

## I-Réactions d'oxydoréductions:

### 1) Expérience :

On immerge partiellement une plaque de cuivre dans une solution de nitrate d'argent ( $Ag^+ + NO_3^-$ )



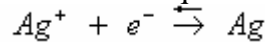
On constate la formation d'un dépôt d'argent sur la partie immergée de la plaque et on constate que la solution prend une coloration bleue caractéristique des ions  $Cu^{2+}$ .

### 2) Interprétation :

Au cours de cette transformation chimique le cuivre s'est oxydé en  $Cu^{2+}$  selon la demi-équation suivante:

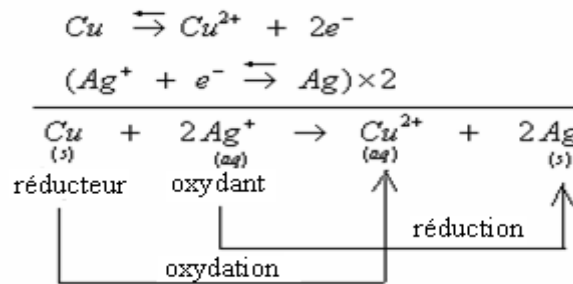


Les ions  $Ag^+$  sont réduits en argent métallique selon la demi-équation suivante:



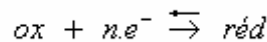
Les deux couples d'oxydo-réduction participants à cette transformation sont :  $Cu^{2+} / Cu$  et  $Ag^+ / Ag$ .

L'équation bilan d'oxydo-réduction est obtenue en ajoutant membre à membre les deux demi-équations précédentes:



### 3) Généralisation :

Chaque couple **Ox/Red** est caractérisé par sa demi-équation d'oxydoréduction:

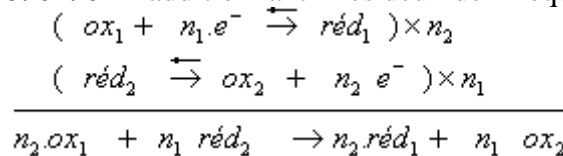


**N.B.** Dans une demi-équation d'oxydo-réduction les électrons sont toujours placés à côté de l'oxydant.

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:



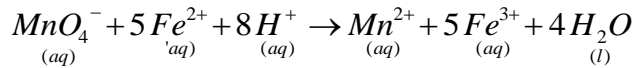
**Exemple:** 1) Écrire les demi-équations d'oxydo-réduction pour chacun des couples suivants:  $Al^{3+}/Al$ ,  $Cl_2/Cl^-$ ,  $MnO_4^-/Mn^{2+}$ .  
 2) Ecrire l'équation d'oxydo-réduction entre les ions ferreux  $Fe^{2+}$  et les ions permanganates  $MnO_4^-$  en milieu acide sachant que les deux couples d'oxydo-réduction participants à cette transformation sont:  $MnO_4^- / Mn^{2+}$  et  $Fe^{3+} / Fe^{2+}$

### Réponse.

1)

couple	demi-équation d'oxydo-réduction
$Al^{3+} / Al$	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
$Cl_2 / Cl^-$	$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$
$MnO_4^- / Mn^{2+}$	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

2)



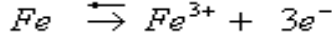
#### 4) Conclusion :

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.  
L'oxydation est une perte d'un ou plusieurs électrons. La réduction est un gain d'un ou plusieurs électrons.

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  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$  la demi-équation d'oxydo-réduction :



## III-Transformations lentes et transformations rapides

### 1) Transformations rapides :

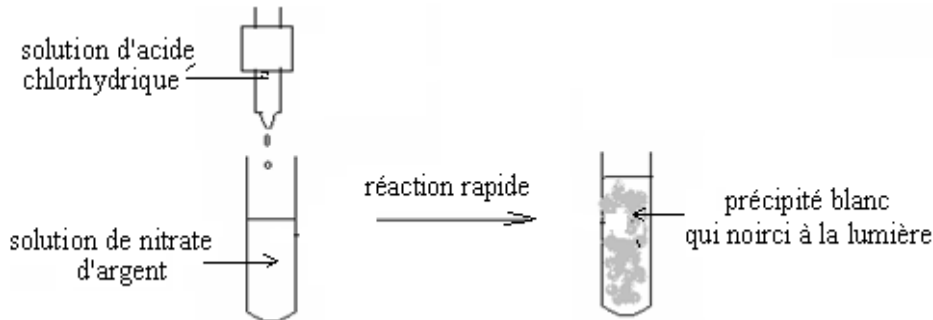
#### a) Définition:

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.

