

**Introduction :** La combustion du feu d'artifice est une transformation rapide et la formation de rouille est une transformation lente, et les deux sont des réactions d'oxydo-réductions.

- Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydo-réduction ?
- Qu'est-ce qu'une transformation rapide et une transformation lente ?
- Peut-on accélérer ou ralentir une réaction ?

## I. Réactions d'oxydoréduction (Rappel)

### 1. Définition :

**Un oxydant** est une espèce chimique susceptible de ..... un ou plusieurs .....

Exemple : ..... ; ..... ; ..... , ... etc

**Un réducteur** est une espèce chimique susceptible de ..... un ou plusieurs .....

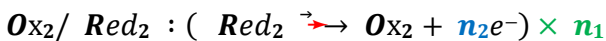
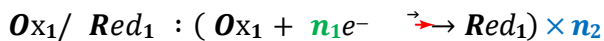
Exemples: ..... ; ..... ; ..... ; .etc

**Un couple oxydant/réducteur** est l'ensemble d'un **oxydant** et de son réducteur conjugué. Il est noté :  $Ox/Red$ , et caractérisé par une demi-équation électronique :  $Ox + ne^- \rightleftharpoons Red$

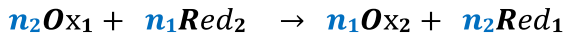
Exemples :  $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$  : ..... ;  $Al^{3+}_{(aq)}/Al_{(s)}$  : .....

**Une réaction d'oxydoréduction** est une réaction qui fait intervenir un **échange d'électrons** entre les **réactifs** de deux couples  $Ox_1/Red_1$  et  $Ox_2/Red_2$  où le réducteur perd des électrons et est acquis par l'oxydant.

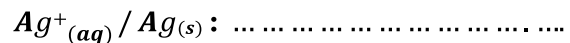
Soient les deux couples :  $Ox_1$  réagit avec  $Red_2$



L'équation de la réaction d'oxydoréduction entre  $Ox_1$  et  $Red_2$  s'écrit, en combinant les demi-équations



**Exemple : Réaction entre les ions d'argent  $Ag^+$  et le cuivre métal  $Cu$ .**

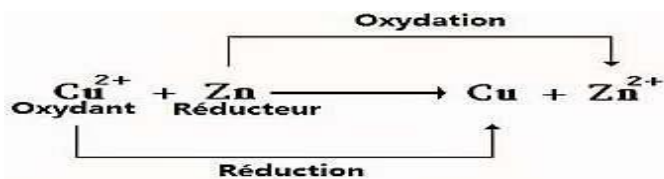


L'équation de la réaction est :

.....

**Remarque :** Le gain d'électron(s) = **Réduction** ;

La perte d'électron(s) = **Oxydation**



- L'oxydation transforme un **réducteur** en son **oxydant conjugué**.

- La réduction transforme un **oxydant** en son **réducteur conjugué**.

## 2. Equilibre de la demi-équation

Pour établir une demi-équation d'oxydoréduction en milieu acide, il faut suivre les étapes suivantes :

**1<sup>ère</sup> étape :** Equilibrer tous les atomes autres que l'**oxygène O** et l'**hydrogène H**;

**2<sup>ème</sup> étape :** Equilibrer les atomes **d'oxygènes O** en ajoutant des molécules d'eau **H<sub>2</sub>O**;

**3<sup>ème</sup> étape :** Equilibrer les atomes **d'hydrogènes H** en ajoutant des protons **H<sup>+</sup>**

**4<sup>ème</sup> étape :** Equilibrer les charges électriques en ajoutant **des électrons**,



**Application 1 :** Écrire les demi-équations électroniques des couples oxydant/réducteur ci-dessous.

$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	.....
$H_3O^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	.....
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	.....

**2. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation entre :**

$H_3O^+_{(aq)}$ et $Zn_{(s)}$	..... ..... .....
$Fe^{2+}_{(aq)}$ et $Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}$	..... ..... .....

