

Leçon N°2: Transformations lentes et rapides

Situation problème : Le mystère du feu d'artifice

Lors de la fête nationale, Léa observe un magnifique feu d'artifice. Elle remarque que certaines fusées produisent des étincelles qui durent longtemps, tandis que d'autres créent des explosions de couleur rapides et intenses. Intriguée, elle se demande pourquoi il y a une telle différence dans la durée et l'intensité des réactions chimiques qui produisent ces effets lumineux.

Questions :

1. Quels types de transformations chimiques pourraient expliquer les étincelles qui durent longtemps ?
2. Quels facteurs pourraient influencer la vitesse des réactions dans les feux d'artifice ?
3. Pourquoi certaines couleurs apparaissent-elles instantanément tandis que d'autres semblent se développer plus lentement ?

Solutions :

1. Les étincelles qui durent longtemps sont probablement le résultat de transformations lentes. Ces réactions pourraient impliquer la combustion contrôlée de certains métaux, comme le fer ou le titane, qui brûlent lentement dans l'air.
2. Plusieurs facteurs peuvent influencer la vitesse des réactions dans les feux d'artifice :
 - La température : les températures élevées accélèrent généralement les réactions.
 - La taille des particules : des particules plus fines réagissent plus rapidement.
 - La présence de catalyseurs : certains composés peuvent accélérer les réactions sans être consommés.
3. Les couleurs qui apparaissent instantanément sont probablement le résultat de transformations rapides, comme l'excitation et la désexcitation rapide des atomes de certains métaux (par exemple, le strontium pour le rouge, le baryum pour le vert). Les couleurs qui se développent plus lentement pourraient être dues à des réactions plus complexes ou à des transformations lentes impliquant la formation progressive de composés colorés.

I Introduction aux réactions d'oxydoréduction:

Les réactions d'oxydoréduction impliquent un transfert d'électrons entre des espèces chimiques.

Définitions importantes :

- Oxydation : perte d'électrons.
- Réduction : gain d'électrons
- Oxydant : espèce qui gagne des électrons
- Réducteur : espèce qui perd des électrons

Exemple :

Considérons la réaction entre le fer et les ions cuivre (II) : $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

Exercice d'application 1 :

1. Écrire les demi-équations d'oxydo-réduction pour chacun des couples suivants: Al^{3+}/Al ; Cl_2/Cl^- ; MnO_4^-/Mn^{2+} ; Fe^{3+}/Fe^{2+}
2. Écrire l'équation d'oxydo-réduction entre les ions ferreux Fe^{2+} et les ions permanganates MnO_4^- en milieu acide sachant que

II Transformations lentes et transformations rapides :

II.1 Transformations rapides :

II.1.1 Définition:

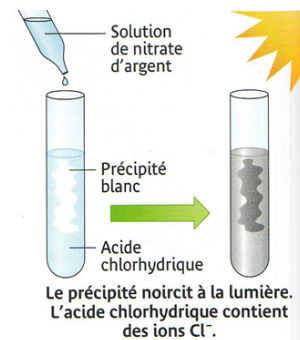
Une transformation rapide est une transformation qui se fait en une courte durée de telle façon qu'on ne peut pas suivre son évolution en fonction du temps avec l'œil ou avec les appareils de mesure.

II.1.2 Exemple pratique :

Précipitation du chlorure d'argent.

Expérience :

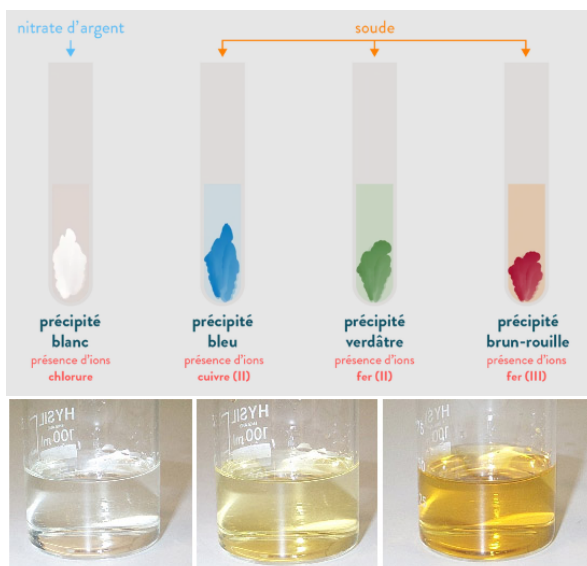
1. Versez une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$) dans un tube à essai.
2. Ajoutez une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$).
3. Observez la formation immédiate d'un précipité blanc de chlorure d'argent.
4. Équation : $Ag_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^- \longrightarrow AgCl_{(s)}$
5. Application : Cette réaction est utilisée dans la photographie argentique pour créer l'image sur le film.



