

Module :
Complément de formation :
Chimie en solutions et cinétique
chimique.

مجزوءة:
دعم التكوين
الأساس 2

Complément de formation : Chimie en solutions et cinétique chimique.

دعم التكوين الأساس 2

Ce module, intitulé « Chimie en solutions et cinétique chimique » et suivi sous l'encadrement de **Madame Saidiya Lwiza**, offre une analyse complète de la chimie en solutions et de la cinétique chimique. Le travail est structuré autour de quatre axes majeurs :

- 1. États de la matière et solutions aqueuses :** Une étude des caractéristiques macroscopiques, incluant les liaisons ioniques, covalentes et métalliques, ainsi que les propriétés physico-chimiques de l'eau et la conductivité des solutions.
- 2. Équilibres acido-basiques et de précipitation :** Ce volet approfondit les théories des acides et des bases, la notion de pH, et les constantes d'acidité (K_a). Il traite également des phénomènes de solubilité et des conditions de précipitation à travers l'étude des diagrammes de prédominance.
- 3. Oxydo-réduction et Électrochimie :** Une exploration détaillée des couples oxydant/réducteur, de l'établissement des demi-équations et de l'application de l'équation de Nernst. L'étude s'étend aux

dispositifs expérimentaux tels que les piles électrochimiques et les processus d'électrolyse.

4. Cinétique chimique : Cette partie est dédiée à la classification des réactions (instantanées, lentes ou très lentes) et aux méthodes de suivi cinétique (dosage ou titrage) permettant de calculer la vitesse volumique d'une réaction chimique.

Ce travail démontre une maîtrise des outils théoriques et expérimentaux nécessaires pour prédire l'évolution d'un système chimique et quantifier ses transformations. »

Travail réalisé :

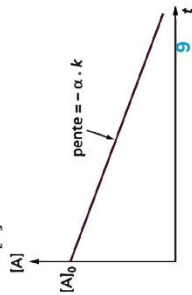
Dans le cadre de ce module, notre groupe a réalisé une étude approfondie sur la cinétique chimique, analysant la vitesse des transformations et les facteurs qui les influencent. **J'ai personnellement** pris en charge la présentation et l'explication détaillée des réactions d'ordre 0, 1 et 2. Mon intervention a porté sur la résolution mathématique des lois de vitesse, incluant l'établissement des équations de concentration en fonction du temps (telles que pour l'ordre 0 ou la forme exponentielle pour l'ordre 1) ainsi

que le calcul rigoureux des temps de demi-réaction ($t_{1/2}$) pour chaque cas. J'ai également illustré comment les méthodes graphiques, comme le tracé de $\ln[A]$ en fonction du temps pour l'ordre 2, permettent de confirmer expérimentalement l'ordre d'une réaction. »

Points clés inclus selon vos sources :

- **Ordre 0 :** Résolution menant à une décroissance linéaire de la concentration et calcul du $t_{1/2}$ proportionnel à la concentration initiale.
- **Ordre 1 :** Utilisation des logarithmes et démonstration que $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale.
- **Ordre 2 :** Résolution par l'inverse des concentrations ($1/[A]$) et calcul du $t_{1/2}$ inversement proportionnel à la concentration initiale.

Travail réalisé :

