

Tp X1 TRANSFORMATIONS RAPIDES OU LENTES

FACTEURS CINETIQUES.

Données. Quelques couples oxydant réducteur:



Les expériences de la partie A vont nous permettre de montrer que la durée d'évolution des systèmes chimiques est très variable. Nous allons étudier le déroulement temporel des réactions chimiques, c'est-à-dire leur **cinétique**.

A°) MISE EN EVIDENCE DE TRANSFORMATIONS LENTES OU RAPIDES.

Pour chaque expérience répondre aux questions suivantes:

- Reprendre sous forme de dessin l'expérience effectuée en y indiquant les observations faites;
- Comment peut-on interpréter les observations effectuées ?
- S'agit-il d'une transformation d'oxydoréduction, acidobasique ou autre (précipitation...)?
- Etablir l'équation-bilan de la réaction mise en jeu (éventuellement au préalable les demi-équations).
- S'agit-il d'une transformation que l'on peut qualifier de lente ou rapide ?

Expérience 1. Dans un tube à essai, introduire 5 mL de solution de sulfate de fer(II) (sel de Mohr) et 1 mL d'acide sulfurique. Ajouter 1 goutte d'une solution de permanganate de potassium.

Expérience 2. Dans un tube à essai, introduire 5 mL de solution d'acide oxalique et 1 mL d'acide sulfurique. Ajouter 1 goutte d'une solution de permanganate de potassium.

Expérience 3. Dans un tube à essai, introduire 5 mL de solution de thiosulfate de sodium. Ajouter 1 goutte d'eau iodée (solution aqueuse de diiode).

Expérience 4. Dans un tube à essai, introduire 3 mL de solution d'iodure de potassium. Ajouter 1 goutte de solution d'acétate de plomb(II).

Expérience 5. Dans un tube à essai, introduire 5 mL de solution de thiosulfate de sodium. Ajouter 5 mL d'acide chlorhydrique.

B°) MISE EN EVIDENCE DES FACTEURS CINETIQUES.

Expérience 6.

Etape A

Dans une éprouvette graduée, préparer 10 mL de liqueur de Fehling en mélangeant:

- 5 mL de solution « Fehling A »
- 5 mL de solution « Fehling B ».

Etape D Dans un bécher, préparer une solution de glucose (une pointe de spatule de glucose en poudre à dissoudre dans 5 mL d'eau). Répartir cette solution sucrée dans trois tubes.

Etape E Chercher les tubes à essais aux baignes marie et verser simultanément les trois tubes d'eau sucrée dans chacun des tubes contenant la liqueur de Fehling.

Etape B Répartir la solution obtenue dans 3 tubes à essais : tubes n° 1, 2, 3.

Etape C

Tube n°1 : Laisser le tube à température ambiante.	Tube n°2 : placer au bain-marie à 50°C	Tube n°3 : porter à ébullition (attention aux projections !) dans le bain-marie à 100°C
--	--	---

Expérience 7. a°) Préparer 3 tubes à essais contenant respectivement :

- tube n°1 : 1 mL de solution d'iodure de potassium, 1 mL d'acide sulfurique et 3 mL d'eau
- tube n°2 : 2 mL de solution d'iodure de potassium, 1 mL d'acide sulfurique et 2 mL d'eau
- tube n°3 : 4 mL de solution d'iodure de potassium et 1 mL d'acide sulfurique.

b°) Prendre 3 autres tubes à essais et introduire dans chacun d'eux 5 mL d'eau oxygénée (solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène).

c°) Les vider, en même temps, dans les tubes n° 1, 2, 3, déclencher le chronomètre et observer.

A° MISE EN EVIDENCE DE TRANSFORMATIONS LENTES OU RAPIDES.

Expérience 1.

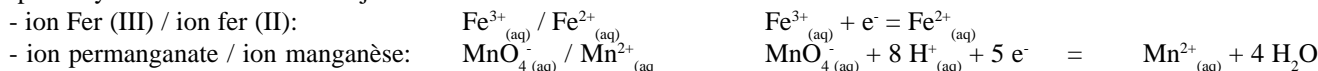
Observation

La coloration violette de la solution de permanganate de potassium disparaît dès le contact avec la solution de fer (II).