## II. Les transformations rapides et les transformations lentes :

### 1. Les transformations rapides :

**Activité 1 :** On verse **20 ml** de solution de sulfate de cuivre II ( $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ ) dans un tube à essai (1), et on ajoute **10 ml** de la soude ( $Na^+ + HO^-$ ) à essai (2).

**1. Qu'observez-vous ? Quel est le nom du composé produit ?**

.....  
.....

**2. Écrire l'équation de cette réaction.**

.....

**3. Cette réaction peut-elle être suivie à l'œil nu ? Que concluez-vous ?**

.....



### Conclusion

.....  
.....  
.....

**Exemples :** Les réactions acido-basiques, quelques réactions de précipitation, les réactions explosives.....

### 2. Les transformations lentes :

**Activité 2 :** On mélange, dans un bécher, **50 ml** de solution d'iodure de potassium de concentration molaire **0,20 mol.L<sup>-1</sup>** acidifiée par l'acide sulfurique, et **50 ml** de l'eau oxygénée de concentration **0,01 mol.L<sup>-1</sup>**

**1. Qu'arrive-t-il au mélange avec le temps ?**

.....



2. Écrire l'équation de cette réaction. On donne les couples mis en jeu :  $H_2O_2 / H_2O$  et  $I_2 / I^-$

.....

.....

.....

3. Cette réaction peut-elle être suivie à l'œil nu ? Que concluez-vous ?

.....

.....

.....

### Conclusion

.....

.....

.....

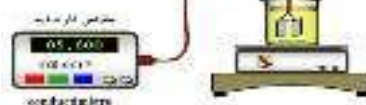
**Exemples :** Quelques réactions d'oxydoréduction, les réactions d'estérification et d'hydrolyse, réaction d'oxydation du fer en rouille.

### 3. Quelques techniques physiques pour mettre en évidence les transformations lentes :

- **Mesure de la pression :** Dans le cas de transformations accompagnées d'une modification de la quantité de matière gazeuse, nous utilisons le manomètre pour suivre la pression du mélange réactionnel dans le temps.



- **Conductimétrie :** Dans le cas des transformations ioniques, nous utilisons la conductimétrie pour observer l'évolution de la conductivité du mélange réactionnel dans le temps.



- **pH-métrie :** Dans le cas des ions  $H_3O^+$  et  $HO^-$  présent dans la réaction, nous utilisons le pH-mètre pour suivre l'évolution du pH de la solution (c.-à-d.  $[H_3O^+]$ ).



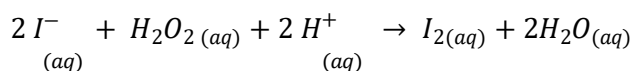
## III. Les facteurs cinétiques :

### 1. Définition :

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

### 2. Influence de la température :

**Activité 3:** Les ions iodures  $I^-_{(aq)}$  réagissent en milieu acide, lentement avec l'eau oxygénée  $H_2O_{2(aq)}$  selon l'équation :



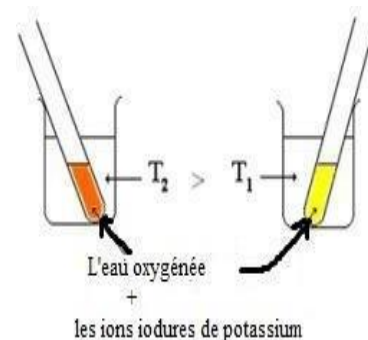
**Observation :** .....

.....