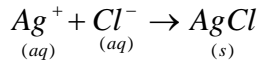
#### b) Exemples:

-Précipitation du chlorure d'argent.

On verse dans un tube à essais une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ), puis on lui ajoute une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ )



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

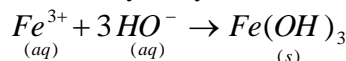


-Précipitation de l'hydroxyde de fer III.

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



On constate la formation d'un précipité de couleur rouille d'hydroxyde de fer III selon une réaction rapide dont l'équation s'écrit:



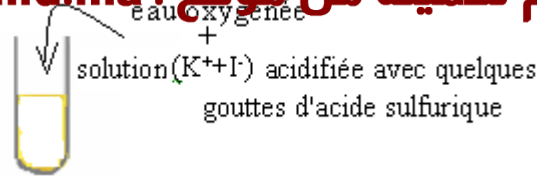
### 2) Transformations lentes :

#### a) 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.

b) Exemple: Réaction entre les ions iodures et l'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène)

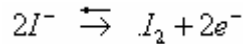
On verse dans un tube à essais une solution d'iodure de potassium ( $\text{K}^+ + \text{I}^-$ ) puis on lui ajoute un peu d'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  acidifiée avec quelques gouttes d'acide sulfurique



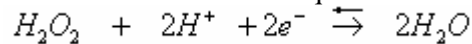
Il y'a formation progressive du diiode  $I_2$  caractérisé par sa coloration brune .On constate que la couleur du mélange réactionnel évolue progressivement du jaune au jaune foncé puis prend une coloration brune qui devient de plus en plus foncée en fonction du temps .



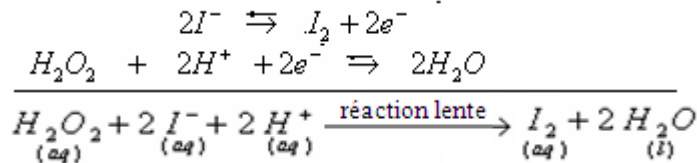
Donc la réaction des ions iodures  $I^-$  et les molécules  $H_2O_2$  est une réaction lente au cours de laquelle les ions iodures s'oxydent selon la demi-équation suivante:



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



L'équation bilan d'oxydo-réduction:



### III-Les facteurs cinétiques

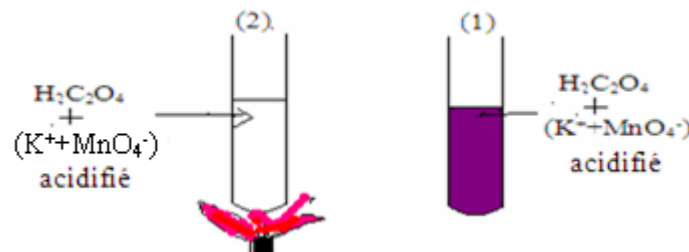
#### 1) Définition:

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

#### 2) Influence des facteurs cinétiques sur la vitesse de la réaction:

##### a) Influence de la température:

Pour mettre en évidence l'influence de la température sur la vitesse de la réaction on réalise l'expérience suivante: On introduit dans chacun de deux tubes à essais (1) et (2) le même volume d'un mélange d'acide oxalique  $H_2C_2O_4$  plus une solution de permanganate de potassium ( $K^+MnO_4^-$ ) acidifié par quelques gouttes d'acide sulfurique puis on élève la température du 2<sup>ème</sup> tube à 40°C.

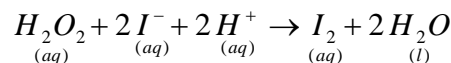


On constate que la disparition de la couleur violette caractéristique des ions permanganates est plus rapide dans le 2<sup>ème</sup> tube dont on a élevé la température que dans le 1<sup>er</sup>.

Donc la température est un facteur cinétique.

##### b) Influence de la concentration initiale des réactifs :

Nous savons que les ions iodures réagissent avec  $H_2O_2$  et au cours de cette réaction il y'a formation du diiode :



On dispose de deux béchers, on introduit dans chacun d'eux un mélange réactionnel ( $H_2O_2$  acidifié+ une solution d'iodure de potassium) mais la concentration de la solution d'iodure de potassium dans le 2<sup>ème</sup> bécher est plus grande que dans le 1<sup>er</sup>.



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 applications 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.