

DST : Thermodynamique et Cinétique Chimique

Date : 10 juin 2022

Durée : 1h30

Documents non autorisés

Responsable de l'épreuve : J-C. Soetens

Exercice A : Cinétique chimique (5 points)

Soit la réaction de dissociation $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{NO}_2 + 1/2 \text{O}_2$

La cinétique de cette réaction d'ordre 1 a été étudiée à 298 K dans un réacteur fermé indéformable en observant l'évolution de la concentration de N_2O_5 . Les résultats de cette étude sont donnés dans le tableau suivant :

Temps : t (h)	0	1	2	3	4
Concentration : C = [N_2O_5] (mol/l)	0.2650	0.2491	0.2341	0.2201	0.2069

A-1) Exprimer la loi de vitesse de cette réaction, soit une formule donnant la concentration C en fonction de la concentration initiale C_0 , de la constante de vitesse k et du temps.

A-2) Calculer la constante de vitesse $k_{298\text{K}}$.

A-3) Calculer quelle serait la concentration en N_2O_5 au temps t = 20 h.

A-4) Définir le temps de demi-réaction puis calculer cette grandeur.

A-5) La même réaction étudiée à 308 K conduit à une constante de vitesse $k_{308\text{K}} = 0.2394 \text{ h}^{-1}$.

Définir ce qu'est l'énergie d'activation d'une réaction puis calculer l'énergie d'activation de cette réaction.
(Constante des gaz parfaits : $R = 8.314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$).

Exercice B : Equilibre chimique (5 points)

Soit l'équilibre chimique suivant : $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$

A 500 K la constante d'équilibre K vaut 10^{-2} . Chaque gaz sera considéré comme parfait.

Dans un réacteur fermé indéformable on introduit 3 moles de C_2H_4 et 2 moles de H_2O . Une fois l'équilibre établi à cette température de 500 K, la pression totale est de 317 bar.

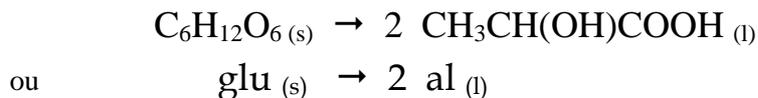
B-1) Etablir l'expression de la constante d'équilibre K en fonction de l'avancement et de la pression totale.

B-2) Calculer l'avancement de la réaction à l'équilibre.

B-3) Calculer la pression partielle de chacun des gaz à l'équilibre.

Exercice C : Réactions de combustion (10 points)

La glycolyse est le processus de coupure de sucres complexes en molécules plus simples. L'énergie fournie est utilisée par la biosynthèse et pour produire du travail. En l'absence d'oxygène, la réaction de glycolyse du glucose (glu) produit de l'acide lactique (al) selon la réaction :



Dans tout ce qui suit, la température sera fixée à 298 K. A cette température, les espèces chimiques sont dans l'état indiqué sur la première ligne du tableau.

Données :

à 298K	glucose (s) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	acide lactique (l) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}(\text{l})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	éthanol (l) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
abréviations	glu	al	–	–	EtOH
masse molaire (g/mol)	180.16	90.08	44.0	18.0	46.07
$\Delta_f H^\circ$ (kJ mol ⁻¹)	-1274.5	C-3) ?	-393.5	-285.8	-277.6
$\Delta_{\text{comb}} H^\circ$ (kJ mol ⁻¹)	C-7) ?	-1364.4	–	–	C-9) ?
S° (J mol ⁻¹ K ⁻¹)	212.0	192.0	–	–	-

Pour déterminer l'enthalpie de la réaction de glycolyse, on a besoin de l'enthalpie de formation de l'acide lactique. Pour cela, on a mesuré l'enthalpie molaire standard de combustion de l'acide lactique.

C-1) Ecrire la réaction de combustion de l'acide lactique.

C-2) Exprimer l'enthalpie molaire standard de combustion de l'acide lactique.

C-3) En déduire l'enthalpie molaire standard de formation de l'acide lactique.

Pour la réaction de glycolyse :

C-4) Calculer l'enthalpie molaire standard de réaction.

C-5) Calculer l'entropie molaire standard de réaction.

En présence d'oxygène, le glucose réagit selon une réaction de combustion classique.

C-6) Ecrire la réaction de combustion du glucose.

C-7) Calculer l'enthalpie molaire standard de combustion du glucose.

Il en est de même pour l'alcool éthylique (EtOH).

C-8) Ecrire la réaction de combustion de l'éthanol.

C-9) Calculer l'enthalpie molaire standard de combustion de l'éthanol.

Comparaison du pouvoir calorifique du sucre (glucose) et de l'alcool (éthanol)

C-10) Calculer les enthalpies massiques de combustion du glucose et de l'éthanol (pour 1 gramme).

C-11) Quel est le plus calorifique de ces deux « aliments » ?