**Conclusion :**

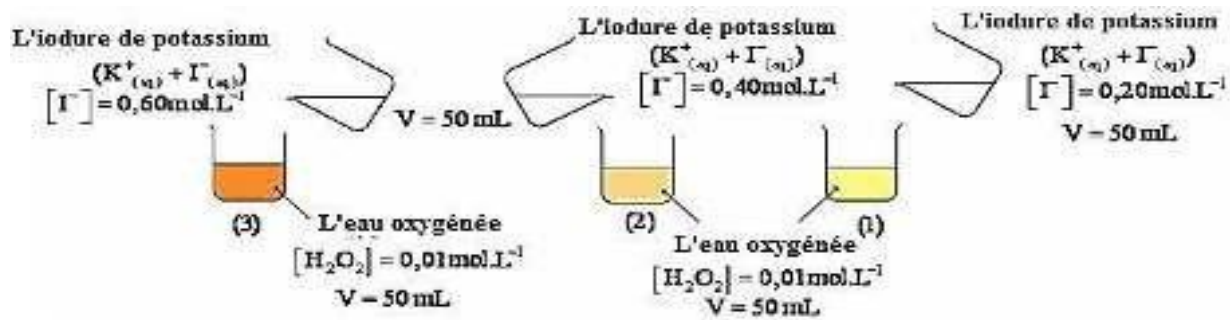
.....

.....



### 3. Influence de la concentration initiale des réactifs :

**Activité 4 :** Les ions iodures  $I^-_{(aq)}$  réagissent en milieu acide, lentement avec l'eau oxygénée  $H_2O_{2(aq)}$  selon l'équation :  $2 I^-_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} + 2 H^+_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 2 H_2O_{(aq)}$



**Observation :** Le mélange dans chacun des trois bécher prend progressivement une couleur jaune. Après quelques minutes, elle devient brune. Ce changement de couleur ne se fait pas à la même vitesse : le mélange dans le 3<sup>ème</sup> bécher devient brun avant le mélange dans le 2<sup>ème</sup> bécher, qui à son tour devient brun avant le mélange dans le premier bécher.

➤ **Conclusion :** .....

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

**Un catalyseur :** est une espèce chimique capable de modifier la vitesse d'une réaction sans changer l'état d'équilibre du système (il n'apparaît pas dans l'équation de la réaction) . Exemple : acide sulfurique ..etc

### 4. Application de facteurs cinétiques :

#### a. Accélération d'une transformation chimique :

Dans certains cas, le chimiste est obligé d'accélérer les réactions chimiques, par exemple, il augmente la température.

**Exemples :** - Combustion d'essence - utilisation d'une cocotte-minute pour cuire des aliments , ...etc

#### b. Abaissement de la vitesse d'une transformation chimique :

Le contrôle des facteurs cinétiques permet d'abaisser la vitesse de certaines transformations chimiques très rapides ou les stoppées.

**Exemples :** transformations exothermique - conservation des aliments - arrêt d'une transformation chimique ...

### Série N°C1 : Transformations rapides et transformations lentes

**Exercice 1 :** Nous mélangeons à 25°C, un volume  $V_1=10\text{mL}$  de l'eau oxygénée  $H_2O_2$  acidifié de concentration molaire  $C_1=0.5\text{mol/L}$  et un volume  $V_2=20\text{mL}$  d'iodure de potassium ( $K^+ + I^-$ ) de concentration molaire  $C_2=0.8\text{mol/L}$ .

1. Déterminer les deux couples qui interviennent dans la réaction et écrire la demi-équation de chaque couple.
2. Dédire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction.
3. Quelle est l'évolution du mélange qui se produit que nous pouvons distingué à l'œil nu.
4. Dresser le tableau d'évolution de la réaction.
5. Calculer l'avancement maximal  $x_{\max}$  , et déduire le réactif limitant.
6. Dédire la quantité de matière de la diode formée à la fin de l'expérience.
7. Nous répétons l'expérience précédent toute en gardant la même température et en augmentant la concentration de la solution iodure de potassium à  $C_2=1\text{mol/L}$ . Qu'arrivera-t-il à la durée de la réaction ?
8. Que se passerait-il-si nous mettons le premier mélange dans l'eau glacée ?