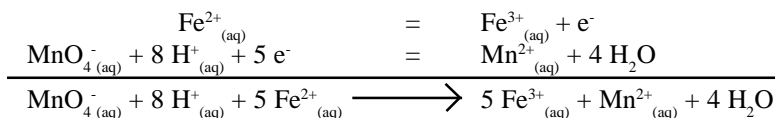
Interprétation. La coloration violette est caractéristique des ions MnO_4^- . Sa disparition montre qu'il se produit une réaction entre ces ions et les ions fer (II)

Equation-bilan

Les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont:



L'équation de la réaction d'oxydoréduction s'écrit



Tous les produits de cette réaction étant incolores et les ions MnO_4^- étant en défaut dans un premier temps, on assiste à la décoloration totale et immédiate du mélange: cette réaction est instantanée.

Dans un second temps, les ions MnO_4^- sont en excès, la réaction ne peut plus se faire, le mélange se colore en violet.

Conclusion générale (Valable pour tous les systèmes chimiques).

Une réaction est dite instantanée lorsque l'évolution du système est si rapide que la réaction semble achevée dès que les réactifs entrent en contact.

Expérience 2.

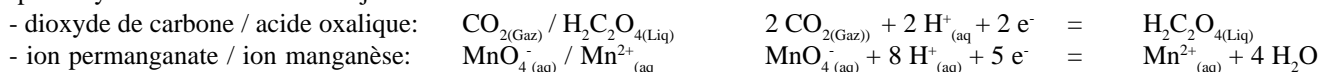
Observation

La coloration violette de la solution de permanganate de potassium persiste quelques minutes, puis la coloration du mélange évolue lentement avant de disparaître.

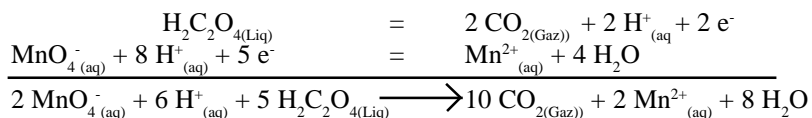
Interprétation. La coloration violette est caractéristique des ions MnO_4^- . Sa disparition progressive montre qu'il se produit une réaction entre ces ions et l'acide oxalique.

Equation-bilan

Les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont:



L'équation de la réaction d'oxydoréduction s'écrit



Tous les produits de cette réaction étant incolores et les ions MnO_4^- étant en défaut, on assiste à la décoloration totale et lente du mélange. L'évolution progressive de la teinte du mélange montre que la transformation chimique n'est pas instantanée: cette réaction est lente.

Conclusion générale (Valable pour tous les systèmes chimiques).

Une réaction est dite lente lorsque son déroulement dure de quelques secondes à plusieurs minutes, voire plusieurs dizaines de minutes.

Expérience 3.

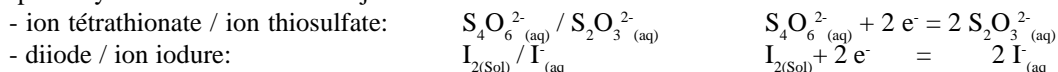
Observation

La coloration violette de la solution de diiode disparaît dès le contact avec la solution de thiosulfate.

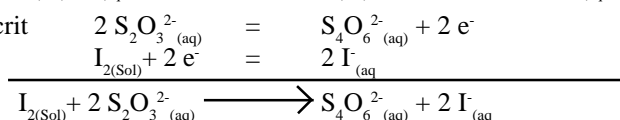
Interprétation. La coloration violette est caractéristique du diiode. Sa disparition montre qu'il se produit une réaction entre le diiode et les ions thiosulfate.

Equation-bilan

Les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont:



L'équation de la réaction d'oxydoréduction s'écrit



Tous les produits de cette réaction étant incolores et le diiode étant en défaut, on assiste à la décoloration totale et immédiate du mélange: cette réaction est instantanée.

Dans un second temps, le diiode est en excès, la réaction ne peut plus se faire, le mélange se colore en violet.

Conclusion Cette réaction est dite instantanée car l'évolution du système est si rapide que la réaction semble achevée dès que les réactifs entrent en contact.

Expérience 4 .

Observation

Il se forme un précipité jaune. Ce n'est donc pas une réaction d'oxydo-réduction.

Equation-bilan

On a d'une part:

- une solution d'iodure de potassium ($K^+_{(Aq)}, I^-_{(Aq)}$)
- une solution d'acétate de plomb ($Pb^{2+}_{(Aq)}, 2 CH_3COO^-_{(Aq)}$)

L'équation de la réaction de précipitation s'écrit $Pb^{2+}_{(Aq)} + 2 I^-_{(Aq)} \longrightarrow PbI_2$

Conclusion Cette réaction est dite instantanée car l'évolution du système est si rapide que la réaction semble achevée dès que les réactifs entrent en contact.

Expérience 5.

Observation

Il apparaît progressivement un solide blanc puis jaune et une odeur de soufre

Interprétation.

