

Table des matières

1	Objectifs pédagogiques de la LC	1
2	Objectifs et messages forts de la LC (aspect disciplinaire)	1
3	Introduction générale de la leçon	1
4	Proposition de plan	2
4.1	I/ Loi de vitesse.	2
4.2	II/ Exploitation de données expérimentales.	3
5	Ouvertures possibles, prolongements et conclusion de la leçon	3
6	Expériences illustratives et exploitation pédagogique	4
7	Questions entre Loulous	4
8	Entretien avec LLC	4
9	Bibliographie pour construire la leçon	4

1 Objectifs pédagogiques de la LC

- ▷ Etablir la loi de vitesse d'une réaction d'ordre 0 ou 1
- ▷ Exploiter un suivi cinétique pour déterminer un ordre de réaction
- ▷ Détermination par le calcul d'un temps de demi-réaction
- ▷ Appui sur le programme de mathématiques : intégration, équations différentielles d'ordre 1, exponentielle et logarithme népérien

2 Objectifs et messages forts de la LC (aspect disciplinaire)

- ▷ Poursuivre et approfondir le programme de 1ère sur le suivi cinétique (cf : BO)

3 Introduction générale de la leçon

Bonjour à tous et aujourd'hui on va s'intéresser à la décoloration du permanganate $MnO_4^- (aq)$ par des ions méthanoate $HCOO^- (aq)$ (voir diapo) et on va voir comment on peut suivre cinétiquement cette décoloration. Contrairement à l'année dernière, on va mobiliser le bagage mathématiques pour ce cours. En bref on va essayer de mettre en équation la cinétique d'une réaction chimique. (Commencer l'acquisition du suivi cinétique au spectro)

4 Proposition de plan

4.1 I/ Loi de vitesse

► 1) Vitesse de réaction

Définition :

Vitesse de réaction :

$$\underbrace{v}_{mol.L^{-1}.s^{-1}} = \frac{1}{\nu} \frac{d\xi}{dt} \underbrace{=}_{V_{cste}} \frac{d}{dt} \left(\frac{\xi}{V} \right) = \frac{dx}{dt}$$

Cadre de l'étude :

- Température constante
- Système fermé
- homogène (1 seule phase aqueuse)

► 2) Ordre de réaction, lois d'ordre 0 et 1

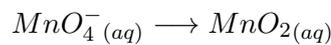
Loi de vitesse : expression de v en fonction de la concentration (voir diapo)

En particulier :

Ordre 0		Ordre 1
$v = \underbrace{k}_{mol.L^{-1}.s^{-1}}$		$v = \underbrace{k}_{s^{-1}} \underbrace{C}_{mol.L^{-1}}$

Remarques : La dimension de k dépend de l'ordre :

- k dépend de la température
- Toute réaction n'admet pas forcément un ordre



$$t_{initial} \quad C_0 \quad /$$

$$t_{quelconque} \quad C(t) = C_0 - x(t) \quad x(t)$$

$$v = \frac{dx}{dt} = \frac{d}{dt}(C_0 - C) = -\frac{dC}{dt}$$

C(t) :

Ordre 0		Ordre 1
$\frac{dC}{dt} = -k$		$\frac{dC}{dt} = -kC$
$C(t) - C_0 = -kt$		$C(t) = C_0 \exp -kt$

► 3) Temps de demi réaction

$$C(t_{\frac{1}{2}}) = \frac{C_0}{2}$$

Ordre 0		Ordre 1
$\frac{C_0}{2} - C_0 = -kt_{\frac{1}{2}}$		$\frac{C_0}{2} = C_0 \exp -kt_{\frac{1}{2}}$
$t_{\frac{1}{2}} = \frac{C_0}{2k}$		$t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$

(Voir diapo)

Remarque : On peut déterminer l'ordre d'une réaction connaissant la dépendance de $t_{\frac{1}{2}}$ en fonction de C_0

Transition didactique : Une fois ces éléments théoriques posés on peut les utiliser pour expliquer la cinétique d'une réaction

4.2 II/ Exploitation de données expérimentales

► 1) Détermination d'un ordre

a) A partir de $t_{\frac{1}{2}}$

(Voir diapo)