 Royaume du Maroc Ministère de l'Éducation Nationale, du Prélucolre et des Sports Centre Régional des Métiers de l'Éducation & de la Formation (CRMEF) Marrakech-Safi Module Chimie de solution et cinétique chimique: Généralités sur les solutions aqueuses. La cinétique chimique Encadrée par: Saadia Ouizat Présenté par : Majda ez-zouyn, Hind El Moudan, Saadi Nouhaila, Ait Zenni Khalid, El Ibrimi Khalid Année de formation 2025-2026	Introduction • Introduction • Réactions rapides et lentes • La vitesse de réaction • Exercice d'application 1: • Les lois de vitesse: Influence de la concentration: • Réaction d'ordre 0: • Résolution: • Temps de demi-réaction: • Réaction d'ordre 1: • Résolution: • Temps de demi-réaction: • Réaction d'ordre 2: • Résolution: • Temps de demi-réaction: • Bilan: • Méthodes de suivi cinétique : • Plusieurs méthodes de dosage: • Méthodes de suivi cinétique : • Exercice d'application 2: • Facteurs cinétiques 2
Les lois de vitesse: Influence de la concentration En général, pour la réaction $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ $v = k[A]^m[B]^n$ N.B: la plupart du temps: $m \neq a, n \neq b$ la somme des exposants dans la loi de vitesse (dans cet exemple, $m + n$) est l'ordre global de la réaction 8	Reaction d'ordre 0: Résolution: Soit la réaction: $\alpha A \rightarrow \beta B$ Pour une réaction d'ordre 0 par rapport au réactif A On a : $v = k \cdot [A]^0$ donc: $v = k$ d'où: $-\frac{1}{\alpha} \cdot \frac{d[A]}{dt} = k$ et donc $[k] = mol.L^{-1}.s^{-1}$ $[A](t) = [A]_0 - \alpha kt$ et $[B](t) = \beta kt$ Si on trace les concentrations des espèces chimiques mises en jeu, On trouve des droites lorsque la réaction est d'ordre 0  9

Réaction d'ordre 0: Temps de demi-réaction:

Le temps de demi-réaction ($t_{1/2}$) est le temps au bout duquel l'avancement vaut la moitié de sa valeur finale.

Donc:
$$[A](t_{1/2}) = \frac{[A]_0}{2}$$

Si on utilise:
$$[A](t) = [A]_0 - \alpha k t$$

$$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2\alpha k}$$

Pour une réaction **d'ordre 0**, le temps de demi-réaction est **proportionnel** à la **concentration** initiale.

Réaction d'ordre 1:

Résolution:

Soit la réaction: $\alpha A \rightarrow \beta B$
 Pour une réaction **d'ordre 1** par rapport au réactif A

On a : $v = k \cdot [A]^1$
 d'où: $-\frac{1}{\alpha} \cdot \frac{d[A]}{dt} = k [A]$ et donc $[k] = s^{-1}$

$$\frac{d[A]}{dt} = -\alpha k [A]$$
 Et donc
$$\ln([A](t)) = \ln([A]_0) - \alpha k t$$

Si on trace les logarithmes des concentrations des espèces chimiques mises en jeu.
 On trouve des droites lorsque la réaction est **d'ordre 1**.

11

Réaction d'ordre 1:

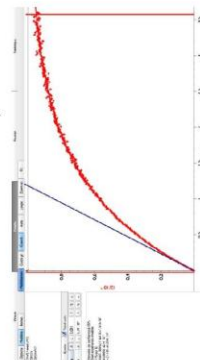
Résolution:

Suivi spectrophotométrique de la

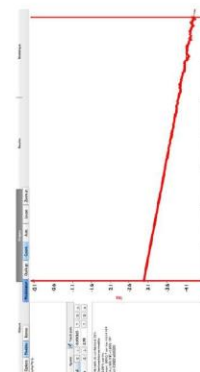
réaction:



On a tracé la concentration en I_2 en fonction du temps



Tracé de la courbe:
 $\ln(g([S_2O_8^{2-}])) = f(t)$
 avec la modélisation affine



12

Réaction d'ordre 1:

Temps de demi-réaction:

À $t = t_{1/2}$, on a:
$$[A](t_{1/2}) = \frac{[A]_0}{2}$$

Si on utilise: $[A](t) = [A]_0 e^{-\alpha k t}$

On trouve: $\frac{1}{2} = e^{-\alpha k t_{1/2}}$

Donc: $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\alpha k}$

Pour une réaction **d'ordre 1**, le temps de demi-réaction est **indépendant** de la **concentration initiale**.

