

## Cours : Transformations lentes et transformations rapides

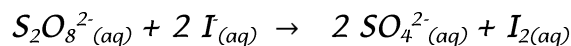
### I. Rappels sur les couples oxydant/réducteur et sur l'écriture des réactions d'oxydoréduction :

#### 1. Un exemple de réaction d'oxydoréduction : la réaction entre l'ion peroxodisulfate avec l'ion iodure :

Expérience :

- Mettre dans un bécher, 50 mL de la solution aqueuse d'iodure de potassium de concentration en soluté apportée  $C = 2,5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Versez 50 mL de la solution aqueuse de peroxodisulfate de sodium  $2 \text{ Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  de concentration en soluté apportée  $C = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Agiter, puis noter les observations

On donne l'équation associée à cette transformation :



Question-réponse :

- Quels sont les deux couples mis en jeu ? (oxydant/réducteur)

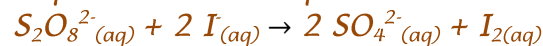


- Ecrire les demi-équations correspondantes.



- Retrouver l'équation de la transformation chimique.

On multiplie par deux la première demi-équation afin le nombre de mole d'électrons soit le même :



- Quelles sont vos observations :

Au cours du temps, la solution contenue dans le bécher prend une teinte brune de plus en plus intense. La réaction est lente .

- A quel produit est dû l'apparition de la couleur brune ?

La couleur brune est due à l'apparition du diiode.

#### 2. Définitions :

- un réducteur est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.
- un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
- une oxydation est une perte d'électrons et une réduction est un gain d'électrons.

- un oxydant et un réducteur conjugués forment un couple oxydant/réducteur, noté Ox / Red. Le passage possible d'un oxydant à son réducteur conjugué et réciproquement est formalisé par une demi-équation électronique d'oxydoréduction :  

$$\text{oxydant} + n e^- \rightleftharpoons \text{réducteur}$$
- une réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique mettant en jeu un transfert d'électrons entre un réducteur (qui cède des électrons) et un oxydant (qui capte des électrons).

## II. Type de transformation chimique :

À l'échelle humaine, on distingue trois catégories de transformation chimique :

- La transformation quasi instantanée de durée inférieure à la seconde. On dit que la réaction est rapide  
 On ne peut pas observer l'évolution de la réaction à l'œil. C'est le cas de certaines réactions de précipitation. La formation du précipité se fait instantanément.
- La transformations lente dont la durée est de l'ordre de quelques secondes à plusieurs minutes.  
 On peut observer l'évolution de la réaction.
- Les transformation extrêmement lente ou infiniment lente dont la durée est de l'ordre de plusieurs jours à plusieurs semaines.  
 On ne peut pas observer l'évolution de la réaction à l'œil.

## III. Mise en évidence expérimentale de transformations lentes.

### 1)- Oxydation des ions iodeure par de peroxyde d'hydrogène en milieu acide.

#### a)- Expérience :

A l'instant  $t = 0, 0 \text{ s}$ , on verse un volume  $V = 100 \text{ mL}$  d'une solution d'iodeure de potassium de concentration  $C = 0,20 \text{ mol / L}$  et un volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  d'une solution d'eau oxygénée de concentration  $C_1 = 5,6 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$  dans un erlenmeyer de  $250 \text{ mL}$ , puis on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

#### b)- Observations :

Au cours du temps, la solution contenue dans le bécher prend une teinte brun orangé de plus en plus intense. Donc on peut observer l'évolution de la transformation grâce au changement de teinte de la solution.

Le changement de teinte est dû à la formation de diiode en milieu aqueux.

