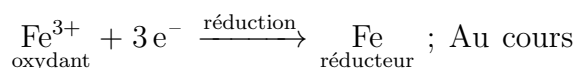
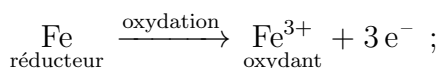


Leçon N°2: Transformations lentes et rapides

I Rappels sur les couples Ox/Red :

- L'oxydation est une perte d'un ou plusieurs électrons. La réduction est un gain d'un ou plusieurs électrons.
- Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons au cours d'une transformation chimique.
- Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons au cours d'une transformation chimique.
- Chaque couple Ox/Red est caractérisé par sa demi-équation d'oxydoréduction: $ox + ne^- \longrightarrow red$
- Exemple :



- Au cours d'une oxydation le réducteur s'oxyde et au cours d'une réduction l'oxydant se réduit. Les deux transformations sont possibles donc, on associe au couple Fe^{3+}/Fe la demi-équation d'oxydo-réduction :
- Une réaction d'oxydoréduction est caractérisée par un transfert d'électrons entre l'oxydant d'un couple ox_1/red_1 et le réducteur d'un autre couple ox_2/red_2 .
 - Au cours de cette réaction, l'oxydant ox_1 capte des électrons : on dit qu'il subit une réduction, le réducteur red_2 cède des électrons : on dit qu'il subit une oxydation.
 - L'équation bilan de la réaction s'obtient en " additionnant " les deux demi-équations de la manière suivante: $n_2OX_1 + n_1RED_2 \longrightarrow n_2RED_1 + n_1OX_2$

exercices d'application 1 :

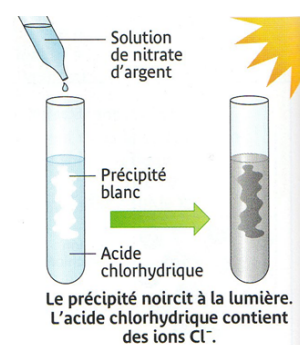
1. Écrire les demi-équations d'oxydo-réduction pour chacun des couples suivants: Al^{3+}/Al ; Cl_2/Cl^- ; MnO_4^-/Mn^{2+} ; Fe^{3+}/Fe^{2+}
2. Écrire l'équation d'oxydo-réduction entre les ions ferreux Fe^{2+} et les ions permanganates MnO_4^- en milieu acide sachant que

II Transformations lentes et transformations rapides :

II.1 Transformations rapides :

II.1.1 Définition:

Une transformation rapide est une transformation qui se fait en une courte durée de telle façon qu'on ne peut pas suivre son évolution en fonction du temps avec l'œil ou avec les appareils de mesure.

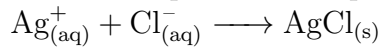


II.1.2 Exemples:

Précipitation du chlorure d'argent.

On verse dans un tube à essais une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$), puis on lui ajoute une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$)

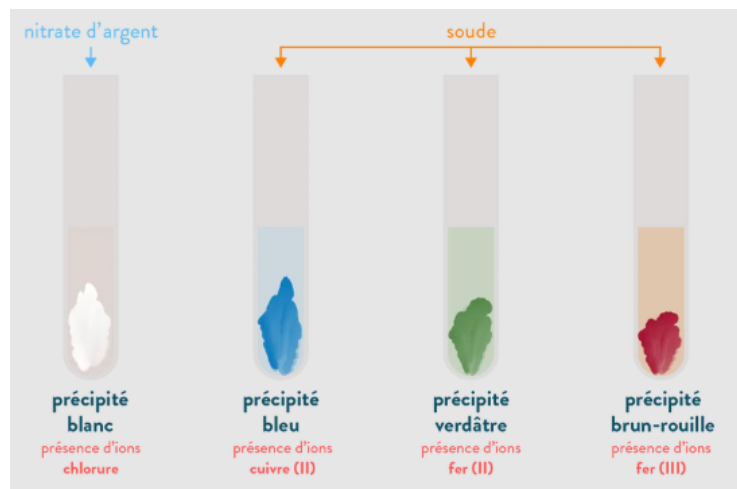
On constate la formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent $AgCl$ (qui noirci à la lumière) selon une réaction rapide dont l'équation s'écrit:



Précipitation de l'hydroxyde de fer III.

