

## Série spéciale de Chimie 2

### Exercice 01 :

I- On considère deux récipients à parois rigides contenant dans l'un de l'hydrogène et dans l'autre du méthane (Les deux gaz sont supposés parfaits). Les propriétés de chaque gaz sont au départ : H<sub>2</sub> : P<sub>1</sub>= 5 atm ; T<sub>1</sub>= 250 K ; V<sub>1</sub>= 10 l et CH<sub>4</sub> : P<sub>2</sub>= 40 atm ; T<sub>2</sub>= 300 K ; V<sub>2</sub>= 40 l.

1. Donner l'équation d'état d'un gaz parfait en indiquant le nom et l'unité de chaque grandeur.
2. Calculer les masses de l'hydrogène et du méthane contenus dans chaque récipient.

On chauffe les deux récipients jusqu'à une température de 350 K.

3. Calculer la nouvelle pression d'H<sub>2</sub> et de CH<sub>4</sub>.

A l'aide d'un robinet, on met ensuite les deux récipients en communication.

4. a. Que se passe-t-il ? Le mélange est-il homogène ou hétérogène ?
4. b. Les variables P, V, T et fraction molaire sont-elles extensives ou intensives ?
4. c. Calculer les pressions partielles de chaque gaz. En déduire la pression totale en Pa, bar et mmHg.

II- On enferme dans un réservoir 1 Kg d'air (gaz supposé parfait) sous la pression de 1 atm. En considérant que l'air est constitué de l'azote et de l'oxygène avec une composition massique de 76,8 % de N<sub>2</sub> et 23,2 % d'O<sub>2</sub> :

1. Déterminer la fraction molaire de chaque constituant. En déduire la pression partielle correspondante à chaque gaz. Vérifier la loi de Dalton.
2. Si le volume du réservoir est de 1 m<sup>3</sup>, quelle serait la température de l'air.

**Données :** R=8.32 J.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>, R=0.082 l.atm.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>.

### Exercice 02 :

Un calorimètre contient une masse m<sub>1</sub>= 250g d'eau. La température initiale de l'ensemble est T<sub>1</sub>=18°C. On ajoute une masse m<sub>2</sub>= 300g d'eau à la température T<sub>2</sub>= 80°C.

- 1) Quelle serait la température d'équilibre thermique T<sub>eq</sub> de l'ensemble si la capacité thermique du calorimètre et de ses accessoires était négligeable ?
- 2) Dans le même calorimètre contenant m<sub>3</sub>= 150g d'eau à T<sub>3</sub>=20°C, on verse m<sub>4</sub>= 36g d'étain fondu (Sn) à la température T<sub>4</sub>=231,9°C. L'étain se solidifie rapidement à une température finale égale à T<sub>f</sub>= 70°C.
  - a) Calculer la chaleur cédée par l'étain au cours de son refroidissement.
  - b) En déduire la chaleur latente de solidification L<sub>sol</sub> et de fusion L<sub>fus</sub> de l'étain.

**Données :** Cp (eau)= 4185 J.Kg<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>, Cp(Sn)<sub>liq</sub>= 228 J.Kg<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>, T<sub>solidification</sub>(Sn)=70°C.

### Exercice 03 :

On fait subir à une mole de gaz parfait le cycle des transformations réversibles suivantes :

- Une compression adiabatique de l'état 1 à l'état 2.
  - Une compression isochore de l'état 2 à l'état 3.
  - Une détente adiabatique de l'état 3 à l'état 4.
  - Une détente isochore de l'état 4 à l'état 1
- 1) Calculer P<sub>2</sub>, T<sub>2</sub>, P<sub>3</sub>, T<sub>3</sub>, P<sub>4</sub> et T<sub>4</sub>, sachant que l'apport de chaleur Q lors de la compression isochore 2→3 est de 50 KJ.
  - 2) Donner les échanges de chaleurs, de travail, d'énergie interne et d'enthalpie pour les diverses transformations en fonction de R, γ et les températures correspondantes. Faites l'application numérique.
  - 3) Donner l'expression de W<sub>1→2</sub> dans le cas où la transformation était irréversible ?
  - 4) Représenter le cycle des transformations réversibles, dans le diagramme de Clapeyron.
  - 5) En déduire W, Q, ΔU et ΔH du cycle. Le principe d'équivalence est-il vérifié ?
  - 6) Donner une interprétation géométrique de la quantité de chaleur totale.

