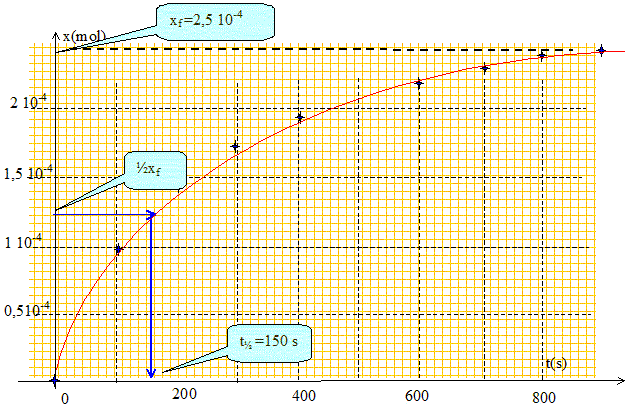
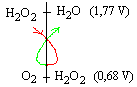
**Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse**

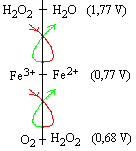
1. **Réactions lentes, rapides**
2. **I.A. Définitions**
3. I.A.1. Réactions rapides
4. Une **réaction** est considérée comme **rapide** lorsque l’on ne peut pas suivre son évolution. On la considère comme **pratiquement instantanée**.

1. I.A.2. Réactions lentes
2. Une **réaction** est considérée comme **lente** lorsqu’on peut suivre son évolution : le temps de réponse de l’instrument d’analyse est petit par rapport au temps de relaxation du système chimique vers l’état final.
3. On peut alors **étudier** la **cinétique chimique**.



1. **Évolution d'une quantité de matière au cours du temps.**
2. **II.A. Courbe de l’avancement *x* en fonction du temps *t***
3. Une réaction chimique est terminée lorsque son **avancement *x*** a atteint sa valeur **finale *x*f**.
4. L’avancement augment rapidement au début puis de plus en plus lentement pour atteindre une asymptote horizontale égale à l’avancement final.
5. **II.B. Temps de demi-réaction *t*1/2**
6. Le **temps de** **demi-réaction** ***t*1/2** correspond au temps nécessaire pour que l’**avancement** soit parvenu à la **moitié** de sa **valeur finale** : *x*(*t*1/2) = 
7. Dans le cas d’une transformation considérée comme totale, il correspond au temps nécessaire pour qu’il y ait disparition de la moitié de la quantité de matière du réactif limitant.
8. Le temps de demi-réaction permet d’évaluer la vitesse d’une réaction pour :
   * 1. adapter la méthode de titrage la plus appropriée à la réaction.
     2. estimer la durée pour atteindre la fin de la réaction.
9. **Facteurs cinétiques**
10. **III.A. Mise en évidence de quelques paramètres influençant l’évolution temporelle d’une réaction chimique**
11. **Quelques facteurs cinétiques :**
12. Concentrations des réactifs
13. Température du système réactionnel
14. Nature du solvant
15. Lumière (photosynthèse)
16. **III.B. Catalyse**
17. III.B.1.**Mise en évidence du rôle d’un catalyseur (voir Activite Experiementale)**
18. III.B.2. Définitions
19. Un **catalyseur** est une substance qui **accélère** une **réaction chimique spontannée** en se retrouvant **inaltérée**, du point de vue chimique, à la fin de la réaction.
20. La **catalyse** est l’**action d’un catalyseur** sur une réaction chimique spontannée.
21. *Remarque* : Une catalyse ne peut avoir lieu que sur une réaction chimique thermodynamiquement possible.
    1. Une **catalyse** est **homogène** lorsque le catalyseur et les réactifs ne forment qu’**une seule phase**.
22. *Exemple* : Eau oxygénée en présence d’ions fer III (Fe2+) tous deux liquides.
    1. Une **catalyse** est **hétérogène** lorsque le catalyseur et les réactifs forment des **phases différentes**.
    2. *Exemple* : Eau oxygénée en présence de platine Pt.
    3. Une **catalyse** est **enzymatique** lorsque le catalyseur est une enzyme; **protéine** élaborée par les **systèmes vivants**.
    4. *Exemple* : Eau oxygénée en présence de catalase (enzyme contenant l’élément fer et présente dans le sang des mammifères).
23. III.B.3. Mode d’action d’un catalyseur
24. 
25. La dismutation de l’eau oxygénée est thermodynamiquement possible mais très lente :  
     H2O2 + 2 H+ + 2 e- ⇌ 2 H2O H2O2 ⇌ O2 + 2 H+ + 2 e-

**2 H2O2 → O2 2 H2O**

1. Les ions fer catalysent la transformation chimique par des **réactions intermédiaires** **plus rapides** :
2. 
3. 1ème réaction : les ions Fe3+ réagissent avec l’eau oxygénée.   
    H2O2 ⇌ O2 + 2 H+ + 2 e-  
    Fe3+ + e- ⇌ Fe2+ (x 2)  
      
    H2O2 + 2 Fe3+ → O2 + 2 H+ + 2 Fe2+ (1)
4. 2ère réaction: les ions Fe2+ réagissent avec l’eau oxygénée.  
    H2O2 + 2 H+ + 2 e- ⇌ 2 H2O   
    Fe2+ ⇌ Fe3+ + e- (x 2)  
      
    H2O2 + 2 H+ + 2 Fe2+ → 2 H2O + 2 Fe3+ (2)
5. Bilan des reactions : (1) + (2)  
    H2O2 + ~~2 Fe~~~~3+~~ **→** O2 + ~~2 H~~~~+~~ + ~~2 Fe~~~~2+~~
   * 1. H2O2 + ~~2 H~~~~+~~ + ~~2 Fe~~~~2+~~ **→** 2 H2O + ~~2 Fe~~~~3+~~  
         Fe3+  
         **2 H2O2 → O2 2 H2O**
6. Conclusion : Le catalyseur n’apparaît pas dans l’équation bilan de la réaction.
7. III.B.4. La catalyse dans l’industrie et la biologie
8. **Synthèse du nitrate d’ammonium (Engrais)**

Fe

* + 1. Synthèse de l’ammoniac : N2 + 3 H2 **→** 2 NH3  
        Pt
    2. Synthèse de l’acide nitrique : 2 NH3 + 5/2 O2 **→** 2 NO + 3 H2O

2 NO + O2 **→** 2 NO23 NO2 + H2O **→** 2 HNO3 + NO

1. La catalyse par le platine est ici **sélective** en favorisant une réaction déterminée.
2. En effet, les mêmes réactifs peuvent former du diazote et de l’eau : 2 NH3 + 3/2 O2 **→** N2 + 3 H2O
3. Synthèse du nitrate d’ammonium : NH3 + HNO3 **→** NH4+,NO3-
4. **Hydratation de l’éthylène en éthanol**

H2SO4

* + 1. CH2 = CH2 + HHO **→** C2H5OH

1. **Oxydation de l’éthanol**
   * + - 1. Cu ou Pt
     1. C2H5OH + ½ O2 **→** CH3CHO + H2O éthanal
        + 1. Cu ou Pt
     2. C2H5OH + O2 **→** CH3COOH + H2O acide éthanoïque
2. **Autres**
3. Enzymes : levure de pâtisserie, ferment lactique, champignon pour l’affinage de fromage
4. Pot catalytique