

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
السلام عليكم ورحمة الله وبركاته

2^{ème} Bac Sciences
Chimie

I – Les réactions d'oxydoréduction (rappel) :

1 – Activité :

On verse un certain volume de solution de nitrate d'argent ($Ag^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$) 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 la 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 : $Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$.

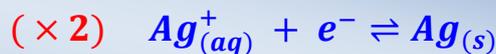
b- Déterminer l'espèce chimique qui joue le rôle d'oxydant et l'espèce chimique qui joue le rôle de réducteur, et en déduire les couples oxydant/réducteur intervenants dans cette réaction.

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 réduit 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'oxyde à l'oxydant (*ox*) selon l'équation suivante :

$red \rightleftharpoons ox + n e^-$ Exemple : $Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$



Les espèces chimiques (*ox*) et (*red*) sont **conjugués** 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 : $Cu_{(aq)}^{2+}/Cu_{(s)}$, $Fe_{(aq)}^{2+}/Fe_{(s)}$ 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 ox₁/red₁** et **ox₂/red₂**, 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 :

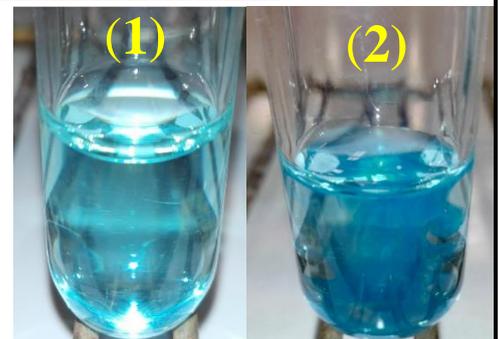
Les **transformations rapides (instantanée)** sont des **transformations** qui se produisent **rapidement**, de sorte que nous ne pouvons pas **suivre** leur **évolution** à l'**œil nu** ou avec les **appareils de mesure courants** disponibles en **laboratoire**. C-à-d qu'il est impossible de distinguer 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⁻¹ acidifier par l'acide sulfurique, et 50 ml de l'eau oxygénée de concentration 0,01 mol.L⁻¹.



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 **diiodure** 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** : $H_2O_{2(aq)} + 2 H^+_{(aq)} + 2 e^- \rightleftharpoons 2 H_2O_{(l)}$

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

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

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**. Reconnaisant 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**. Reconnaisant 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 $[H_3O^+_{(aq)}]$). Reconnaisant ainsi la **nature** de la **transformation** (**rapide** ou **lente**).

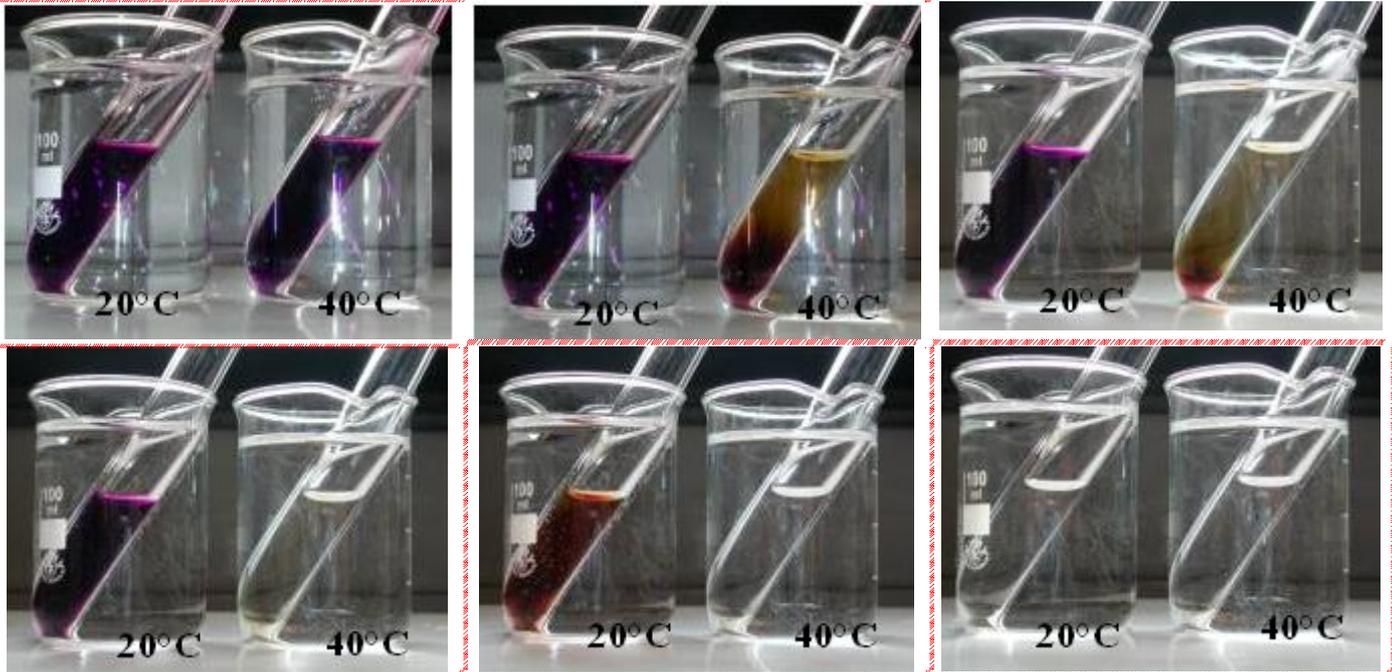
III – La démonstration expérimentale de facteurs cinétiques :

