



# PARTIE A : LA TRANSFORMATION D'UN SYSTEME CHIMIQUE EST-ELLE TOUJOURS RAPIDE ?

## Chapitre 1 : Transformations lentes et rapides Connaissances et savoir-faire exigibles

### Pré requis :

- ✓ Réaction de précipitation (1<sup>ère</sup> S)
- ✓ Réactions d'oxydoréduction (1<sup>ère</sup> S)

### Connaissances et savoir-faire exigibles :

- (1) Écrire l'équation de la réaction associée à une transformation d'oxydoréduction et identifier dans cette équation les deux couples mis en jeu.
- (2) Définir un oxydant et un réducteur.
- (3) Montrer, à partir de résultats expérimentaux, l'influence des facteurs cinétiques sur la vitesse de réaction.

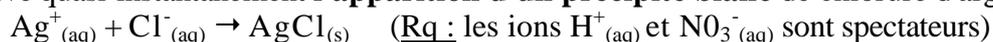
### I Mise en évidence expérimentale des différents types de transformations

#### 1) Transformations rapides :

##### a. Expériences :

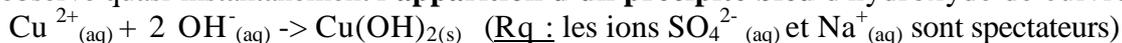
- Dans un tube à essais contenant du nitrate d'argent à  $10^{-1}$  mol/L, on ajoute quelques gouttes de solution d'acide chlorhydrique à 1 mol/L.

On observe quasi-instantanément **l'apparition d'un précipité blanc** de chlorure d'argent :



- Dans un tube à essais contenant du sulfate de cuivre II à  $10^{-1}$  mol/L, on ajoute quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L.

On observe quasi-instantanément **l'apparition d'un précipité bleu** d'hydroxyde de cuivre II



##### b. Définition

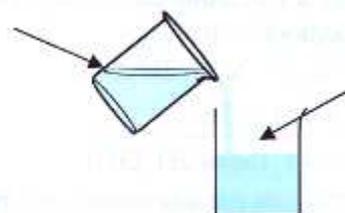
Une transformation est dite **rapide** lorsqu'elle se fait dans une **durée trop courte** pour que nous puissions **suivre l'évolution à l'œil nu**.

Ex : Les réactions explosives, les réactions de précipitation, les réactions acido-basiques.

#### 2) Transformations lentes :

##### a. Expériences : Exemple de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée

20 mL  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>)  
+  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (qq gouttes)



20 mL de iodure de potassium ( $5 \cdot 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup>)

*projeter le résultat de l'expérience*



On observe que l'apparition du diode est progressive comme en témoigne la coloration progressive de la solution.

Que s'est-il passé ?

Voir le paragraphe II : rappel d'oxydoréduction

### b. Définition

Une transformation est dite **lente lorsque l'on peut la suivre à l'oeil nu**, comme ici. On pourra également suivre ces transformations à l'aide d'instruments de mesure (spectrophotomètre, conductimètre, capteur de pression (voir TP $\chi$ n°3)).

Ex : Les réactions d'oxydoréduction sont souvent lentes.

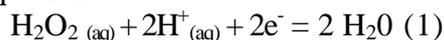
Rq : Il existe des transformations qualifiées d'infiniment lentes, ou ne nous pouvons apprécier l'évolution du système (ex : les transformations à l'origine du vieillissement du vin).

## II Rappels d'oxydoréduction <sup>(1) et (2)</sup> :

Raisonnons à partir de l'exemple pris pour illustrer les réactions lentes : nous avons fait réagir de l'eau oxygénée avec des ions iodures.

### 1) Oxydant :

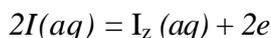
- On dit que l'eau oxygénée  $H_2O_{2(aq)}$  est un **oxydant**, car c'est une espèce chimique **susceptible de gagner** de électrons selon l'équation



On obtient alors **forcément** un réducteur,  $H_2O_{(l)}$ , qui est appelé réducteur conjugué de  $H_2O_{2(aq)}$ .

### 2) Réducteur :

- On dit que l'ion iodure  $I^-_{(aq)}$  est un réducteur, car c'est une espèce chimique susceptible de perdre des électrons selon l'équation



On obtient alors **forcément** un oxydant,  $I_{2(aq)}$ , qui est appelé oxydant conjugué de  $I^-_{(aq)}$ .

### 3) Couple oxydant réducteur et réaction d'oxydoréduction :

#### a. Couple oxydant réducteur :

Un oxydant et un réducteur conjugués forme un **couple oxydant/réducteur** noté Ox / Red.

