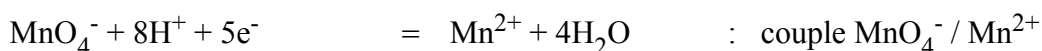
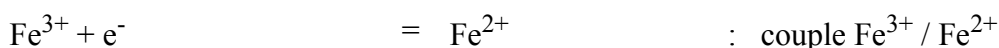
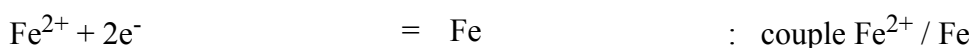


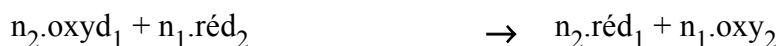
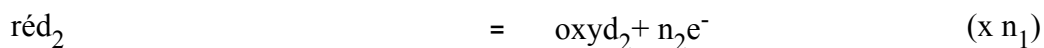
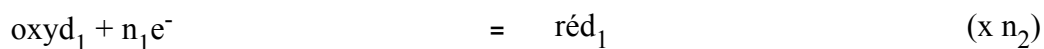
Chap 2 : Transformations lentes et transformations rapides

I) Oxydoréduction (rappel de 1^{er} S)

- Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électron(s).
- Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électron(s).
- Un couple oxydant/réducteur est formé d'un oxydant et d'un réducteur qui se correspondent dans une réaction d'oxydoréduction.



- Une oxydoréduction est une réaction où deux couples rédox échangent un ou plusieurs électrons.
- Couples oxyd₁/réd₁ et oxyd₂/réd₂. L'oxydant le plus fort (par exemple oxyd₁) oxyde (prend un ou plusieurs électron(s)) le réducteur le plus fort (réd₂) :



Remarques: La flèche indique le sens de l'évolution de la réaction rédox.

Le nombre d'électrons ($n_1 n_2$) cédés par le réducteur 2 doit être égal au nombre d'électrons ($n_1 n_2$) captés par l'oxydant 1.

➤ Exemple :



II) Transformation rapide et transformation lente.

La cinétique chimique est l'étude de l'évolution des systèmes chimiques au cours du temps.

1) Transformation rapide :

Une transformation est rapide si elle se fait en une durée trop courte pour que son évolution puisse être suivie "à l'œil nu" ou avec les appareils de mesure courants.

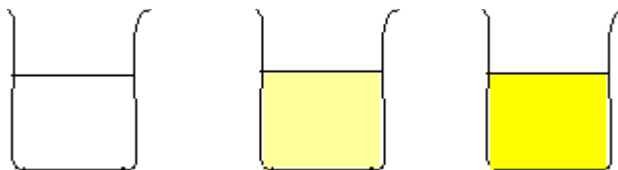
Exemple : décomposition d'un explosif , réactions de précipitations et réactions acido-basiques.

2) Transformation lente :

C'est une transformation dont l'évolution peut être suivie "à l'œil nu" ou avec les appareils de mesure courants pendant quelques secondes (ou plus longtemps).

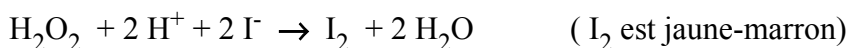
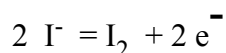
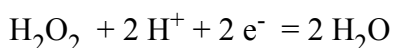
Exemple : Réaction des ions iodure avec l'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène).

50 mL de solution K^+ , I^- à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ + 50 mL d'eau oxygénée à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ acidifiée avec quelques gouttes de H_2SO_4 concentré



L'apparition du diiode est progressive comme en témoigne la coloration progressive de la solution.

Ecrire l'équation chimique : couples : $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ et I_2 / I^-



Exemples : formation de la rouille , fermentation alcoolique , réaction d'estérification

III) Facteurs cinétiques.

