

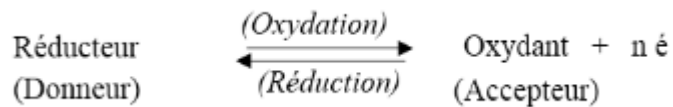
TP CHIMIE1

Manipulation N° 5

Dosage (Titration) d'oxydo-réduction

I. Généralités : Les réactions d'oxydoréduction sont des réactions d'échange d'électrons faisant intervenir des accepteurs et des donneurs de cette particule : les oxydants ont le pouvoir de fixer des électrons, les réducteurs peuvent en céder.

La réaction qui définit la relation entre un **réducteur** et un **oxydant** est :



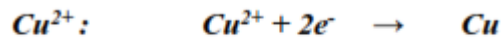
Dans ces réactions, le **réducteur** s'oxyde en gagnant des électrons, tandis que l'**oxydant** se réduit en perdant des électrons.

- Le passage du fer "Fe" en solution correspond à une **oxydation**. $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e$

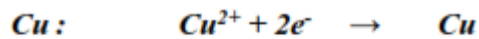
- Le dépôt du cuivre "Cu" à partir de la solution de l'ion Cu^{2+} correspond à une **réduction**.



L'oxydant : est le réactif capable de provoquer une oxydation c'est à dire qu'il capte un ou plusieurs électrons à un autre réactif.



Le réducteur : est le réactif capable de provoquer une réduction c'est à dire qu'il cède un ou plusieurs électrons à un autre réactif.



Couple d'oxydo-réduction : Couple d'oxydo-réduction ou couple redox est un couple formé par un oxydant et son réducteur conjugué.



Exemples de couple **rédox** :

Couple rédox	Oxydant	+ n e	⇌	Reducteur
Cu^{2+}/Cu	Cu^{2+}	+ 2 e	⇌	Cu
Fe^{2+}/Fe	Fe^{2+}	+ 2 e	⇌	Fe
H^+/H_2	2H^+	+ 2 e	⇌	H_2
Ag^+/Ag	Ag^+	+ 1 e	⇌	Ag

Dosage des ions fer (II) par les ions permanganate en milieu acide

1. But :

Il s'agit de déterminer la normalité d'une solution (FeSO_4), on utilisant la réaction d'oxydation d'une solution de Permanganate de Potassium (KMnO_4) préparée au laboratoire dans un milieu acide. Ce dosage est appelé manganimétrie.

TP CHIMIE1

- Manganimétrie :

C'est une méthode basée sur les réactions d'oxydation par l'ion permanganate. L'oxydation peut être effectuée en milieu acide, alcalin ou en milieu neutre. Mais on utilise plus souvent le milieu acide dans l'analyse volumétrique.

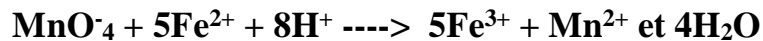
- Le permanganate de potassium :

Le permanganate de potassium (KMnO_4) est un oxydant particulièrement puissant. Il se présente sous la forme de cristaux violets composés d'ions potassium, K^+ , et d'ions permanganate, $[\text{MnO}_4^-]$. Il est inodore et son goût est amer.

En laboratoire, le permanganate de potassium est utilisé pour réaliser des titrages. À l'équivalence, la solution change en effet de couleur, passant du violet au rose. Le permanganate de potassium sert également au traitement de l'eau puisqu'il permet d'oxyder le fer et le manganèse contenu dans les eaux souterraines. Dans la vie de tous les jours, il peut être utilisé, en solution diluée, pour éliminer les traces noires laissées par les champignons entre les carreaux des salles de bains.

2. Principe de la manipulation

Le dosage consiste à déterminer la normalité d'une solution réductrice connaissant celle de la solution oxydante. On se propose d'étudier l'oxydation de l'ion Fe^{2+} par l'ion permanganate MnO_4^- en milieu acide.



Les propriétés oxydantes de l'ion permanganate sont à l'origine de la manganimétrie. La forme oxydante MnO_4^- est violette, la forme réductrice Mn^{2+} est incolore, ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés. Les ions H^+ sont mis en excès. On utilise de l'acide sulfurique H_2SO_4 . L'excès d'acide sulfurique permet d'éviter la réaction en milieu neutre.

