

Première Partie :  
Transformations  
rapides et lentes d'un  
système chimique

Unité 1  
4 H

## Transformations rapides et transformations lentes

التحولات السريعة و التحولات البطيئة

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ  
اللَّهُمَّ حَلِّمْتُكَ وَرَأَيْتُكَ وَرَأَيْتُكَ  
2ème Bac Sciences

Chimie

### I – Les réactions d'oxydoréduction ( rappel ) :

#### 1 – Activité :

On verse un certain **volume** de **solution** de **nitrate d'argent**  $(Ag_{(aq)}^+ + NO_3^-)$  dans un **bécher**, puis on ajoute un **morceau de fil de cuivre**  $Cu_{(s)}$ . Après un temps, la **solution initialement incolore** devient **bleue** et il se forme un **dépôt** d'un **corps solide brillant** sur le **fil de cuivre émergé**.

a- Qu'observez-vous ? Expliquer ces observations ?



Le **corps solide brillant** qui apparaît sur le **fil de cuivre émergé** est le **métal argenté**  $Ag_{(s)}$ . Alors, l'**ion  $Ag_{(aq)}^+$**  se **transforme** au **métal  $Ag_{(s)}$**  selon la **demi-équation** :  $Ag_{(aq)}^+ + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$  .

La **coloration bleue** de la **solution** devient **plus intense** indique la **formation** des **ions de  $Cu^{2+}_{(aq)}$**  . Alors, le **cuivre**  $Cu_{(s)}$  se **transforme** à l'**ion  $Cu^{2+}_{(aq)}$**  selon la **demi-équation** :  $Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$  .

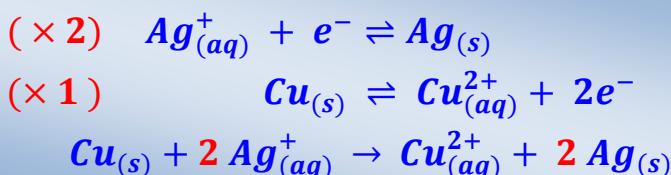
b- Déterminer l'**espèce chimique** qui joue le rôle d'**oxydant** et l'**espèce chimique** qui joue le rôle de **réducteur**, et en déduire les **couples oxydant/réducteur** intervenants dans **cette réaction**.

L'**ion d'argent**  $Ag_{(aq)}^+$  a joué le rôle de **l'oxydant**, car il a **acquis un électron** et se **réduit** au **réducteur conjugué**  $Ag_{(s)}$  . Ces **deux espèces** forment un **couple** :  $Ag_{(aq)}^+ / Ag_{(s)}$  .

L'**atome de cuivre**  $Cu_{(s)}$  a joué le rôle du **réducteur**, car il a **perdu deux électrons** et s'**oxydé** à l'**oxydant conjugué**  $Cu^{2+}_{(aq)}$  . Ces **deux espèces** forment un **couple** :  $Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$  .

c- Déduire l'**équation** de la **réaction** entre l'**ion d'argent** et l'**atome de cuivre** .

L'**équation de la réaction** peut être obtenue en **additionnant** les deux **demi-équations d'oxydoréduction** de sorte que les **électrons n'apparaissent pas** dans l'**équation bilan** :



#### 2 – Définition :

L'**oxydant (ox)** est toute **espèce chimique** capable d'**acquérir des électrons** lors d'une **réaction chimique**, et susceptible de se **réduire** au **réducteur (red)** selon l'**équation** suivante :  $ox + n e^- \rightleftharpoons red$  **Exemple** :  $Ag_{(aq)}^+ + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$  ....

Le **réducteur (red)** est toute **espèce chimique** capable de **perdre des électrons** lors d'une **réaction chimique**, et susceptible de s'**oxyder** à l'**oxydant (ox)** selon l'**équation** suivante :  $red \rightleftharpoons ox + n e^-$  **Exemple** :  $Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$  ....