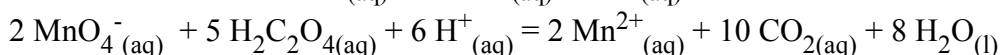
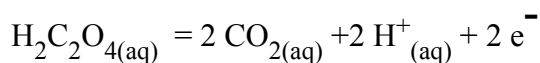
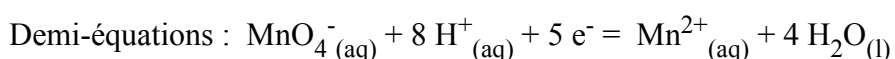
➤ Définition : Un facteur cinétique est une grandeur qui modifie la vitesse avec laquelle se produit une transformation chimique.

➤ Mise en évidence :

Question : Quel facteur pourrait modifier la vitesse d'une transformation chimique ?

Exemple 1 : les ions permanganate en milieu acide réagissent avec l'acide oxalique $\text{HO}_2\text{C}-\text{CO}_2\text{H}$ (éthanedioïque). A droite le mélange est plongé dans un bain Marie à 40°C .

A gauche le mélange est plongé dans un bain Marie à 20°C .



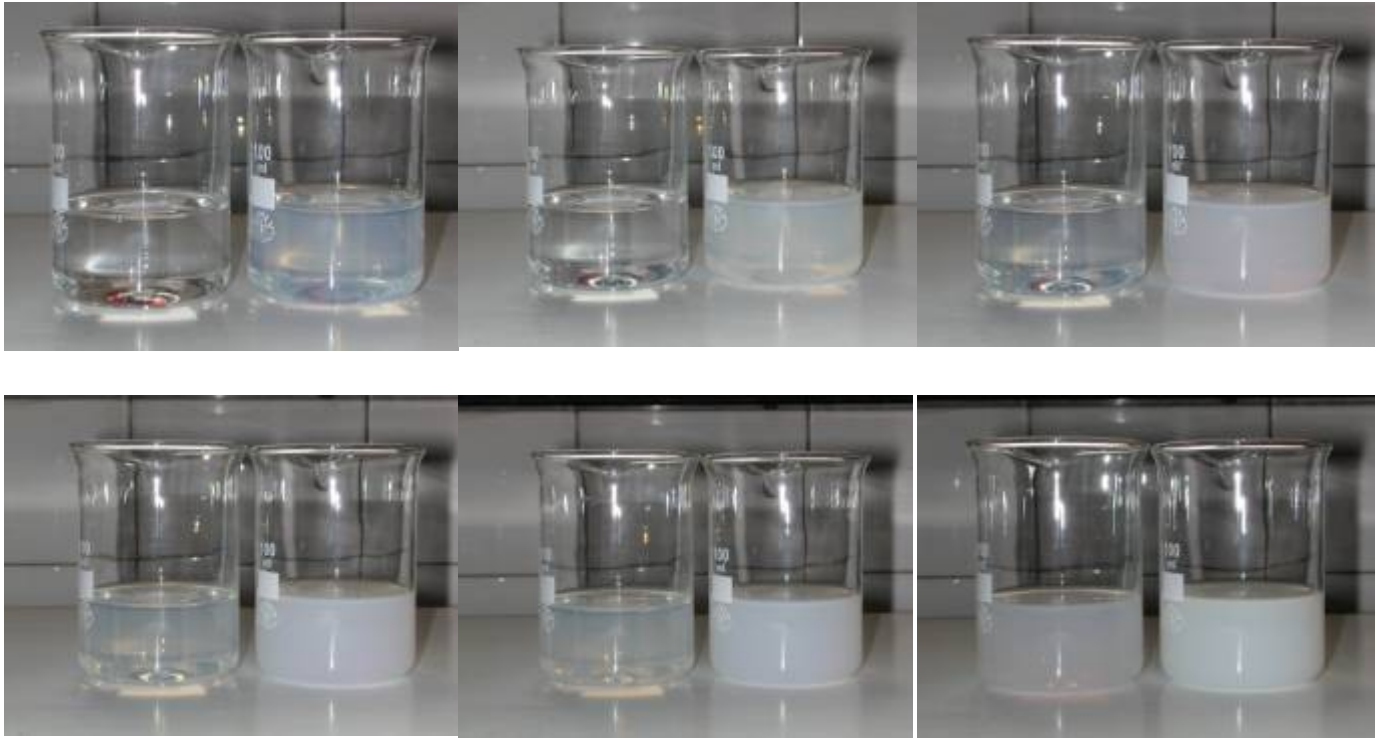
Plus la température du milieu réactionnel est élevée, plus la transformation est rapide. Inversement plus la température du milieu est basse plus la transformation est lente et peut même être bloquée.