Réaction d'ordre 2:

Résolution:

1^{er} cas:



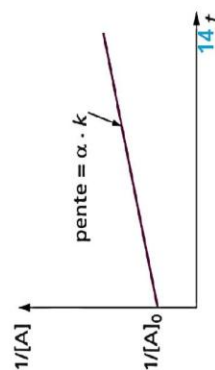
$$v = k \cdot [A]^2$$

$$-\frac{1}{\alpha} \cdot \frac{d[A]}{dt} = k[A]^2 \quad \text{et donc } [k] = \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$-\frac{d[A]}{[A]^2} = \alpha k dt$$

$$\frac{1}{[A](t)} - \frac{1}{[A]_0} = \alpha k t$$

$$[A](t) = \frac{[A]_0}{1 + \alpha k [A]_0 t}$$



Réaction d'ordre 2:

Résolution:

2^{eme} cas:



$$v = k' \cdot [A]^2$$

$$-\frac{1}{\alpha} \cdot \frac{d[A]}{dt} = k'[A]^2 \quad \text{et donc } [k] = \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\frac{1}{[A](t)} - \frac{1}{[A]_0} = \alpha k' t \quad \text{D'où: } \frac{1}{[A](t)} = \frac{1}{[A]_0} + \alpha k' t$$

$$[A](t) = \frac{[A]_0}{1 + \alpha k' [A]_0 t}$$

Si on trace les **inverses** des concentrations des espèces chimiques mises en jeu, on trouve **des droites** lorsque la réaction est **d'ordre 2**.

15

Réaction d'ordre 2:

Temps de demi-réaction:

À $t = t_{1/2}$, on a:

$$[A](t_{1/2}) = \frac{[A]_0}{2}$$

Si on utilise:

$$[A](t) = \frac{[A]_0}{1 + \alpha k' [A]_0 t}$$

On trouve: $\alpha k' [A]_0 t_{1/2} = 1$

$$\text{Donc: } t_{1/2} = \frac{1}{\alpha k' [A]_0}$$

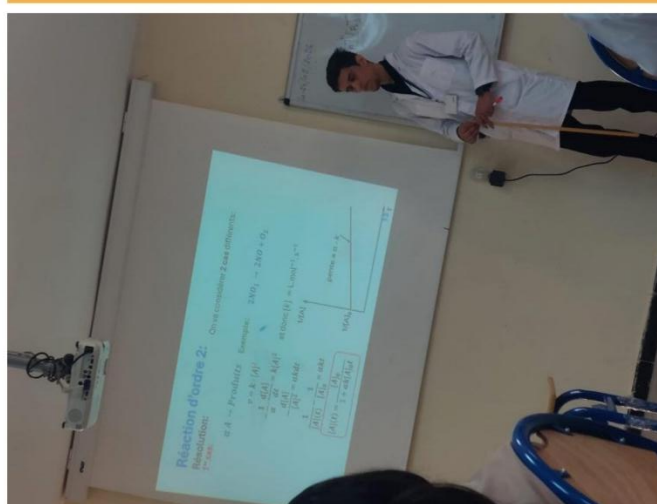
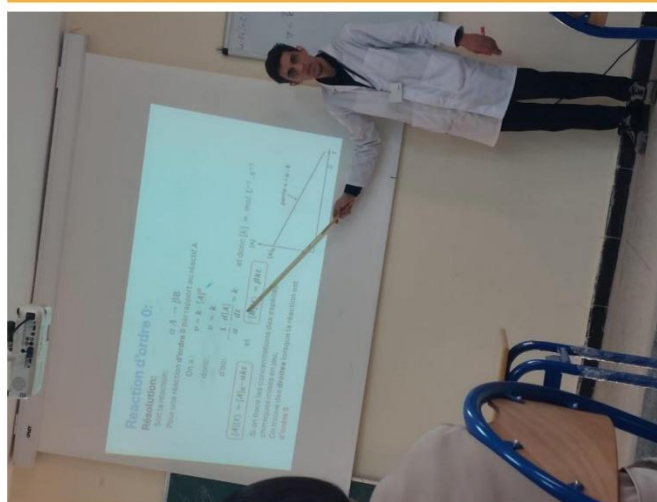
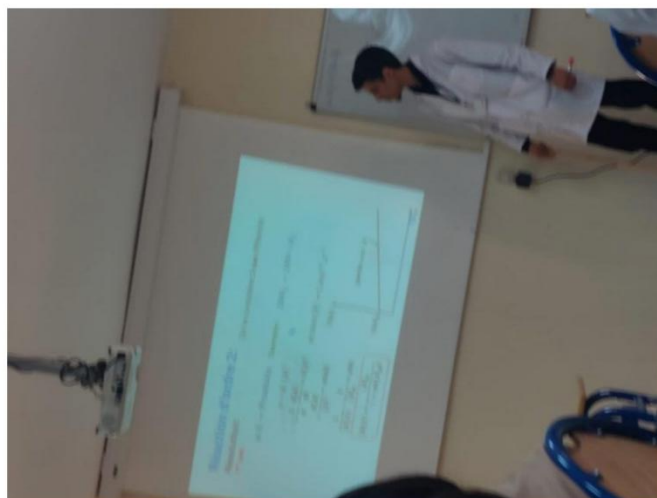
Pour une réaction **d'ordre 2**, le temps de demi-réaction est **inversement** proportionnel à la **concentration initiale**.