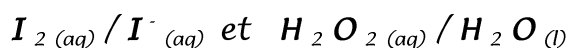
#### c)- Interprétations :

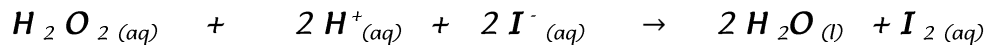
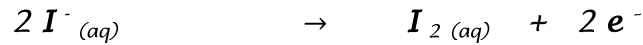
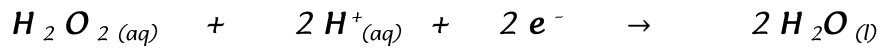
Il se produit une réaction d'oxydoréduction entre les ions iodeure et l'eau oxygénée en milieu acide.

Cette transformation est lente par rapport à l'échelle humaine.

#### d)- Écrire l'équation de la réaction chimique :

On donne les couples intervenants au cours de la transformation :





## 2)- Dismutation de l'ion thiosulfate en milieu acide.

### a)- Expérience :

Dans un bécher de 100 mL, on verse :

- 45 mL de thiosulfate de sodium de concentration  $C_1 = 0,13 \text{ mol / L}$ ,
- 5 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_2 = 0,10 \text{ mol / L}$ .

### b)- Observations :

On observe la formation d'un précipité jaune de soufre qui trouble peu à peu la solution.

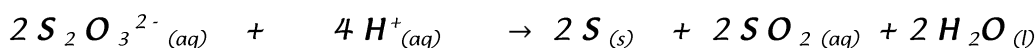
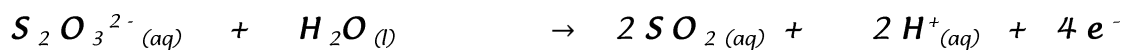
### c)- Interprétation :

La transformation est lente, on peut observer son évolution.

L'équation de la réaction :

On donne les couples mis en jeu :  $S_2O_3^{2-}_{(aq)} / S_{(s)}$  et  $SO_2_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

- On dit que l'ion thiosulfate se dismute car il apparaît dans deux couples différents en tant que réducteur dans un couple et oxydant dans l'autre couple.