**Données :**  $V_1=8V_2$ ,  $T_1= 17^\circ\text{C}$ ,  $P_1= 1\text{atm}$ ,  $\gamma= 1,4$  et  $R= 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

**Exercice 04 :**

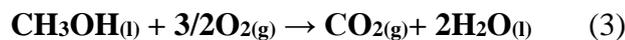
I- On étudie la préparation industrielle du méthanol en présence d'un catalyseur selon la réaction (1) à 298K:



1. Calculer l'enthalpie standard de la réaction (1) à 298K et déduire sa nature.
2. La température de vaporisation du méthanol est de 337K. Proposer un cycle thermodynamique, faisant intervenir l'enthalpie de vaporisation du méthanol à partir de la réaction (1) à 298K. Déterminer l'enthalpie standard de la réaction  $\Delta H^\circ_{R2}$  à 523K par la méthode du cycle et en utilisant la loi de Kirschhoff.



II- Le méthanol peut être utilisé comme carburant. Il se produit alors la réaction de combustion suivante:



1. Quelle est la variation de l'enthalpie standard  $\Delta H^\circ_{R3}$  de cette réaction à 298K? En déduire la quantité de chaleur à volume constant.
2. Calculer l'enthalpie standard de formation de  $\text{CO}_2(g)$ .
3. Déterminer la valeur de l'enthalpie standard de formation de la liaison O-H.



$\Delta H^\circ_{\text{sub}(C,s)} = 715 \text{ KJ}.\text{mol}^{-1}$ ,  $\Delta H^\circ_{\text{vap}(\text{CH}_3\text{OH})} = 37,4 \text{ KJ} \text{ mol}^{-1}$ ,  $R=8.32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Composé	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$	$\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$
$\Delta H^\circ_f(298\text{K}) \text{ KJ}.\text{mol}^{-1}$	-110,5	0	-285,8	-	0	-201,2	-241,4
$c_p(\text{J}.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$	28,6	27,8	-	-	-	8,4	81,1

Liaison	H-H	C-H	O=O	C-O
$\Delta H^\circ_{\text{liaison}} (\text{KJ}.\text{mol}^{-1})$	-436	-414	-498	-351

**Exercice 05:**

I- Dans un four préalablement chauffé à  $900^\circ\text{C}$ , on introduit une mole d'une substance solide prise à  $25^\circ\text{C}$ . Sachant qu'entre  $25^\circ\text{C}$  et  $900^\circ\text{C}$ , cette substance reste solide et que sa chaleur molaire à pression constante est égale à  $30 \text{ J}.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

1. Calculer la variation d'entropie du solide.
2. Calculer la variation d'entropie échangée entre le four et le solide.
3. En déduire la variation d'entropie créée au cours du chauffage.

II- On mélange dans une enceinte adiabatique 360 g d' $\text{H}_2\text{O}$  à  $25^\circ\text{C}$  avec 36g de glace à  $0^\circ\text{C}$ .

1. Sachant que la glace fond totalement, calculer la température d'équilibre thermique.
2. Calculer la variation d'entropie accompagnant cette transformation.

On donne :  $C_p(\text{H}_2\text{O},l) = 75,24 \text{ J}.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ,  $\Delta H_{\text{fusion}(\text{H}_2\text{O},s)} = 5,94 \text{ KJ}.\text{mol}^{-1}$ .

III- Reprendre l'exercice N° 2 (premier principe de la thermodynamique) :

1. Calculer la variation d'entropie du gaz pour chaque transformation ainsi que pour le cycle. Représenter le cycle des transformations, dans le diagramme (T, S).
2. Quelle est la nature du cycle ? Justifiez votre réponse.
3. Calculer numériquement le rendement du cycle.