## Physique - chimie

## Chimie

## Transformations rapides et lentes

Les espèces chimiques (*ox*) et (*red*) sont conjuguées et forment un couple *ox/red* s'il est possible de passer d'une espèce chimique à l'autre en gagnant ou en perdant des électrons selon l'équation suivante :  $ox + n e^- \rightleftharpoons red$ .

**Exemple :**  $Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$ ,  $Fe^{2+}_{(aq)} / Fe_{(s)}$  et  $Ag^+_{(aq)} / Ag_{(s)}$  ...

La 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.

On considère les couples suivants :  $ox_1/red_1$  et  $ox_2/red_2$

Pour le premier couple :  $n_2 \times (ox_1 + n_1 e^- \rightleftharpoons red_1)$

Pour le deuxième couple :  $n_1 \times (red_2 \rightleftharpoons ox_2 + n_2 e^-)$

L'équation bilan de la réaction est :  $n_2 ox_1 + n_1 red_2 \rightarrow n_2 red_1 + n_1 ox_2$

### 3 – Application :

Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre les ions du permanganate et des ions de fer (II) en milieu acide.

On considère les réactifs suivants :  $MnO_4^-_{(aq)}$  et  $Fe^{2+}_{(aq)}$

On considère les couples suivants :  $MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$  et  $Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$

Pour le premier couple :  $1 \times (MnO_4^-_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)} + 5 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4 H_2O_{(l)})$

Pour le deuxième couple :  $5 \times (Fe^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(aq)} + e^-)$

L'équation bilan :  $MnO_4^-_{(aq)} + 5 Fe^{2+}_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 5 Fe^{3+}_{(aq)} + 4 H_2O_{(l)}$

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

### 1 – Les transformations rapides :

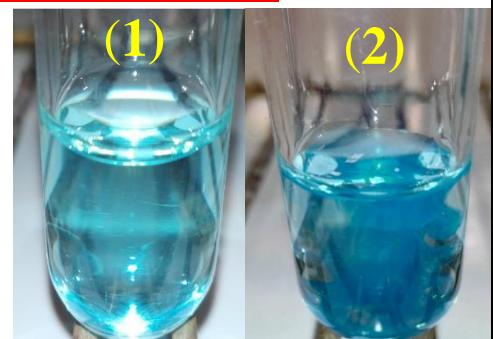
#### 1-1- Activité :

On verse 20 ml de solution de sulfate de cuivre II

$(Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)})$  dans un tube à essai (1), et on

ajoute 10 ml de la soude  $(Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)})$  (2).

a- Qu'observez-vous ? Quel est le nom du composé produit ?



On observe la formation d'un précipité bleu, c'est l'hydroxyde de cuivre II.

b- Écrire l'équation de cette réaction.

L'équation bilan :  $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 HO^-_{(aq)} \rightarrow Cu(OH)_2_{(s)}$ .

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

Cette réaction ne peut pas être suivie à l'œil nu. Alors, c'est une réaction rapide.

#### 1-2- Définition :

Les transformations rapides (instantanée) sont des transformations qui se produisent rapidement, de sorte que nous ne pouvons pas suivre leur évolution à l'œil nu ou avec les appareils de mesure courants disponibles en laboratoire. C-à-d qu'il est impossible de distinguer des états intermédiaires entre l'état initial et l'état final du système.

#### Exemple :

Réaction de précipitation du chlorure d'argent :  $Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)}$

Réactions acido-basiques :  $H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$

Réaction d'oxydoréduction:  $MnO_4^-_{(aq)} + 5 Fe^{2+}_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 5 Fe^{3+}_{(aq)} + 4 H_2O_{(l)}$

### 2 – Les transformations rapides :

#### 2-1- Activité :

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



a- Qu'arrive-t-il au mélange avec le temps ?

On observe que la couleur du mélange change avec le temps.

b- Expliquer ces observations ? Que concluez-vous ?