Exemple 1 : $t_{\frac{1}{2}}$ ne dépend pas de C_0

→ *Ordre 0*

Exemple 2 : $t_{\frac{1}{2}}$ est proportionnel à C_0

→ *Ordre 1*

b) A partir du tracé d'une droite

<p>Ordre 0</p> <p>On a déjà une loi affine, on trace $C(t) - C_0$</p>		<p>Ordre 1</p> <p>$\ln \frac{C(t)}{C_0} = -kt$ (on trace $\ln \frac{C(t)}{C_0}$ en fonction de t)</p>
--	--	---

Voir diapo

► 2) Suivi d'une grandeur physique

Certaines grandeurs physiques varient au cours de la réaction :

- Conductivité (ions)
- Pression (Gaz)
- Absorbance

On va utiliser l'absorbance pour déterminer l'ordre de la réaction de décoloration du permanganate MnO_4^- (aq) par des ions méthanoate $HCOO^-$ (aq) vu en intro

Rappel de la loi de Beer Lambert :

$$A = L\varepsilon_R C + l\varepsilon_P (C_0 - C)$$

<p>Ordre 0</p> <p>$A(t = 0) = A_0 = l\varepsilon_P C_0$</p> <p>$\underbrace{A(t) - A_0}_{\text{Tracé}} = l(\varepsilon_R - \varepsilon_P)(C(t) - C_0)$</p>		<p>Ordre 1</p> <p>$A_\infty = l\varepsilon_P C_0$ (Réaction Totale)</p> <p>$\ln \frac{A(t) - A_\infty}{A_0 - A_\infty} = f(t)$</p>
--	--	--

(Analyse des résultats via le programme et sur le diapo)

Les fichiers utilisés étaient le suivi 2 et le suivi 3 (prépa + live) sous format txt

5 Ouvertures possibles, prolongements et conclusion de la leçon

▷ On peut s'intéresser aux facteurs influents sur la cinétique

6 Expériences illustratives et exploitation pédagogique

- ▷ Suivi spectrophotométrique de la réaction vu dans la leçon (Elle se fait très bien et c'est facile! Pas de problème d'autocatalyse)

7 Questions entre Loulous

- ▷ Le tableau d'avancement n'est pas un peu ambigu?
 - Oui c'est ambigu parce que on ne voit pas la conservation de la matière, privilégier le tableau complet
- ▷ Equation de réaction?
 - $2MnO_4^-(aq) + 3HCOO^-(aq) + H_2O \rightleftharpoons 2MnO_2(aq) + CO_2(aq) + 5OH^-(aq)$
- ▷ Ordre global / Partiel?
 - Ordre global c'est l'ordre total et l'ordre partiel est l'ordre pour chaque réactif
- ▷ Ca sert à quoi de faire le blanc?
 - Analogie avec le fait de tarer une balance de pesée, on peut ne pas le faire pour trouver l'ordre de la réaction mais on ne peut pas remonter aux coefficient d'extinction molaire
- ▷ Un exemple de réaction rapide / lent
 - A/B rapide, Corrosion lent
- ▷ Le tableau est un peu sorti du chapeau
 - prendre un exemple concret dans un bouquin d'exo de base

8 Entretien avec LLC

- ▷ $t_{\frac{1}{2}}$ est défini par rapport au début de la réaction : $\frac{t_{initial}}{2}$
- ▷ Limites de la loi de Beer Lambert :
 - Pas trop d'absorbance (un minimum de signal), Pas d'agrégats, Pas de fluorescence, Pas d'interaction entre les molécules (au delà d'une certaine concentration c'est pas respecté), Pas de réaction photochimique
- ▷ Les deux méthodes pour déterminer un ordre partiel : Par dégénérescence ou par proportions stoechiométriques
- ▷ Faire la comparaison Ordre 0/ Ordre 1 a chaque étape est bien
- ▷ Mettre plutôt "Conservation de la quantité de matière que système fermé "
- ▷ Faire une slide pour le Rappel de Beer-Lambert
- ▷ Pas fan du titre II/ 1) b
 - Mettre Méthode intégral en expliquant que c'est la méthode où l'on intègre la loi de vitesse

9 Bibliographie pour construire la leçon

- ▷ Cours Prépa 1ère année mais attention, il faut voir le programme STL!