

Réactions d'oxydoréduction

I- Couples oxydant / réducteur.

1)- Oxydants et réducteurs.

- **Une oxydation est une perte d'électrons.**
- Un réducteur est une espèce chimique capable de perdre un ou plusieurs électrons.
- Exemples : Al Fe Zn les métaux
- **Une réduction est un gain d'électrons.**
- Un oxydant est une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs électrons.
- Exemples : O₂ Cl₂ I₂ Al³⁺ Fe²⁺ Zn²⁺

2)- Couples oxydant / réducteur.

- Les deux espèces oxydant et réducteur obtenues en passant de l'une à l'autre par gain ou perte d'un ou plusieurs électrons s'appellent des espèces conjuguées.
- Elles forment un couple oxydant / réducteur, noté **Ox / Red**.
- Exemples : Al³⁺/Al Fe²⁺/Fe
- À tout couple oxydant / réducteur, on associe la demi-équation électronique d'oxydoréduction suivante :



- Exemple : $\text{Fe}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Fe}$
- Ceci est une écriture formelle. La double flèche traduit la possibilité de passer d'une forme à l'autre suivant les conditions expérimentales.

3)- Exemples de couples.

a)- Couples pour les métaux.

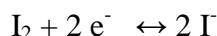
- Les métaux, noté **M**, perdent facilement des électrons : ce sont des réducteurs. Ils donnent des cations qui sont des oxydants.
- Couple : **Mⁿ⁺ / M** et demi-équation électronique associée : $\mathbf{M}^{n+} + n e^- \leftrightarrow \mathbf{M}$

b)- Couples entre cations métalliques.

- Exemple : Couple : **Fe³⁺ / Fe²⁺** $\mathbf{Fe}^{3+} + 1 e^- \leftrightarrow \mathbf{Fe}^{2+}$
- Le cation de plus grande charge est l'oxydant.

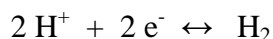
c)- Couple du type I_2 / I^- .

- Le diiode peut capter des électrons pour donner des ions iodure. On peut écrire la demi-équation électronique suivante :



d)- Le couple : $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2$.

- Les protons, $\text{H}^+(\text{aq})$, peuvent capter des électrons pour donner du dihydrogène.



- Le dihydrogène est un réducteur.

e)- Le couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$.

- Une solution aqueuse de permanganate de potassium est violette.

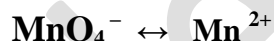
- La coloration de la solution est due à la présence des ions permanganate : MnO_4^- .

- Cette solution se décolore quand l'ion permanganate se transforme en ion manganèse Mn^{2+} incolore

Exercice : écrire la demi-équation électronique du couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$.

- Pour ce faire, on utilise une méthode systématique qui comprend plusieurs étapes :

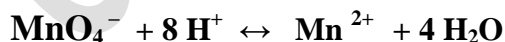
- **Première étape**, on part de l'écriture suivante : on équilibre l'élément autre que O et H



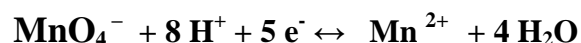
- **Deuxième étape** : On équilibre l'oxygène avec des molécules d'eau :



- **Troisième étape** : On équilibre l'hydrogène avec $\text{H}^+(\text{aq})$:



- **Quatrième étape** : On équilibre les charges avec les électrons :



- Conclusion : l'ion permanganate est un oxydant en milieu acide.

Exercice écrire la demi-équation électronique du couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$.

II- Réaction d'oxydoréduction.

1) Expérience

On immerge de la paille fer dans une solution de sulfate de cuivre (II).



Au bout de quelques secondes on observe alors sur la paille de fer un dépôt brun rouge (le cuivre)

- On écrira: $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \leftrightarrow \text{Cu}$ Réduction
 $\text{Fe} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$ Oxydation

L'équation de la réaction : $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$

Le réducteur est oxydé et l'oxydant est réduit

2)- Définition.

- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction qui met en jeu un transfert d'électrons entre ses réactifs.
- Elle fait agir l'oxydant d'un couple avec le réducteur d'un autre couple pour donner leurs espèces conjuguées.

Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple. Par conséquent **il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction (on multiplie par des coefficients convenable les deux demi équations)**.

Exercice : Le diiode I_2 est réduit par les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. On obtient les ions iodure I^- et les ions tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$. Ecrire l'équation de la réaction ?

III Titrages d'oxydoréduction

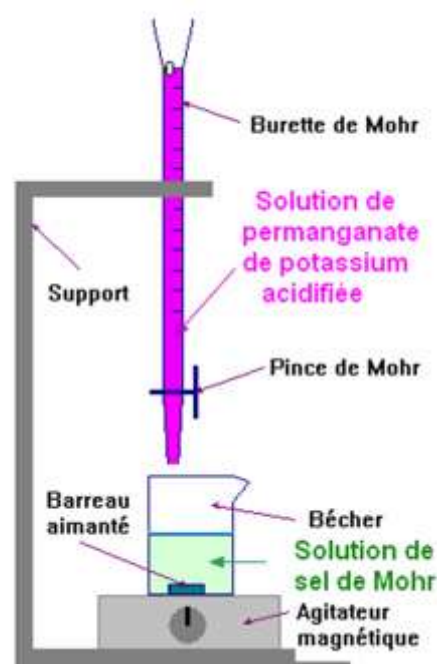
1. principe :

Déterminer la concentration d'une solution oxydante

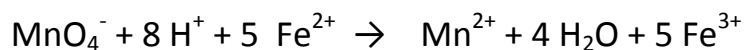
inconnue avec une solution réductrice de concentration connue ou inversement.

2 Montage : on introduit dans le becher 10 ml d'une solution de sulfate de fer II de concentration C_{red}

Par la burette on ajoute progressivement la solution permanganate de potassium $C_{\text{ox}} = 0.02 \text{ mol/l}$.



3-équation du dosage :



C'est une réaction rapide et totale .

4- Equivalence

- à l'équivalence : l'ion permanganate a été introduit dans les proportions stœchiométriques par rapport aux ions Fe^{2+} . Ces deux ions ont été complètement consommés par la réaction de dosage totale.
- la relation entre la quantité de matière en ion fer (II) présent initialement et la quantité d'ion permanganate introduit à l'équivalence est :

$$n(\text{Fe}^{2+})/5 = n(\text{MnO}_4^-)$$

L'équivalence peut être repéré lors du changement de couleur dans le bécher qui passe de incolore à violette.

En remplaçant les quantités de matière par les concentrations et les volumes on obtient :

$$C_{\text{red}} \cdot V_{\text{red}} / 5 = C_{\text{ox}} \cdot V_{\text{oxe}}$$

où $V_{\text{oxe}} = 12 \text{ ml}$ est le volume de solution oxydante versé à l'équivalence

$$C_{\text{red}} = \frac{5 \cdot C_{\text{ox}} \cdot V_{\text{oxe}}}{V_{\text{red}}} = \frac{5 \cdot 0,02 \cdot 12 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$