L'apparition du diiode est progressive, comme en témoigne la coloration progressive de la solution (apparaît en jaune et en marron). L'évolution progressive de la couleur du mélange montre que la transformation est lente.

c- Écrire l'équation de cette réaction.

On considère les réactifs suivants :  $H_2O_{2(aq)}$  et  $I_{(aq)}^-$

On considère les couples suivants :  $H_2O_{2(aq)} / H_2O_{(l)}$  et  $I_{2(aq)} / I_{(aq)}^-$

Pour le premier couple :  $H_2O_{2(aq)} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)}$

Pour le deuxième couple :  $2I_{(aq)}^- \rightleftharpoons I_{2(aq)} + 2e^-$

L'équation bilan :  $H_2O_{2(aq)} + 2I_{(aq)}^- + 2H_{(aq)}^+ \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

#### 2-2- Définition :

Les transformations lentes sont des transformations qui durent de quelques secondes à plusieurs heures, de sorte que leur évolution peut être suivie à l'œil nu ou avec les appareils de mesure courants disponibles en laboratoire.

Exemple : Réaction de l'acide chlorhydrique avec le zinc.

La réaction de dismutation de l'ion thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  en milieu acide.

La formation de la rouille (oxydation du fer) ou de la patine (oxydation du cuivre).

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

**MANOMÈTRE** : 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. Reconnaissant ainsi la nature de la transformation (rapide ou lente).

**CONDUCTIMÉTRIE** : Dans le cas des transformations ioniques, nous utilisons la conductimétrie pour observer l'évolution de la conductivité du mélange réactionnel dans le temps. Reconnaissant ainsi la nature de la transformation (rapide ou lente).

**PH-MÈTRE** : Dans le cas des ions  $H_3O_{(aq)}^+$  et  $HO_{(aq)}^-$  présent dans la réaction, nous utilisons le pH-mètre pour suivre l'évolution du pH de la solution (c-à-d  $[H_3O_{(aq)}^+]$ ). Reconnaissant ainsi la nature de la transformation (rapide ou lente).

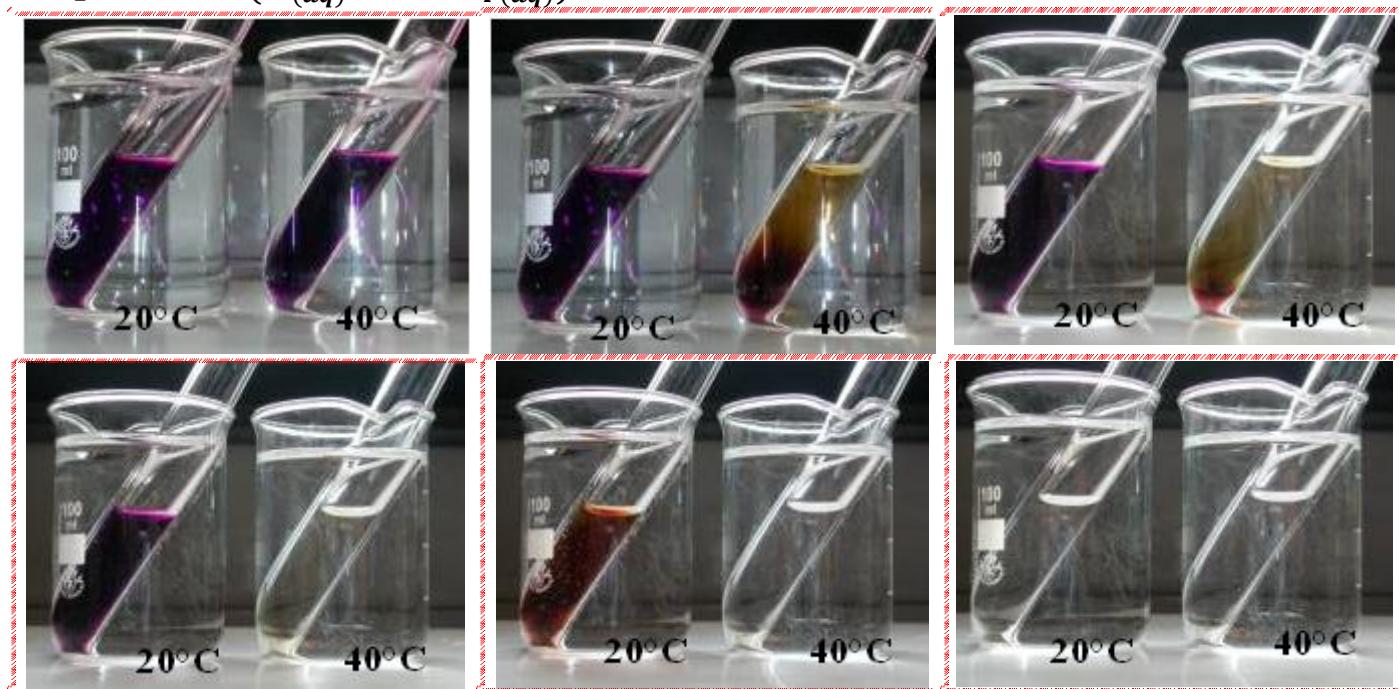
### III – La démonstration expérimentale de facteurs cinétiques :