Précipitation de l'hydroxyde de fer III.

On verse dans un tube à essais une solution de chlorure de fer III ($Cl^- + Fe^{3+}$) puis on lui ajoute une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + OH^-$) solution d'hydroxyde de sodium

On constate la formation d'un précipité de couleur rouille d'hydroxyde de fer III selon une réaction rapide dont l'équation s'écrit: $Fe_{(aq)}^{3+} + 3 HO_{(aq)}^- \longrightarrow Fe(OH)_3$



II.2 Transformations lentes :

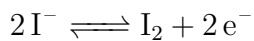
II.2.1 Définition:

Une transformation lente est une transformation qui se fait dans une certaine durée de telle façon qu'on puisse suivre son évolution en fonction du temps avec l'œil ou avec les appareils de mesure.

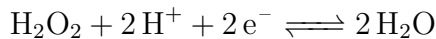
Exemple pratique :

Réaction entre les ions iodure (I^-) et l'eau oxygénée (H_2O_2) (peroxyde d'hydrogène)

- On verse dans un tube à essais une solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$) puis on lui ajoute un peu d'eau oxygénée (H_2O_2) acidifiée (avec quelques gouttes d'acide sulfurique H_2SO_4)
- On constate que la couleur du mélange réactionnel évolue progressivement du jaune au jaune foncé puis prend une coloration brune qui devient de plus en plus foncée en fonction du temps .
- Donc la réaction des ions iodures I^- et les molécules H_2O_2 est une réaction lente au cours de laquelle les ions iodures s'oxydent selon la demi-équation suivante:



- Alors que les molécules H_2O_2 se réduisent selon la demi-équation suivante:



- L'équation bilan d'oxydo-réduction: $H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \xrightarrow{\text{réaction lente}} I_2 + 2H_2O$
- Application : Cette réaction est utilisée dans certains tests de détection de peroxyde d'hydrogène.

III Les facteurs cinétiques

III.1 Définition:

On appelle facteur cinétique tout paramètre capable d'influer sur la vitesse d'une transformation chimique.

III.2 Influence des facteurs cinétiques sur la vitesse de la réaction:

III.2.1 Influence de la température:

Règle générale : Une augmentation de la température accélère la réaction.

D'une manière générale, 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.

Applications: On accélère certaines transformations dans l'industrie pour les rendre plus rentables.

On refroidit brutalement certains milieux réactionnels pour "arrêter" certaines transformations (on réalise ainsi ce qu'on appelle une "trempe").

Un réfrigérateur et un congélateur permettent de ralentir les transformations de dégradation biochimiques des aliments.

Dans l'exemple ci-dessous, les ions permanganate MnO_4^- en milieu acide réagissent avec l'acide oxalique (éthanedioïque) $H_2C_2O_4$. Dans le bécher de droite le mélange est plongé dans un bain Marie à 40°C. Dans le bécher de gauche le mélange est plongé dans un bain Marie à 20°C.

III.2.2 Influence de la concentration initiale des réactifs :

Règle générale : Des concentrations plus élevées accélèrent la réaction.

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



Dans l'exemple ci-dessous, la réaction entre les ions thiosulfate et les ions oxonium produit du soufre en suspension qui rend la solution opaque. A droite la concentration initiale en ions thiosulfate est deux fois plus élevée qu'à gauche.

On constate que la vitesse de la réaction est d'autant plus grande que la concentration initiale de l'un des réactif est plus grande. Donc la concentration initiale des réactifs est un facteur cinétique.

Remarque : Il existe d'autres facteurs cinétiques comme le catalyseur et la nature du solvant

IV Quelques application des facteurs cinétiques

- On peut ralentir ou accélérer une transformation chimique en agissant sur les facteurs cinétiques.
- On accélère des transformations en augmentant la température du milieu réactionnel.
- On ralentit ou on bloque des transformations, on contrôle des réactions dangereuses, on diminuant la température ou en diluant le mélange réactionnel.