Applications:

- ✓ On accélère certaines transformations dans l'industrie pour les rendre plus rentables.
- ✓ On refroidit brutalement certains milieux réactionnels pour stopper certaines transformations (cela s'appelle une "trempe").
- ✓ Un réfrigérateur et un congélateur permettent de ralentir les transformations de dégradation biochimiques des aliments.
- ✓ La cuisson des aliments est accélérée dans un autocuiseur car la température y est élevée.

Exemple 2 : Réaction entre les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ et les ions oxonium H_3O^+

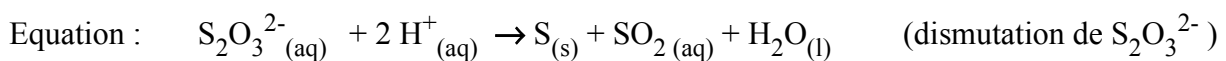
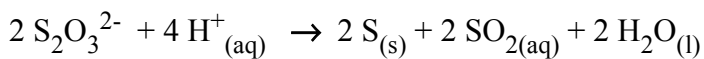
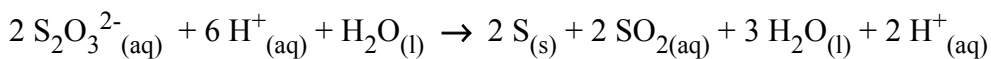
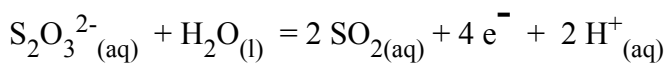
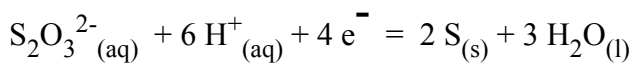
A droite la concentration initiale en ions thiosulfate est deux fois plus élevée qu'à gauche.



(à placer sur rétroprojecteur, dans le 1^{er} bécher, 20 mL de solution de $Na_2S_2O_3$ à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, dans le 2^{ème} bécher, 20 mL de solution de $Na_2S_2O_3$ à $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute dans les 2, 20 mL de HCl à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ (durée $\approx 1 \text{ min}$)

Couples : $S_2O_3^{2-} / S$ et $SO_2 / S_2O_3^{2-}$



Cette réaction produit du soufre en suspension qui rend la solution opaque.

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

Conséquences :

On peut stopper une réaction par dilution à un instant où l'on veut faire l'analyse d'un mélange.

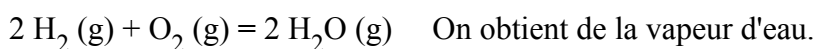
Au cours d'une réaction, la vitesse diminue constamment car la concentration des réactifs décroît au cours de l'avancement. (à l'exception des réactions autocatalytiques (rares) qui produisent leur propre catalyseur, ce qui accélère la réaction).

Exemple 3 : L'oxydation du dihydrogène H₂ par le dioxygène O₂ est infiniment lente à température ordinaire.

Le mélange d'un volume de O₂ pour deux volumes de H₂ est cinétiquement inerte.

Au bout de plusieurs jours, rien ne s'est passé.

Une réaction spontanée peut néanmoins avoir lieu dès que l'on met le mélange au contact d'un peu de mousse de platine. La réaction est alors explosive :



Le platine est un catalyseur de cette réaction.

Un catalyseur est une substance qui augmente la vitesse d'une réaction chimique sans la modifier, il est régénéré à la fin de celle-ci.

Conclusion : La concentration des réactifs, la température et la présence d'un catalyseur sont des facteurs cinétiques.

©Sciences Mont Blanc

Fiche réalisée par P.Bourton

Pour en savoir plus <http://montblancsciences.free.fr>