Nous appelons un **facteur cinétique**, chaque **paramètre** pouvant **modifier** la **vitesse** de l'évolution d'un système chimique.

#### 1 – L'influence de la température :

##### 1-1- Activité :

On verse dans le **tube à essais** (1) et (2), **10,0 ml** de **solution d'acide oxalique** (éthanedioïque)  $H_2C_2O_4(aq)$  de **concentration** **0,50 mol. L<sup>-1</sup>**. Dans le **bécher de droite**, le **mélange** du **tube** (1) est plongé dans un **bain Marie** à **40°C**. Dans le **bécher de gauche**, le **mélange** du **tube** (2) est plongé dans un **bain Marie** à **20°C**. Dans le **même temps**, on ajoute aux **tubes** **5,0 ml** de **solution de permanganate de potassium** ( $K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)}$ ), et on obtient les **résultats** suivants :



a- Qu'observez-vous ? Que concluez-vous ?

On observe une **disparition rapide** de la **couleur violette** dans le **tube** (1) à **40 ° C**.

On conclue que la **réaction est rapide** si la **température** est **élevée**.

b- Écrire l'**équation** de réaction entre les **couples**  $MnO_4^-_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$  et  $CO_2(g)/H_2C_2O_4(aq)$ .

Pour le **premier couple** :  $2 \times (MnO_4^-_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)} + 5 e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4 H_2O(l)$

Pour le **deuxième couple** :  $5 \times (H_2C_2O_4(aq) \rightleftharpoons 2 CO_2(g) + 2 H^+ + 2 e^-)$

L'**équation bilan** :  $2MnO_4^-_{(aq)} + 5H_2C_2O_4(aq) + 6H^+_{(aq)} \rightarrow 2Mn^{2+}_{(aq)} + 10CO_2(g) + 8H_2O(l)$

##### 1-2- Résumé :

D'une **manière générale**, plus la **température** du **milieu réactionnel** est **élevée**, plus la **transformation** est **rapide** et **vice versa** .

