

Travaux Dirigés Thermodynamique Chimique

TD Thermodynamique Chimique

Dr. Makhloufi Sofiane

Table des matières



| | |
|---|----------|
| I - Série N°01 : Calorimétrie | 3 |
| 1. Exercice N°01 | 3 |
| 2. Exercice N°02 | 3 |
| 3. Exercice N°03 | 3 |
| II - Série N°02 : L'équation du gaz parfait | 4 |
| 1. Exercice N°01 | 4 |
| 2. Exercice N°02 | 4 |
| 3. Exercice N°03 | 4 |
| 4. Exercice N°04 | 4 |
| III - Série N°03 : L'équation du gaz réel | 5 |
| 1. Exercice N°01 | 5 |
| 2. Exercice N°02 | 5 |
| 3. Exercice N°03 | 5 |
| IV - Série N°04 : Premier principe de la thermodynamique | 6 |
| 1. Exercice N°01 | 6 |
| 2. Exercice N°02 | 6 |
| 3. Exercice N°03 | 6 |
| 4. Exercice N°04 | 7 |
| V - Série N°05 : Deuxième principe et applications | 8 |
| 1. Exercice N°01 | 8 |
| 2. Exercice N°02 | 8 |
| 3. Exercice N°03 | 8 |
| 4. Exercice N°04 | 8 |

Série N°01 : Calorimétrie

I

1. Exercice N°01

Un calorimètre contient 75 grammes d'eau (m_1) à une température de 20°C (T_1). On ajoute 200 grammes de pétrole (m_2) à une température de 50°C (T_2). La température d'équilibre (T_{eq}) atteint une valeur de $29,43^\circ\text{C}$.

- Calculer la valeur massique du pétrole.

On donne $C_{eau} = 1 \text{ cal}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

2. Exercice N°02

I. Un calorimètre contient $m_1 = 95\text{g}$ d'eau à $T_1 = 20^\circ\text{C}$, on ajoute $m_2 = 71\text{g}$ d'eau à $T_2 = 50^\circ\text{C}$.

- Quelle serait la température d'équilibre T_{eq} si l'on pouvait négliger la capacité thermique du vase et de ses accessoires (calorimètre)?

II. La température d'équilibre est en fait $T'_{eq} = 31,3^\circ\text{C}$.

- En déduire la valeur en eau (m_0) du vase et de ses accessoires.

III. Le même calorimètre contient maintenant $m_1 = 100\text{g}$ d'eau à $T'_1 = 15^\circ\text{C}$, on y plonge un échantillon métallique de masse $m = 25\text{g}$ chaud à $T'_2 = 95^\circ\text{C}$, la température d'équilibre est $T_{eq} = 16,7^\circ\text{C}$.

- Calculer la chaleur massique du métal.

$C_{eau} = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$.

3. Exercice N°03

Quels doivent être les volumes V_1 d'eau à $T_1 = 70^\circ\text{C}$ et V_2 d'eau froide à $T_2 = 10^\circ\text{C}$ pour obtenir un volume total $V = 20\text{l}$ à $T = 30^\circ\text{C}$?

Série N°02 : L'équation du gaz parfait



II

1. Exercice N°01

Mélange de deux gaz A et B dans un récipient de $10l$ à la température de $23^{\circ}C$ et $P = 0,76atm$; nous donne une fraction molaire pour A de $0,67$.

- Calculer le nombre de moles de A et B ; et les pressions partielles de A et B .

2. Exercice N°02

La composition de l'air sec au niveau de la mer est approximativement la suivante en gramme N_2 : $75,52$; O_2 : $23,15$; Ar : $1,29$; CO_2 : $0,046$.

- Quelle est la pression partielle de chaque constituant quand la pression totale vaut 1 atmosphère?

3. Exercice N°03

On considère un mélange de gaz parfait A et B constitué de trois (3) moles de A et six (6) moles de B dans un volume de $50l$ à $27^{\circ}C$.

- Calculer la pression totale.
- Calculer les fractions molaires X_A et X_B .
- Calculer les pression partielles.

4. Exercice N°04

I. Déduire la relation entre la pression et la masse volumique d'un gaz parfait.

II. Un récipient d'un volume égale à $22,4dm^3$, contient 2 moles d'hydrogène, $10g$ d'azote et $30g$ d'oxygène à la température de $273,15^{\circ}K$;

- Déduire pour chaque constituant la fraction molaire, la pression partielle et la pression totale.
 $M(H_2) = 2$, $M(N_2) = 28$, $M(O_2) = 32$.

