

CONTROLE DU MODULE CINETIQUE & CATALYSE  
FILIERE SMC - SEMASTRE S5 - GROUPE TD 01  
ANNEE UNIVERSITAIRE 2015 - 2016 - DUREE 1H

**EXERCICE I (3 points)**

On étudie l'attaque du fer métallique par l'acide chlorhydrique. Cette réaction, lente et totale, a pour équation-bilan :  $Fe_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + H_{2,(aq)}$

Dans le tube à essais, on a introduit 0,10 g de poudre de fer (*Masse atomique du Fe = 56*) et 5,0 mL d'acide chlorhydrique de concentration 1,0 mol.L<sup>-1</sup>. Dresser un tableau d'avancement afin de déterminer le réactif limitant ainsi que l'état final du système.

**EXERCICE II (4 points)**

1. Ecrire la loi d'Arrhénius et indiquer les paramètres influençant la cinétique d'une réaction chimique.
2. Si la présence d'un catalyseur permet de réduire de 50 kJ.mol<sup>-1</sup> à 35 kJ.mol<sup>-1</sup> l'énergie d'activation de cette réaction, réalisée à 500 °C :
  - a) par quel facteur sa vitesse se trouve-t-elle multipliée? (on suppose que tous les autres facteurs de la vitesse de réaction restent inchangés);
  - b) à quelle température la réaction catalysée s'effectuerait-elle à la même vitesse que la réaction non catalysée à 500 °C?
  - c) Quel intérêt peut-on trouver à opérer avec le catalyseur?

**EXERCICE III (6 points)**

À 700°C, l'acide acétique CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H subit deux réactions de décomposition thermique simultanées:  $CH_3CO_2H \rightarrow CH_4 + CO_2$  (1) et  $CH_3CO_2H \rightarrow CH_2 = C = O + H_2O$  (2).

Ces réactions sont toutes les deux d'ordre 1 et leurs constantes de vitesses respectives sont, à cette température :  $k_1 = 3,5 \text{ s}^{-1}$  et  $k_2 = 4,5 \text{ s}^{-1}$ .

1. Combien de temps faut-il pour que 90 % de l'acide acétique initialement présent soit décomposé, d'une façon ou de l'autre ?
2. Quelles masses de méthane et de cétène se forme-t-il pour 100 g d'acide acétique décomposé ?

**EXERCICE IV (7 points)**

Au cours de la réaction de décomposition  $2N_2O_{5(g)} \rightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$ , les valeurs expérimentales exprimant la pression de N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> en fonction du temps à 45°C sont compatibles avec une cinétique du premier ordre en N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> avec une constante cinétique  $k = 3 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$ .

1. Lorsque la vitesse volumique de disparition de N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> vaut, à un instant t<sub>1</sub> donné,  $v_{d1}(N_2O_5) = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , déduire à cet instant la valeur de V<sub>1</sub> de la vitesse globale de la réaction, ainsi que celles de formation des deux produits  $V_{f1}(NO_2)$  et  $V_{f1}(O_2)$ .
2. Le mécanisme de cette réaction semble correspondre aux étapes suivantes :

$N_2O_5 \rightleftharpoons NO_2 + NO_3$	$k_1$ dans le sens direct et $k_2$ dans le sens indirect
$NO_2 + NO_3 \rightarrow NO_2 + NO + O_2$	$k_3$
$NO + N_2O_5 \rightarrow 3NO_2$	$k_4$

Montrer que ce mécanisme est compatible avec la loi de vitesse expérimentale et proposer une relation liant k à k<sub>1</sub>, k<sub>2</sub> et k<sub>3</sub>.