

Thermodynamique Chimique- session 2

- durée : 2h -

N.B. : le sujet proposé ne justifie pas l'utilisation de documents (quelle qu'en soit leur forme !) : leur utilisation est interdite. L'emploi d'une calculette non programmable est autorisé, celui d'une calculette programmable est toléré dans la mesure où elle ne contient aucun programme préenregistré. Les téléphones portables sont rigoureusement interdits ! Le barème indiqué est provisoire ; les deux parties sont indépendantes. Pour l'ensemble du sujet, on prendra : $p^\circ = 10^5 \text{ Pa}$, $273 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$ et $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$. On considèrera, en outre, que les enthalpies de formation et les entropies molaires standard sont indépendantes de la température et que les gaz sont parfaits.

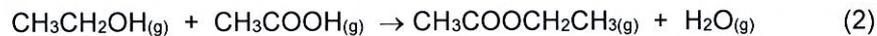
Quelques masses molaires : H : $1,00 \text{ g.mol}^{-1}$; C : $12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; N : $14,0 \text{ g.mol}^{-1}$; O : $16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Une capacité calorifique : $c_{p(\text{H}_2\text{O})} = 4,18 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$

Une masse volumique approchée : entre 273 et 310 K, $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1,00 \text{ g.cm}^{-3}$

Partie 1 : équilibre d'estérification en phase vapeur (10 pts)

1. Soit la réaction d'estérification (2) observée lorsque l'on met en présence de l'éthanol avec de l'acide éthanóique. Cette réaction est souvent effectuée en phase liquide mais peut aussi être observée en phase gazeuse dès lors que la température est suffisamment élevée :



A 125°C , l'enthalpie libre de cette réaction est : $\Delta_r G^\circ(398 \text{ K}) = -14,14 \text{ kJ.mol}^{-1}$. Déterminer la constante à 125°C de l'équilibre relatif à cette réaction (prise dans le sens direct).

2. On place une mole d'éthanol et une mole d'acide éthanóique dans une enceinte indéformable de 100 L maintenue à 125°C .

a. Etablir un tableau d'avancement de la réaction où l'on indiquera les expressions des pressions partielles des différents constituants.

b. Déterminer la variance du système en détaillant le calcul, notamment en explicitant clairement les éventuelles relations restrictives.

c. Quelle est la pression totale dans l'enceinte ?

d. Déterminer la quantité de chacun des constituants à l'équilibre. En déduire le rendement de la réaction.

3. La réaction d'estérification est une des rares réaction athermique (l'enthalpie de réaction est nulle, du moins à 125°C).

a. Dans quel sens se déplacera l'équilibre lors d'une augmentation de la température dans l'enceinte ?

b. Dans quel sens se déplacera l'équilibre lors d'une augmentation de la pression dans l'enceinte ?

Partie 2 : mélange eau-méthanol (10 pts)

1. a. Donner une définition du volume molaire partiel d'un constituant « i ». Quelle est alors la différence entre le volume molaire partiel et le volume molaire ?

b. Donner l'expression du volume total d'un mélange binaire (constitué de deux entités) en fonction des volumes molaires partiels des deux constituants du mélange ainsi que de la fraction molaire d'un des deux constituants.

2. On réalise un certain nombre de mélanges eau + méthanol (CH_3OH) à 25°C à partir de masses connues d'eau et de méthanol. On mesure ensuite le volume total du mélange. L'ensemble des résultats est compilé dans le tableau ci-dessous.

Numéro de mélange	Masse d'eau (g)	Masse de méthanol (g)	Volume du mélange (cm^3)
	35,02	0	35,12
1	32,086	2,849	35,48
2	27,733	5,936	34,80
3	25,888	8,217	35,64
4	21,288	10,574	33,85
5	13,26	17,638	34,50
6	9,768	21,145	35,57
7	6,348	23,651	35,64
8	3,91	25,267	35,56
	0	32,000	40,79

A partir des données du tableau, déterminez les volumes molaires respectifs de l'eau et du méthanol à 25°C .

3. a. Rappeler la définition d'une solution idéale. Quelle doit être la valeur de l'enthalpie de mélange d'un mélange constituant une solution idéale ? Comment doit s'exprimer le volume d'une solution idéale ?

b. Montrer, à partir du mélange 5), que le mélange eau-méthanol ne constitue pas une solution idéale à 25°C .

3. De la même façon qu'il peut être définies des enthalpie, enthalpie libre ou entropie d'excès, il est possible de définir un volume d'excès ; celui-ci correspond à la différence entre le volume molaire réel d'un mélange et le volume molaire de celui-ci si l'on considère la solution résultant du mélange comme étant idéale.

a. Déterminez le volume d'excès pour le mélange 5. Quel est le signe de ce volume d'excès et que peut-on déduire de ce signe ? Quel serait, notamment, le signe de l'enthalpie d'excès et que peut-on alors dire des valeurs des coefficients d'activité de l'eau et du méthanol ?

b. A partir des valeurs du volume du mélange données dans le tableau ci-dessus, comment pourrait-on déterminer la valeur des volumes molaires partiels respectifs de l'eau et du méthanol pour un mélange quelconque ? Il s'agit ici de simplement expliquer la méthode et non pas de l'appliquer.