Bilan:

Ordre de la réaction	Concentration des réactifs	Fonction affine du temps	Temps de demi-réaction
0	$[A](t) = [A]_0 - \alpha k t$	$[A](t)$	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2\alpha k}$
1	$[A](t) = [A]_0 e^{-\alpha k t}$	$\ln\left(\frac{[A](t)}{[A]_0}\right)$	$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\alpha k}$
2	$[A](t) = \frac{[A]_0}{1 + \alpha k' [A]_0 t}$	$\frac{1}{[A](t)}$	$t_{1/2} = \frac{1}{\alpha k' [A]_0}$

17

Aperçu de ma présentation





Dosage d'un acide fort par une base forte

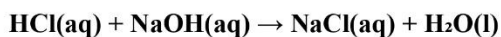
Objectifs du TP :

- ✓ Réaliser un dosage acide-base
- ✓ Utiliser un pH-mètre
- ✓ Déterminer le volume à l'équivalence
- ✓ Calculer une concentration inconnue

Principe du dosage :

- Un dosage acide-base consiste à faire réagir un acide avec une base.
- Le pH est mesuré au cours de l'ajout progressif de la solution titrante.
- L'équivalence correspond à l'égalité des quantités de matière.

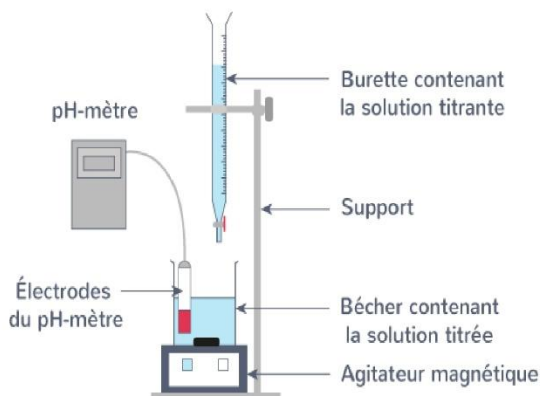
Réaction chimique :



- Réaction totale et rapide

Matériel utilisé :

- pH-mètre et électrode
- Burette graduée
- Bécher
- Pipette jaugée
- Agitateur magnétique
- Support universel



- Produits chimiques
 - Solution d'acide (HCl) à doser
 - Solution de base (NaOH) de concentration connue
 - Eau distillée

Protocole expérimental :

1. Prélever un volume V_A d'acide
2. Mettre la solution dans un bécher
3. Plonger l'électrode du pH-mètre
4. Ajouter la base progressivement
5. Noter le pH après chaque ajout et le volume de base ajouté à l'acide

Tableau de mesures :

Tableau pH en fonction du volume :

pH									
Volume NaOH									

Courbe pH = f(V) :

- Tracer le courbe pH en fonction du volume de NaOH ajouté.
- Le saut de pH permet de repérer le point d'équivalence.
- À l'équivalence

$$n(\text{acide}) = n(\text{base})$$

$$CA \times VA = CB \times VE$$

Calcul de la concentration :

- $CA = (CB \times VE) / VA$
- CA : concentration de l'acide
- CB : concentration de la base

Résultats :