On verse dans un tube à essais une solution de chlorure de fer III ($Cl^- + Fe^{3+}$) puis on lui ajoute une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + OH^-$) solution d'hydroxyde de sodium

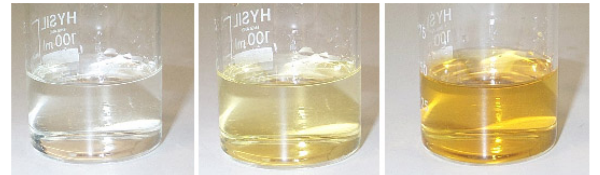
On constate la formation d'un précipité de couleur rouille d'hydroxyde de fer III selon une réaction rapide dont l'équation s'écrit: $Fe_{(aq)}^{3+} + 3 HO_{(aq)}^- \longrightarrow Fe(OH)_3$



II.2 Transformations lentes :

II.2.1 Définition:

Une transformation lente est une transformation qui se fait dans une certaine durée de telle façon qu'on puisse suivre son évolution en fonction du temps avec l'œil ou avec les appareils de mesure.

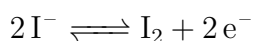


Exemple:

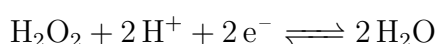
Réaction entre les ions iodures (I^-) et l'eau oxygénée (H_2O_2) (peroxyde d'hydrogène)

- On verse dans un tube à essais une solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) puis on lui ajoute un peu d'eau oxygénée (H_2O_2) acidifiée avec quelques gouttes d'acide sulfurique H_2SO_4
- Il y a formation progressive du diiode I_2 caractérisé par sa coloration brune. On constate que la couleur du mélange réactionnel évolue progressivement du jaune au jaune foncé puis prend une coloration brune qui devient de plus en plus foncée en fonction du temps.

- Donc la réaction des ions iodures I^- et les molécules H_2O_2 est une réaction lente au cours de laquelle les ions iodures s'oxydent selon la demi-équation suivante:



- Alors que les molécules H_2O_2 se réduisent selon la demi-équation suivante:



- L'équation bilan d'oxydo-réduction: $H_2O_2 + 2 I^- + 2 H^+ \xrightarrow{\text{réaction lente}} I_2 + 2 H_2O$

III Les facteurs cinétiques

III.1 Définition:

On appelle facteur cinétique tout paramètre capable d'influer sur la vitesse d'une transformation chimique.

III.2 Influence des facteurs cinétiques sur la vitesse de la réaction:

III.2.1 Influence de la température:

D'une manière générale, plus la température du milieu réactionnel est élevée, plus la transformation est rapide. Inversement plus la température du milieu est basse plus la transformation est lente.

Applications: On accélère certaines transformations dans l'industrie pour les rendre plus rentables.

On refroidit brutalement certains milieux réactionnels pour "arrêter" certaines transformations (on réalise ainsi ce qu'on appelle une "trempe").

Un réfrigérateur et un congélateur permettent de ralentir les transformations de dégradation biochimiques des aliments.

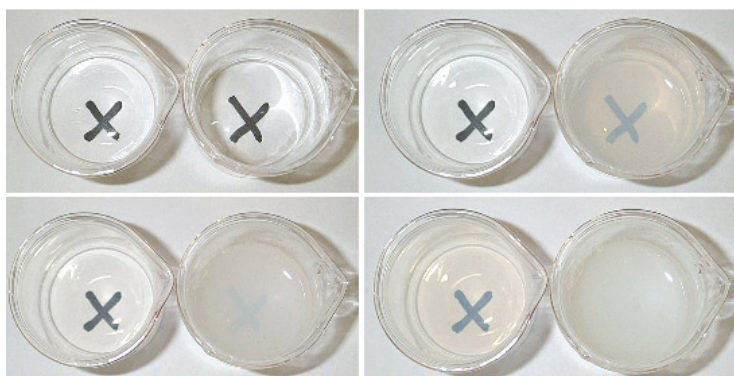
Dans l'exemple ci-dessous, les ions permanganate MnO_4^- en milieu acide réagissent avec l'acide oxalique (éthanedioïque) $H_2C_2O_4$. Dans le bécher de droite le mélange est plongé dans un bain Marie à 40°C. Dans le bécher de gauche le mélange est plongé dans un bain Marie à 20°C.



III.2.2 Influence de la concentration initiale des réactifs :

D'une manière générale, plus les concentrations initiales des réactifs sont élevées plus la transformation est rapide.

Dans l'exemple ci-dessous, la réaction entre les ions thiosulfate et les ions oxonium produit du soufre en suspension qui rend la solution opaque. A droite la concentration initiale en ions thiosulfate est deux fois plus élevée qu'à gauche.



On constate que la vitesse de la réaction est d'autant plus grande que la concentration initiale de l'un des réactifs est plus grande. Donc la concentration initiale des réactifs est un facteur cinétique.

Remarque : Il existe d'autres facteurs cinétiques comme le catalyseur et la nature du solvant

IV Quelques application des facteurs cinétiques

- On peut ralentir ou accélérer une transformation chimique en agissant sur les facteurs cinétiques.
- On accélère des transformations en augmentant la température du milieu réactionnel.
- On ralentit ou on bloque des transformations, on contrôle des réactions dangereuses, on diminue la température ou on dilue le mélange réactionnel.