ion chrome :
 $Cr_2O_7^{2-}_{aq}/Cr^{3+}_{aq}$
- Ion permanganate/ion manganèse :
 $MnO_4^-_{aq}/Mn^{2+}_{aq}$

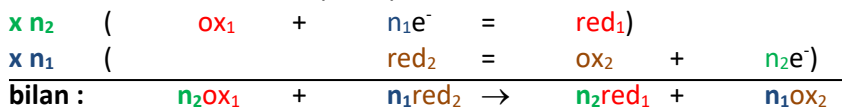
Equation-bilan d'une réaction d'oxydo-réduction

1. DEFINITION

Soient deux couples ox_1/red_1 et ox_2/red_2 .

On met en solution ox_1 et red_2 .

On a la réaction suivante qui se produit :



On appelle réaction d'oxydoréduction le transfert d'électrons e^- du REDUCTEUR d'un couple redox à l'OXYDANT d'un autre couple redox.

Le réducteur est alors oxydé et l'oxydant est réduit. Une oxydation est donc une perte d'électrons et une réduction, un gain d'électrons.

Ex : $Cu_{(s)}$, réducteur, est oxydé et Cu^{2+}_{aq} , oxydant, est réduit.

Une réaction d'oxydo-réduction peut être directe si l'oxydant et le réducteur sont en contact, ou indirecte dans le cas d'une pile ou un électrolyseur.

2. EQUILIBRAGE D'UNE ½EQUATION D'OXYDOREDUCTION

- On écrit la demi-équation des couples oxydant/réducteur sous la forme $Ox + ne^- = Red$.
 $Cr_2O_7^{2-}_{aq}/Cr^{3+}_{aq} : Cr_2O_7^{2-} = Cr^{3+}$
- On assure, si nécessaire, la conservation des éléments autres que H et O.
 $2 Cr$ à gauche $\Rightarrow 2 Cr$ à droite
 $Cr_2O_7^{2-} = 2 Cr^{3+}$
- On assure la conservation de l'élément oxygène avec des molécules d'eau H_2O .
 $7 O$ à gauche $\Rightarrow 7 H_2O$ à droite.
 $Cr_2O_7^{2-} = 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$
- On assure la conservation de l'élément hydrogène avec des protons solvatés H^+_{aq} .
 $7 H_2O \Rightarrow 14 H$ ajoutés à droite \Rightarrow on ajoute $14 H^+$ à gauche.
 $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ = 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$
- On assure la conservation de la charge avec des électrons.
 $14 \llcorner + \gg$ et $2 \llcorner - \gg$ à gauche donc $12 \llcorner + \gg$ à gauche.
 $2 \times 3 = 6 \llcorner + \gg$ à droite.
 $12 - 6 = 6$: Il manque donc $6 \llcorner - \gg$ à droite, donc 6 électrons.
 $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- = 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$