3. Partie Expérimentale :

1. Prélever dans un erlenmeyer 10 ml de FeSO_4 de normalité inconnue N, ajouter environ 5ml de H_2SO_4 à 2N.
2. Remplir la burette de la solution oxydante de KMnO_4 de normalité 0,1N.
3. Laisser couler goutte à goutte la solution oxydante de KMnO_4 avec agitation. La première goutte de la solution de KMnO_4 en excès c'est-à-dire qui n'est plus réduite, colore la solution contenue dans l'erlenmeyer en rose persistant.
4. Effectuer 3 essais de dosage.

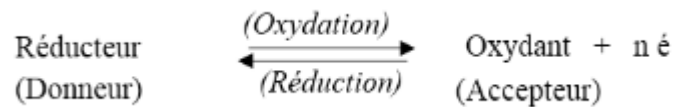
Manipulation N° 5

Oxidation-reduction titration

General :

Oxidation-reduction reactions are electron exchange reactions involving electron acceptors and donors: oxidizing agents can fix electrons, while reducing agents can give them up.

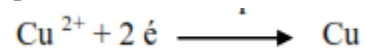
The reaction that defines the relationship between a reducing agent and an oxidizing agent is :



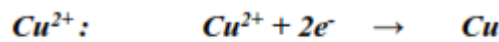
In these reactions, the **reducing agent** oxidizes by gaining electrons, while the **oxidizing agent** reduces by losing electrons.

- The passage of iron "Fe" in solution corresponds to **oxidation**. $\overset{\sim}{\text{Fe}} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e$

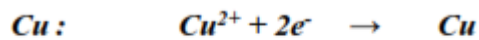
- The deposition of copper "Cu" from the Cu²⁺ ion solution corresponds to a **reduction**.



Oxidant: is the reagent capable of causing oxidation, i.e. it captures one or more electrons from another reagent.



Reductant: is the reagent capable of causing a reduction, i.e. giving up one or more electrons to another reagent.



Redox couple: A redox couple is a couple formed by an oxidant and its conjugate reductant.

Examples of redox couples :

Couple rédox	Oxydant	+ n e	⇌	Reducteur
Cu²⁺/Cu	Cu²⁺	+ 2 e	⇌	Cu
Fe²⁺/Fe	Fe²⁺	+ 2 e	⇌	Fe
H⁺/H₂	2H⁺	+ 2 e	⇌	H₂
Ag⁺/Ag	Ag⁺	+ 1 e	⇌	Ag

Determination of iron (II) ions by permanganate ions in an acid medium

1. Aim:

To determine the normality of a solution (FeSO₄), using the oxidation reaction of a solution of Potassium Permanganate (KMnO₄) prepared in the laboratory in an acid medium. This assay is called manganimetry.

TP CHIMIE1

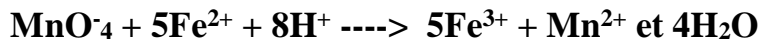
- **Manganimetry**: This method is based on permanganate ion oxidation reactions. Oxidation can be carried out in acid, alkaline or neutral media. However, acidic media are more often used in volumetric analysis.

- **Potassium permanganate** : Potassium permanganate (KMnO_4) is a particularly powerful oxidizing agent. It takes the form of violet crystals composed of potassium ions, K^+ , and permanganate ions, $[\text{MnO}_4^-]$ It is odorless and bitter-tasting.

In the laboratory, potassium permanganate is used for titration. At equivalence, the solution changes color from violet to pink. Potassium permanganate is also used in water treatment to oxidize iron and manganese in groundwater. In everyday life, it can be used in dilute solution to remove black marks left by fungi between bathroom tiles.

2. Handling principle

Dosing consists in determining the normality of a reducing solution given the normality of the oxidizing solution. We propose to study the oxidation of the Fe^{2+} ion by the permanganate ion MnO_4^- in an acid medium.



The oxidizing properties of the permanganate ion are the basis of manganometry. The oxidizing form, MnO_4^- , is violet, while the reducing form, Mn^{2+} , is colorless, enabling the equivalent point to be determined without the use of color indicators. H^+ ions are added in excess. Sulfuric acid H_2SO_4 is used. Excess sulfuric acid avoids reaction in a neutral medium.

3. Experimental part:

1. Take 10 ml of FeSO_4 of unknown normality N into an Erlenmeyer flask, and add approximately 5 ml of 2N H_2SO_4 .
2. Fill burette with KMnO_4 oxidizing solution of normality 0.1N.
3. Drip the KMnO_4 oxidizing solution with stirring. The first drop of KMnO_4 solution in excess, i.e. no longer reduced, colors the solution in the Erlenmeyer flask an evergreen pink.
4. Carry out 3 dosing tests.