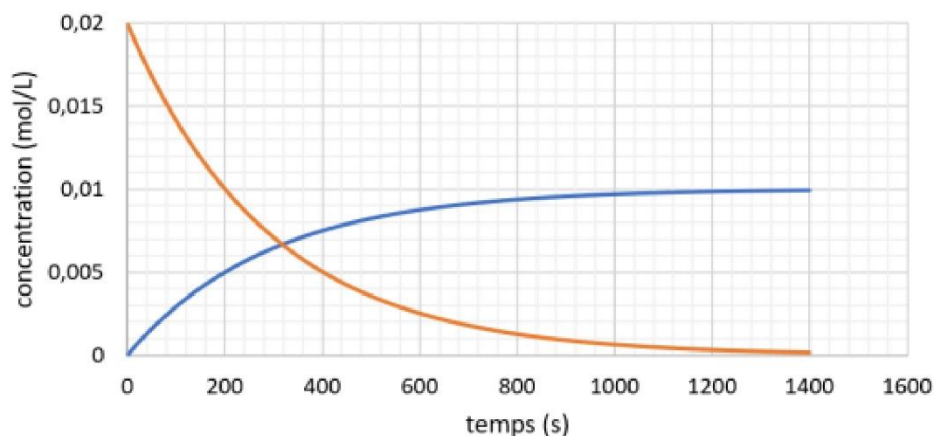
- Volume à l'équivalence $VE = \dots\dots\dots$ mL
- Concentration de l'acide $CA = \dots\dots\dots$ mol/L

Conclusion :

- Le dosage pH-métrique permet de déterminer une concentration inconnue.
- Le pH-mètre donne une méthode précise et fiable.

**EXERCICE 1 : QCM sur la cinétique chimique**

Le suivi cinétique d'une réaction chimique a donné les deux courbes suivantes :



1. La courbe bleue représente l'évolution en fonction du temps de :

- ☐ La concentration d'un réactif ;
- ☐ La concentration d'un produit ;
- ☐ La réaction chimique ;
- ☐ La concentration en catalyseur.

2. La courbe rouge représente l'évolution en fonction du temps de :

- ☐ La concentration d'un réactif ;
- ☐ La concentration d'un produit ;
- ☐ La réaction chimique ;
- ☐ La concentration en catalyseur.

3. Le temps de demi-réaction vaut, pour la réaction ayant donné les courbes ci-dessus :

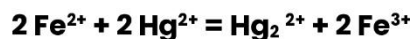
- ☐ 200 s
- ☐ 320 s
- ☐ 700 s

4. Un catalyseur est une espèce chimique :

- ☐ Régénérée en fin de réaction ;
- ☐ Toujours à l'état solide ;
- ☐ Toujours dissoute en solution ;
- ☐ Qui permet de rendre plus rapide n'importe quelle réaction lente.

**EXERCICE 2 : Réduction de Hg^{2+} par Fe^{2+}**

On s'intéresse à la cinétique de la réduction de Hg^{2+} par Fe^{2+} :



On suppose la réaction d'ordre p par rapport à Fe^{2+} et d'ordre q par rapport à Hg^{2+} . On suit la réaction par spectrophotométrie pour différentes concentrations initiales $[\text{Fe}^{2+}]_0$ et $[\text{Hg}^{2+}]_0$. On obtient les résultats suivants :

Expérience 1 : $[\text{Fe}^{2+}]_0 = 0,10 \text{ mol. L}^{-1}$ et $[\text{Hg}^{2+}]_0 = 0,10 \text{ mol. L}^{-1}$

t (min)	0	1,0	2,0	3,0
$[\text{Hg}^{2+}]/[\text{Hg}^{2+}]_0$	1,0	0,50	0,33	0,25

Expérience 2 : $[\text{Fe}^{2+}]_0 = 0,10 \text{ mol. L}^{-1}$ et $[\text{Hg}^{2+}]_0 = 0,0010 \text{ mol. L}^{-1}$

t (min)	0	1,0	2,0	4,0
$[\text{Hg}^{2+}]/[\text{Hg}^{2+}]_0$	1,0	0,36	0,14	0,020

Déterminer les ordres partiels p et q ainsi que la valeur de la constante de vitesse