

Cinétique Chimique : Suite de la Série de TD N°3

Exercice N°1: Application de la loi différentielle de VANT'HOFF

Considérons la réaction $A \longrightarrow B+C$.

La vitesse de réaction peut se mettre sous la forme $v = k[A]^\alpha$ où α est un réel. L'évolution de la concentration du composé A et de la vitesse $-d[A]/dt$ sont donnés dans le tableau ci-dessous

temps (min)	1	10	15	20	25	35	50
[A] mol/L	0,44	0,23	0,18	0,14	0,11	0,07	0,04
$-d[A]/dt * 10^4$ (mol.L ⁻¹ .min ⁻¹)	6,3	2,6	1,6	1,1	0,8	0,5	0,25

1. Déterminez graphiquement la constante de vitesse « k » et l'ordre « α » de la réaction.

Exercice N°2: Détermination des ordres partiels

Soit la réaction suivante : $2 NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2 NOCl_{(g)}$

Le tableau ci-dessous, montre les résultats expérimentaux de mesures de vitesses initiales pour la réaction :

Expérience	[NO] initiale (mol/L)	[Cl ₂] initiale (mol/L)	Vitesse initiale (mol/L.s)
1	0,0125	0,0255	$2,27 \times 10^{-5}$
2	0,0125	0,0510	$4,55 \times 10^{-5}$
3	0,0250	0,0255	$9,08 \times 10^{-5}$

- 1) Donnez l'expression générale de la vitesse de cette réaction.
- 2) Déterminez les ordres partiels par rapport aux réactifs ainsi que l'ordre global.
- 3) Calculez la constante de vitesse de cette réaction.

Exercice N°3 : Le rapport des temps partiels

Soit la décomposition de la nitramide en solution acide:

$NO_2NH_2 \longrightarrow N_2O + H_2O$. L'étude graphique du volume de N₂O dégagé en f'(temps) nous permet de déterminer les temps partiels suivants: $t_{1/2} = 786$ min ; $t_{1/3} = 454$ min ; $t_{1/4} = 313$ min.

Quel est l'ordre de la réaction?

Cinétique Chimique : Série de TD N°4

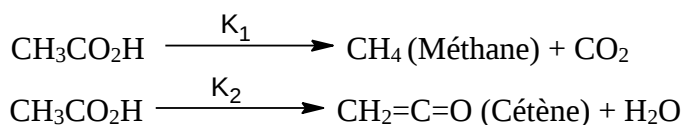
Exercice N°3: Réactions équilibrées

La réaction d'isomérisation du carbone graphite (C.G) en carbone diamant (C.D)d'après l'équilibre, donne les résultats expérimentaux suivants: $k_1 = 0.78 \text{ S}^{-1}$; $[\text{C.G}]_0 = 210^{-2} \text{ Mol/L}$; $K_e = 1.2$. En déduire les grandeurs suivantes:

- 1°) L'ordre global des deux réactions directe et inverse.
- 2°) Les expressions de vitesse des deux réactions (directe et inverse) et la réaction globale au temps(t) et à l'équilibre.
- 3°) La constante de vitesse k_{-1} et la quantité de carbone diamant formée à l'équilibre.

Exercice N°4: Réactions parallèles

A 700°C , l'acide acétique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ subit deux réactions simultanées de décomposition thermique:



Ces réactions sont toutes les deux d'ordre "1" et leurs constantes de vitesse respectives sont : $k_1 = 3,5 \text{ S}^{-1}$ et $k_2 = 4,5 \text{ S}^{-1}$.

- a) Combien de temps faut-il pour que 90% de l'acide acétique initialement présent soit décomposé ?
- b) Quelles masses de méthane et de cétène se forme-t-il pour 100g d'acide acétique décomposé ?

Exercice N°5: Réactions successives

L'hydrolyse du diacétate de glycol noté **A** à 18°C , se fait selon deux réactions successives d'ordre « 1 ». La première réaction conduit au monoacétate de glycol noté **B**, la seconde au glycol noté **C**.

Le tableau ci-dessous donne les concentrations des espèces **A**, **B** et **C** en divers temps, pour une $[\text{A}]_0 = 0.3 \text{ mol/l}$ et des constantes de vitesse $K_1 = 1.4810^{-3} \text{ s}^{-1}$ et $K_2 = 3.2510^{-3} \text{ s}^{-1}$:



Temps (h)	200	400	600	800	1000
[A] mole/L	0.223	0.166	0.123	0.092	0.068
[B] mole/L	0.057	0.074	0.073	0.063	0.052
[C] mole/L	0.020	0.060	0.104	0.145	0.179

- Donnez les expressions des concentrations de **A**, **B** et **C** à l'instant (t).
- Retrouvez et calculez la période d'induction (t_{ind}).
- Calculez les concentrations des différentes espèces en cette période (t_{ind}).
- Représentez graphiquement **A**, **B** et **C** selon les valeurs du tableau.