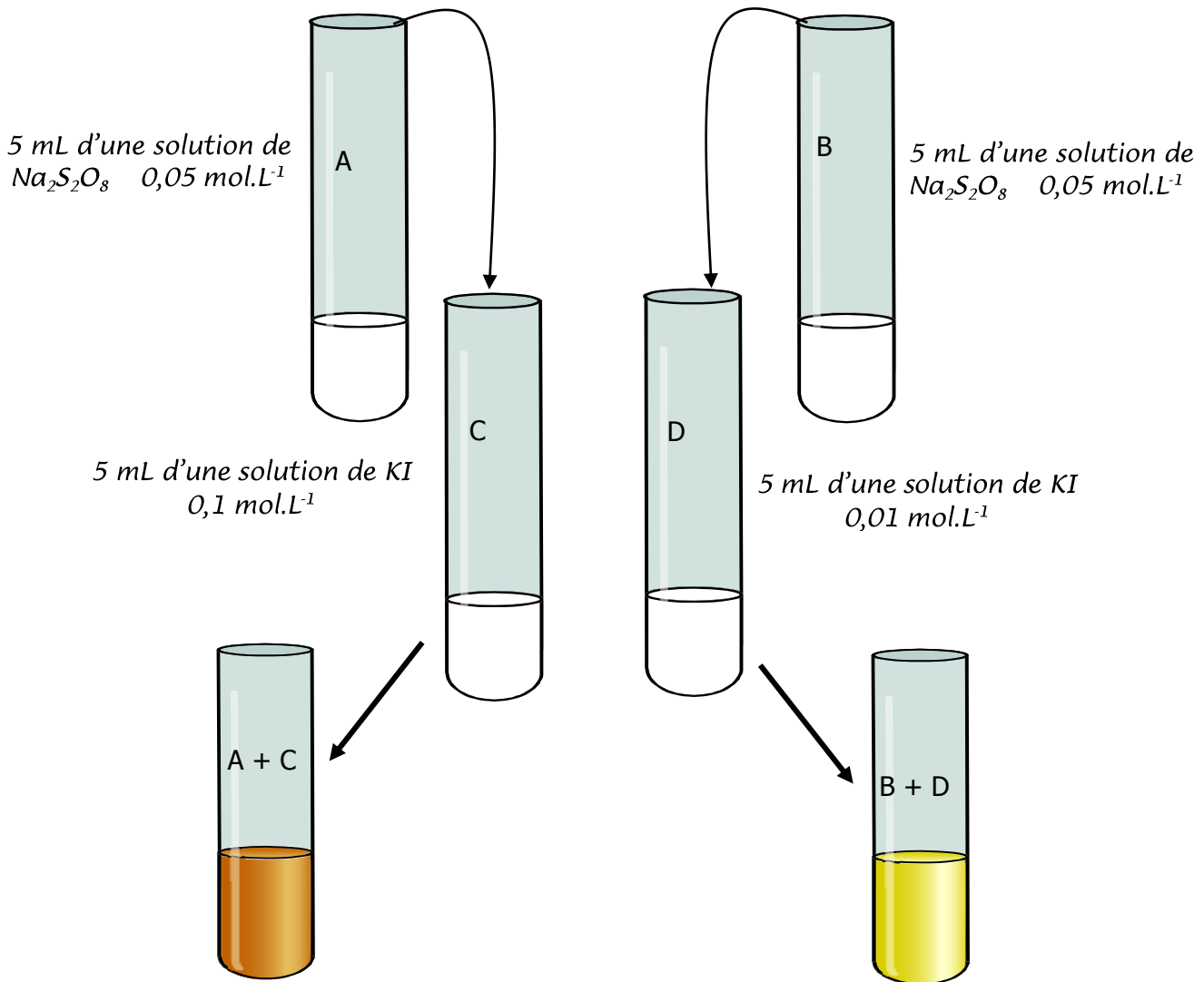
On dit que l'ion thiosulfate se dismute car il apparaît dans deux couples différents en tant que réducteur dans un couple et oxydant dans l'autre couple.

La réaction de dismutation de l'ion thiosulfate en milieu acide est une transformation lente.

## VI. Influence des facteurs cinétiques sur la vitesse de réaction :

**TP :** La mise en évidence expérimentale de l'influence des facteurs cinétiques sera réalisée enTP

## 1 . Influence des concentrations des réactifs sur la vitesse d'une réaction :



Verser simultanément le contenu du tube à essai A dans C et celui de B dans D. Notez vos observations :

*L'apparition de la couleur brune est plus rapide dans le mélange A + C que dans le mélange B + D.*

