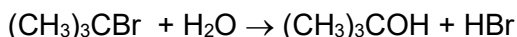


**CINETIQUE CHIMIQUE****Exercice n°1**

Hydrolyse du 2-bromométhylpropane.



1°) Définir : La vitesse de consommation de C, de formation de HBr, de réaction.

2°) A 25°C on obtient les résultats suivants (C =  $[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]$ ):

t (heure)	0	2	4	8	12	20	30
C (mol/l)	0.100	0.090	0.080	0.065	0.052	0.033	0.019

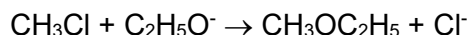
Montrer que ces résultats sont compatibles avec une cinétique du premier ordre par rapport à  $(\text{CH}_3)_3\text{CBr}$ . Déterminer la constante de vitesse.

3°) Dans les mêmes conditions mais à 50°C, le temps de demi-vie est de 56 min. Calculer à cette température la constante de vitesse. Au bout de combien de temps, la réaction aura évolué de 25%.

4°) Calculer l'énergie d'activation de cette réaction.

**Exercice n°2**

Soit la réaction :



La concentration initiale des réactifs est 0,1 mol.L<sup>-1</sup>. On titre les ions chlorures produits au cours de la réaction, puis une étude graphique nous permet d'obtenir le tableau suivant :

t (min)	67	77	89	99	123	154
[Cl <sup>-</sup> ] 10 <sup>3</sup> mol.L <sup>-1</sup>	17	28	37	44	55	64
V 10 <sup>3</sup> mol.L <sup>-1</sup> .min <sup>-1</sup>	1,31	0,99	0,75	0,60	0,39	0,25

1°) Appliquer la méthode différentielle pour déterminer l'ordre de la réaction et la constante de vitesse.

2°) Retrouver ces résultats par la méthode intégrale.

3°) Exprimer et calculer le temps de demi-réaction.

**Exercice n°3**

L'éther méthylique se décompose, à haute température, selon le schéma :



Dans un récipient préalablement vidé, on introduit de l'éther méthylique et on mesure la pression totale à différents instants, la température étant maintenue égale à 500°C

t (s)	390	777	1587	3135	∞
P (mmHg)	408	498	624	779	931

1°) Etablir une relation entre la concentration initiale en éther méthylique et la pression finale dans le réacteur, puis entre la concentration en éther méthylique à l'instant t et la pression totale.

2°) Déterminer l'ordre de la réaction, ainsi que le temps de demi-vie.

3°) L'énergie d'activation est  $E_a = 171.4 \text{ kJ/mol}$ , dans quel intervalle peut varier la température pour que la vitesse de réaction varie de moins de 2% par rapport à la vitesse à 500°C?

**Exercice n°4**

La réaction  $\text{A} \rightarrow \text{B}$  a été étudiée à 923°C. Le temps de demi vie est donné en fonction de la pression initiale. Déterminer l'ordre de la réaction.

P (atm)	66 10 <sup>-3</sup>	13 10 <sup>-2</sup>	26 10 <sup>-2</sup>	53 10 <sup>-2</sup>
t <sub>1/2</sub> (min)	10.8	7.5	5.3	3.7

**Exercice n°5**

Pour la réaction  $\text{C}_2\text{H}_5\text{I} + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{I}^-$  en solution dans l'éthanol, la constante de vitesse a été déterminée en fonction de la température.

Calculer l'énergie d'activation.

A 50°C, quelle est la variation maximale de température que peut subir le système pour que la vitesse de la réaction ne varie pas plus de 1%?

t (°C)	15.83	32.02	59.75	90.61
k 10 <sup>3</sup> (l/mol/s)	0.0503	0.368	6.71	119

**Exercice n°6**

Pour la réaction :  $\text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow 1/2 \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$  en phase gazeuse, maintenue à volume constant, on trouve à 1100 K les résultats suivants:

expérience	(1)	(2)	(3)	(4)
$10^3 \cdot [\text{NO}] \text{ (mol.l}^{-1}\text{)}$	5.0	15.1	20	10.4
$10^3 \cdot [\text{H}_2] \text{ (mol.l}^{-1}\text{)}$	2.0	2.0	8.0	4.0
$-10^4 \cdot \frac{d[\text{NO}]}{dt} \text{ (mol.l}^{-1}\text{.s}^{-1}\text{)}$	0.24	2.20	15.36	2.08

En supposant que la réaction admet des ordres partiels, quelles sont leurs valeurs? Quelle est la constante de vitesse à cette température?

**Exercice n°7**

L'hydrogénation d'un alcène A :  $\text{A} + \text{H}_2 \rightarrow \text{B}$  est réalisée à 800 K à partir d'un mélange équimolaire de A et de  $\text{H}_2$ . On relève :

t (s)	0	100	180	300	510	800	2000
$P_{\text{H}_2} \text{ (atm)}$	1.00	0.90	0.83	0.75	0.64	0.53	0.31

A la même température, on part d'un excès d'hydrogène. On relève :

$P_{\text{A}} \text{ (atm)}$	1.43	1.05	0.54
$t_{1/2} \text{ (s)}$	416	414	415

Déterminer l'ordre de la réaction et les ordres partiels