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 $0,50 mol.L^{-1}$. 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 :

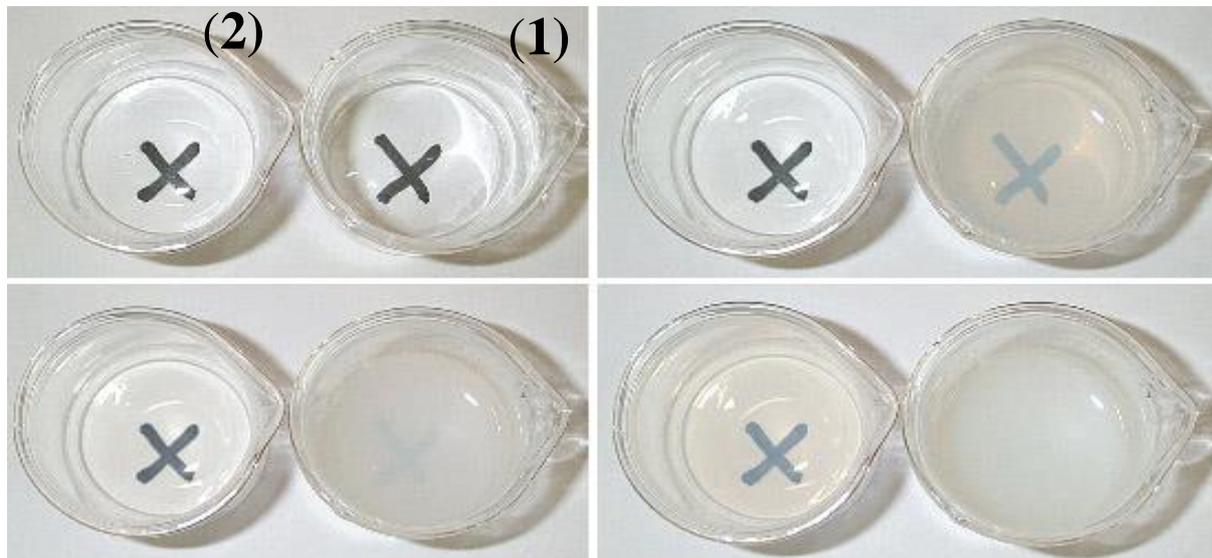
D'une **manière générale**, plus la **température** du milieu réactionnel est **élevée**, plus la **transformation** est **rapide** et **vice versa**.

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 $0,10 mol.L^{-1}$, 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 béchers $20,0 \text{ ml}$ 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 bécher 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 bécher (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 $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})/\text{S}(\text{s})$ et $\text{SO}_2(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$.

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

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

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

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