### Conclusion :

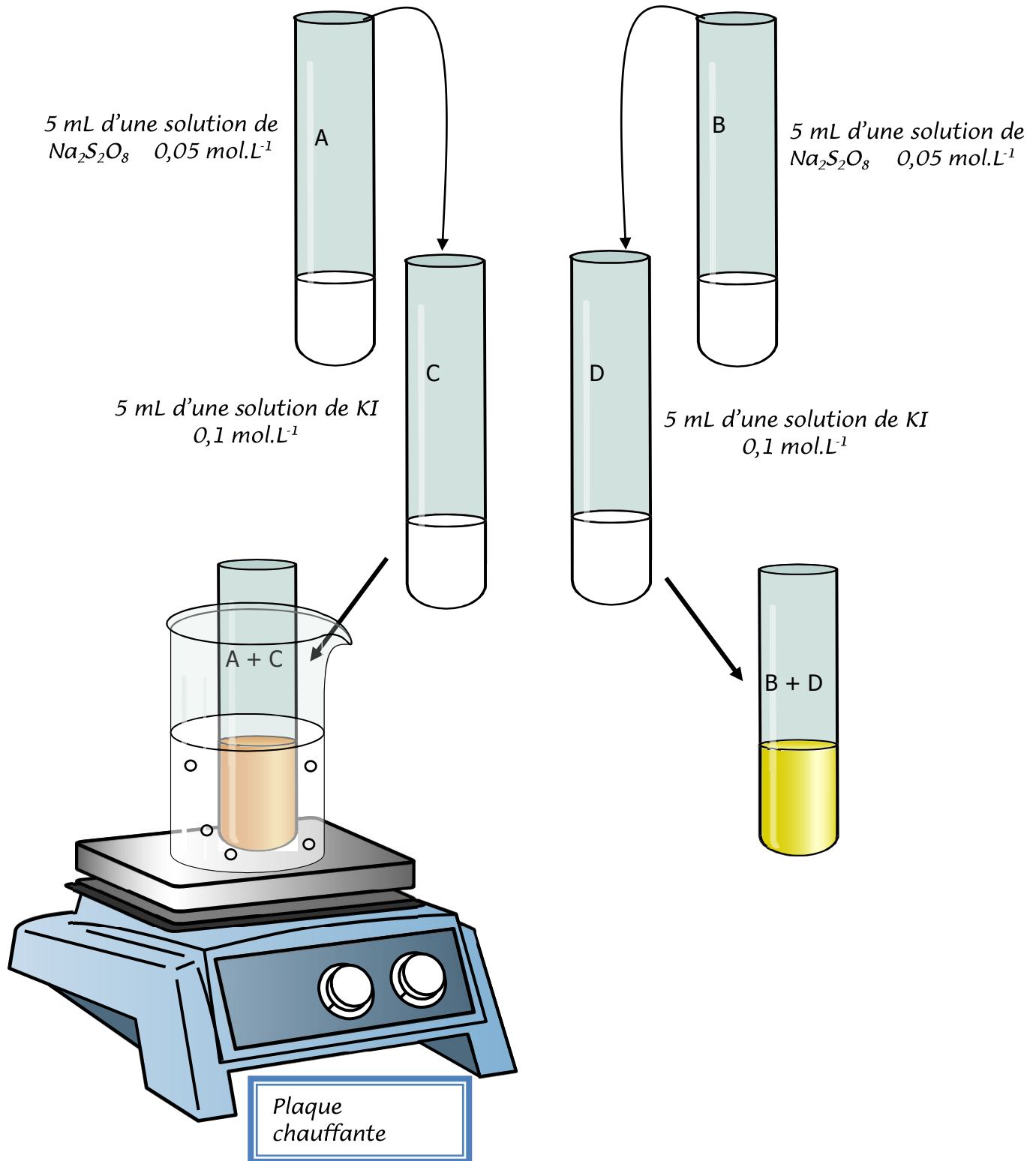
La formation du diiode augmente avec la concentration initiale des réactifs.

On dit que la concentration des réactifs est un facteur cinétique.

De façon générale l'avancement d'une réaction augmente avec la concentration initiale des réactifs.

Comme applications au laboratoire la dilution, en diminuant la concentration des réactifs on peut ralentir ou stopper une réaction.

## 2- Influence de la température sur la vitesse d'une réaction



Verser simultanément le contenu du tube à essai A dans C et celui de B dans D. Notez vos observations :

*L'apparition de la couleur brune est plus rapide dans le mélange A + C que dans le mélange B + D.*

**Conclusion :**

La formation du diiode augmente avec la température.  
On dit que la température est un facteur cinétique.

De façon générale l'avancement d'une réaction augmente avec la température. Illustrations dans la vie courante :

- cuisson à l'autocuiseur.
- conservation des aliments par le froid.

Remarque : quelques applications au laboratoire :

- chauffage pour accélérer la réaction.
- trempe (refroidissement brutal du milieu réactionnel) pour stopper la réaction.

Remarque : si l'on verse de l'eau froide dans un milieu réactionnel, on fait intervenir les deux facteurs cinétiques (trempe + dilution).