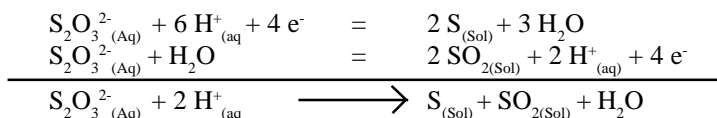
Il y a formation de soufre qui apparaît d'abord sous forme colloïdale (aspect blanc laiteux), puis sous forme d'un précipité jaune.

Equation-bilan

Les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont:

- ion thiosulfate / soufre: $S_2O_3^{2-}_{(Aq)} / S_{(Sol)}$ $S_2O_3^{2-}_{(Aq)} + 6 H^+_{(aq)} + 4 e^- = 2 S_{(Sol)} + 3 H_2O$
- dioxyde de soufre / ion thiosulfate: $SO_{2(Sol)} / S_2O_3^{2-}_{(Aq)}$ $2 SO_{2(Sol)} + 2 H^+_{(aq)} + 4 e^- = S_2O_3^{2-}_{(Aq)} + H_2O$

L'équation de la réaction d'oxydoréduction s'écrit



Remarque

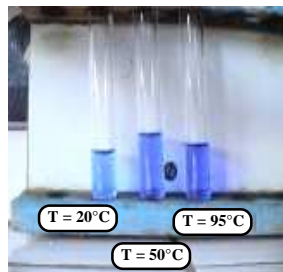
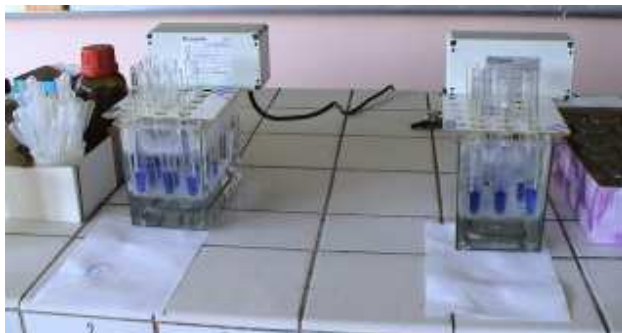
La réaction observée est une **dismutation** car l'ion thiosulfate y joue à la fois le rôle de réducteur et celui d'oxydant.

Conclusion.

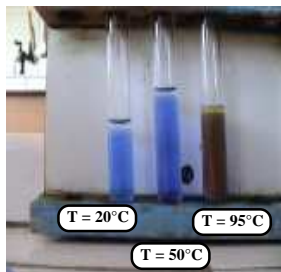
Cette réaction est dite lente car son déroulement dure plusieurs minutes.

B°) MISE EN EVIDENCE DES FACTEURS CINETIQUES.

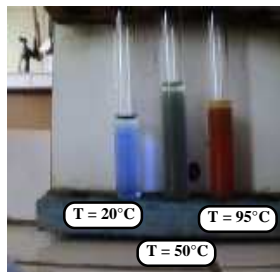
Expérience 6 .



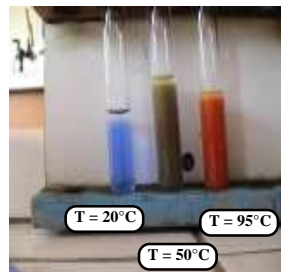
Avant ajout l'eau sucrée



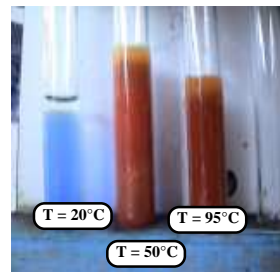
Au bout t = 10 s



Au bout t = 30 s



Au bout t = 2 min



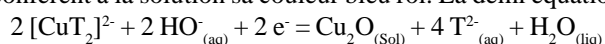
Au bout t = 4 min

Observation

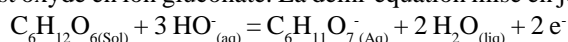
On n'observe aucune évolution dans le tube à essais laissé à la température de la salle. En revanche, un précipité rouge apparaît dans les 4 à 5 minutes dans le tube chauffé à 50 °C; instantanément dans le tube à 95 °C.