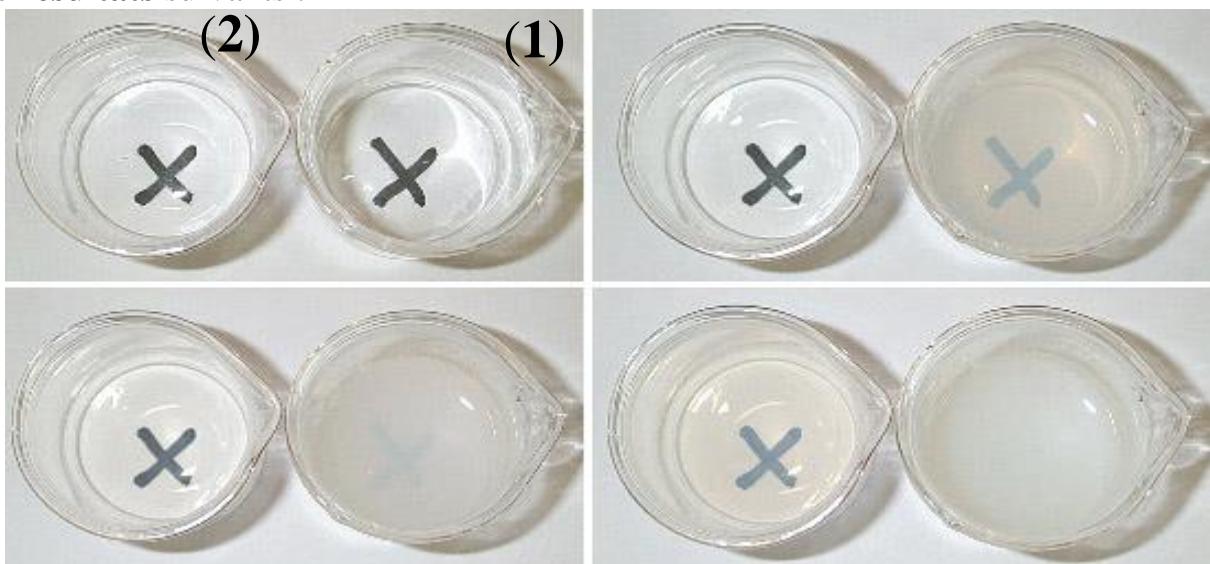
#### 2 – L'influence de la concentration initiale des réactifs :

##### 2-1- Activité :

On verse dans le **bécher** (1), **20,0 ml** de **solution de thiosulfate de sodium**

$(2Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)})$  de **concentration** **0,10 mol. L<sup>-1</sup>**, et on verse dans le **bécher** (2), **20,0 ml** de **solution de thiosulfate de sodium**  $(2Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)})$

de concentration  $0,05 \text{ mol. L}^{-1}$  . Dans le même temps, on ajoute aux bêchers  $20,0 \text{ ml}$  de solution de chlorure d'hydrogène de concentration  $0,10 \text{ mol. L}^{-1}$  . On projette un faisceau de lumière blanche sur le contenu du bêcher et on obtient les résultats suivants :



a- Qu'observez-vous ? Que concluez-vous ?

On observe l'apparition de particules solides du soufre en suspension dans la solution, et lorsque la quantité de soufre produite est importante il disperse la lumière qui rend la solution opaque (c-à-d le mélange perd sa transparence).

Ainsi que l'apparition de particules de soufre et la perte de transparence du mélange ont été plus rapides dans le bêcher (1).

Par conséquent, la vitesse de transformation est d'autant plus grande si les concentrations initiales des réactifs sont plus importantes.

b- Écrire l'équation de réaction entre les couples  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} / \text{S}_{(s)}$  et  $\text{SO}_2_{(aq)} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  .

Pour le premier couple :  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}_{(aq)}^+ + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{S}_{(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Pour le deuxième couple :  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2_{(aq)} + 2 \text{H}_{(aq)}^+ + 4 \text{e}^-$

L'équation bilan :  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{H}_{(aq)}^+ \rightarrow \text{S}_{(s)} + \text{SO}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

### 2-2- Résumé :

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

### 3 – Application de facteurs cinétiques :

#### 3-1- Accélération d'une transformation chimique :

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

Exemples : la synthèse de l'ammoniac - combustion d'essence - utilisation d'un cocotte-minute pour cuire des aliments ....

#### 3-2- L'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 .....