Ici :  $H_2O_{2(aq)} / H_2O_{(l)}$  et  $I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$

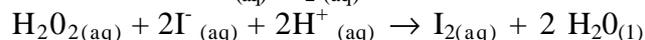
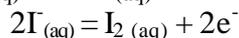
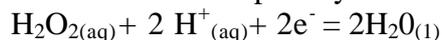
Le passage de l'oxydant au réducteur conjugué ou vice versa est formalisé par une demi équation :



#### b. Réaction d'oxydoréduction :

Une réaction d'oxydoréduction met enjeu un **transfert d'électrons** entre l'oxydant d'un couple oxydoréducteur le réducteur d'un autre couple oxydoréducteur.

Ici :



Deux ions iodures ont cédé deux électrons qui ont été gagnés par une molécule d'eau oxygénée.



#### 4) Méthodes d'écritures des réactions d'oxydoréduction : *Fiche élève*

##### ➤ Méthode d'écriture des demi équations électroniques :

- Oxydant +  $e^-$  = réducteur
- Equilibrer tous les atomes autres que O et H.
- Equilibrer les O en ajoutant des molécules d'eau (on est en solution aqueuse).
- Equilibrer les H en ajoutant des protons  $H^+_{(aq)}$  (quand il y en a besoin, c'est que l'on ait en milieu acidifié).
- Compléter le nombre d'électrons pour respecter les charges électriques.

##### ➤ Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

- On écrit les deux demi équations :  
$$\text{réducteur 1} = \text{oxydant 1} + n_1 e^- \quad (\times n_2)$$
$$\text{oxydant 2} + n_2 e^- = \text{réducteur 2} \quad (\times n_1)$$
- On s'arrange pour avoir le même nombre d'électrons transférés dans les deux équations : pour cela, on multiplie par  $n_2$  la première et par  $n_1$  la seconde :  
$$n_2 * \text{réducteur 1} = n_2 * \text{oxydant 1} + n_2 * n_1 e^-$$
$$n_1 * \text{oxydant 2} + n_1 * n_2 e^- = n_1 * \text{réducteur 2}$$
- On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :  
$$n_1 * \text{oxydant 2} + n_2 * \text{réducteur 1} \rightarrow n_2 * \text{oxydant 1} + n_1 * \text{réducteur 2}$$

Exercices n°7 et 9 p 43

### III Influence de paramètres sur la vitesse de réaction : facteurs cinétiques<sup>(3)</sup> :

#### 1) Définition :

Nous allons voir dans ce paragraphe les **grandeurs qui peuvent influencer sur la durée donc la vitesse** d'une transformation chimique : on les appelle les **facteurs cinétiques**.

#### 2) La température : *Fiche élève pour 2) et 3)*

##### a. Expérience :

On prépare une solution dans un bécher avec 20 mL de liqueur de Fehling et une spatule de glucose en poudre. On fait trois parts de cette solution dans trois tubes à essais

- Le premier est laissé à température ambiante.
- Le deuxième est mis dans un bain marie à 40°C environ.
- Le troisième est chauffé au bec électrique.

##### b. Observations

Le mélange réactionnel n'a pas évolué dans le premier tube, il met quelques minutes à réagir dans le deuxième tube et la couleur du milieu change très rapidement dans le dernier tube.

##### c. Conclusion

L'évolution du système chimique est **d'autant plus rapide** que la **température** du milieu est **grande**.

##### d. Applications

- Cette expérience nous fait comprendre pourquoi nous cuisons les aliments aisément dans une cocotte minute (P importante = T importante).
- Elle explique aussi pourquoi on **met les aliments au frais afin de les conserver** (on ralentit les transformations chimiques responsables de la dégradation des aliments).



### 3) La concentration initiale des réactifs :

#### a. Expérience :

Reprenons notre réaction entre l'eau oxygénée et les ions iodures

- On prépare trois béchers avec 30 mL d'eau oxygénée à  $10^{-1}$  mol/L acidifiée par quelques gouttes d'acide sulfurique.
- On prépare trois autres béchers (A, B, C) avec respectivement 10 mL, 30 mL et 60 mL d'une solution d'iodure de potassium à 0.5 mol/L. On complète ceux-ci à 70 mL avec de l'eau distillée.
- Dans le même temps que l'on déclenche un chronomètre, on verse les 30 mL d'eau oxygénée dans chaque bécher A, B et C ; on homogénéise.

#### b. Observations :

- Au début de l'expérience, à un instant précis, la coloration de C est plus intense que celle de B qui est elle-même plus intense que celle de A.
- Au bout d'un certain temps, la coloration cesse de s'accroître, il faut 5 min pour que C atteigne la coloration maximum, 11 min à B et plus de 30 min à A. les trois béchers ont alors la même couleur.

#### c. Conclusion :

L'évolution du système chimique est **d'autant plus rapide que les concentrations initiales des réactifs sont grandes.**

### 4) Autres facteurs :

Il existe d'autres facteurs cinétiques : les catalyseurs (étudiés par la suite), la lumière, le solvant dans lequel est effectuée la réaction ...

Exercices n°14 p 44/45