Equation-bilan

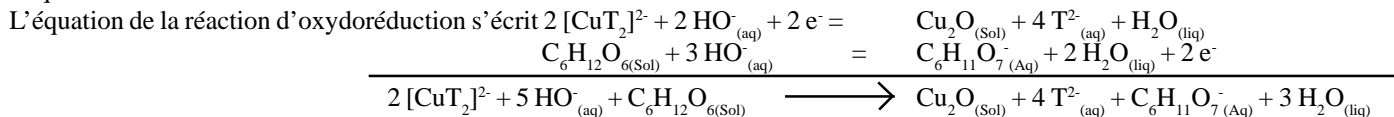
La liqueur de Fehling est une solution basique d'ions cuivre (II) Cu^{2+} et d'ions tartrate (notés T^{2-}): elle contient les ions complexes $[CuT_2]^{2-}$ qui confèrent à la solution sa couleur bleu roi. La demi équation mise en jeu est:



Le Glucose est oxydé en ion gluconate. La demi-équation mise en jeu est:



Le précipité rouge brique, constitué d'oxyde de cuivre est formé lors de la réduction de la liqueur de Fehling par le Glucose selon l'équation:



Interprétation.

A froid la transformation est très lente. Il est nécessaire de chauffer pour faire apparaître le précipité rouge brique d'oxyde de cuivre (I) $\text{Cu}_2\text{O}_{(Sol)}$.

Les trois systèmes ont la même composition initiale, mais évoluent à des températures différentes. A température ordinaire, la réaction est très lente et le système est chimiquement inerte, une élévation de température accélère la réaction.

Conclusion générale (Valable pour tous les systèmes chimiques).

Plus la température du milieu réactionnel est élevée, plus la durée de la transformation est courte.

Expérience 7 .

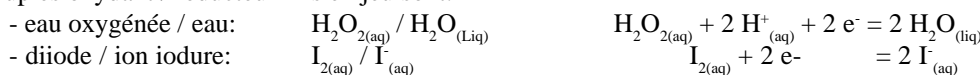
Observation

Au début de l'expérience, à un instant donné, la coloration du tube 3 est plus intense que le 2, qui est elle-même plus intense que celle du tube 1.

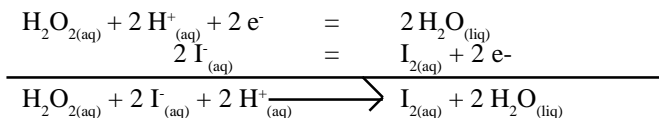
Au bout d'un certain temps, la coloration cesse de s'intensifier. il faut pour cela environ 6mn au mélange 3, 11,5 min au mélange 2 et 37 min au mélange 1. Elle est alors la même dans les trois tubes à essai.

Equation-bilan

Les couples oxydant / réducteur mis en jeu sont:



L'équation de la réaction d'oxydoréduction s'écrit



De tous les réactifs et produits, seul le diiode I_2 est coloré.

En solution, il apparaît jaune aux faibles concentrations et brun aux concentrations plus importantes. L'observation de la couleur permet donc de suivre l'évolution de la transformation.

Interprétation.

Les mélanges utilisés ont les mêmes concentrations initiales $[\text{H}^+]_{\text{initial}}$ et $[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{initial}}$. En revanche, leurs concentrations initiales $[\text{I}^-]_{\text{initial}}$ sont différentes. Cette série d'expériences permet donc d'étudier l'influence de la concentration initiale en ions iodure $[\text{I}^-]_{\text{initial}}$.

La différence de coloration entre les trois tubes à un instant donné, montre donc que la concentration en diiode formé pendant la durée correspondante est d'autant plus grande que la concentration initiale en ions iodure esLes mélanges utilisés ont les mêmes concentrations initiales $[\text{H}^+]_{\text{initial}}$ et $[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{initial}}$. En revanche, leurs concentrations initiales $[\text{I}^-]_{\text{initial}}$ sont différentes. Cette série d'expériences permet donc d'étudier l'influence de la concentration initiale en ions iodure était grande.

La coloration cesse de s'intensifier quand la réaction est terminée. Le fait qu'elle soit la même dans les trois systèmes montre que la concentration finale en diiode $[\text{I}_2]_{\text{final}}$ est la même.

Donc le réactif limitant n'est pas l'ion iodure mais l'eau oxygénée H_2O_2 et comme la concentration initiale dans les trois tubes en $[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{initial}}$ est identique, la quantité de diiode obtenue est identique dans les trois tubes.

Remarque

Nous pourrions observer, en procédant de même, que l'augmentation des concentrations initiales $[\text{H}^+]_{\text{initial}}$ ou $[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{initial}}$ accélère l'évolution du système.

Conclusion générale (Valable pour tous les systèmes chimiques).

Plus la concentration initiale des réactifs est grande, plus la durée de la transformation est courte.

En général, la vitesse d'évolution est indépendante des concentrations en **produits** de la réaction.