Série N°03 : L'équation du gaz réel


 III

1. Exercice N°01

Est-ce que 131g de Xénon, contenus dans un récipient d'un volume de 1dm^3 peuvent à la température de 25°C , exercer une pression de 20atm , dans la mesure où ce gaz se comporte comme un gaz parfait ?

Si non, quelle serait la pression exercée ?

- Supposons maintenant que le Xénon se comporte comme un gaz réel.

Quelle serait la pression exercée par ces 131g, dans les *mêmes conditions précédentes* ?

$$a = 4,194\text{dm}^6\text{atm}\cdot\text{mol}^{-2} \quad b = 5,105\cdot 10^{-2}\text{dm}^3\text{mol}^{-1}.$$

2. Exercice N°02

Calculer la *pression exercée* pour 1mole d'éthylène en supposant que ce gaz se comporte:

- Comme un gaz parfait.
- comme un gaz réel ceci dans les conditions suivantes:

1. à 273°K dans $22,414\text{dm}^3$.

2. à 1000°K dans 100cm^3 .

On prend: $a = 4,471\text{dm}^6\text{atm}\cdot\text{mol}^{-2}$, $b = 5,714\cdot 10^{-2}\text{dm}^3\text{mol}^{-1}$.

3. Exercice N°03

L'équation du gaz réel est: $(P+a/).(Vm-b) = nRT$.

- Montrer que pour une 1mol; les constantes critiques. $P_c = a/27b^2$, $V_{m,c} = 3b$ et $T_c = 8a/27Rb$. Calculer Z_c

Série N°04 : Premier principe de la thermodynamique

IV

1. Exercice N°01

On fait subir à 1 mole de NO (*gaz parfait*), les transformations suivantes:

- Une transformation *isotherme réversible* de l'état 1 à l'état 2.
- Une détente *adiabatique réversible* de l'état 2 à l'état 3.
- Un chauffage *isobare* qui ramène le gaz à l'état initial.

1. Calculer V_1, V_2, V_3, T_2 et T_3 sachant que $P_1=2\text{atm}=P_3, P_2=10\text{atm}$ et $T_1=300^\circ\text{K}$, et tracer le diagramme $P = f(V)$.

2. Calculer pour chacune des transformations $Q, W, \Delta U$ et ΔH .

$C_V = 3/2 R$ et $C_P = 5/2 R, R = 0,082 \text{ l.atm/K.mol} = 2 \text{ cal/K.mol}$.

2. Exercice N°02

De l'air considère comme *gaz parfait* à une température $T_1=25^\circ\text{C}$, est détendre de 10atm à 1atm.

L'air qui se trouve dans un cylindre est obturé par un piston mobile son volume initial est de 5l.

- Déterminez le volume, la température à la fin de la détente, ainsi que le travail (W), la quantité de chaleur (Q), la variation d'énergie interne (ΔU) et (ΔH); en supposant que la détente est:

1. isotherme réversible
2. adiabatique réversible $\gamma = 1,4$.

3. Exercice N°03

Calculer le travail échangé avec le milieu extérieur suite à la transformation isotherme de 102g de O_2 de $P_1 = 5\text{atm}$, à la température 23°C dans les deux cas suivants:

1. transformation réversible.
2. transformation irréversible.

4. Exercice N°04

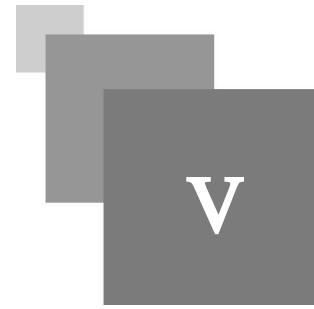
Un échantillon de 2 mol d'argon placé dans un cylindre de 5 cm^2 de surface, sur une pression de 5 atm , puit se dilater adiabatiquement en luttant contre une pression extérieur de 1 atm .

Au cours de la dilatation le piston est repoussé:

1. de 10 cm .
2. de 10 cm , si la température initiale est 300° K .

Quelle est dans chaque cas la température finale ? $C_V = 12,48 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

Série N°05 : Deuxième principe et applications



1. Exercice N°01

Calculer la variation d'entropie de 2 moles d'eau chauffées de 127°C à 227°C, la pression initiale étant 1,25 atm et la pression finale 2,50 atm.

$$C_p = 8,22 + 0,15 \cdot 10^{-3} T + 1,34 \cdot 10^{-6} T^2.$$

2. Exercice N°02

Sous une pression atmosphérique, on mélange 10 Kg d'eau à $T_1 = 300\text{K}$ avec 1Kg de glace à $T_2 = 263\text{K}$.

Calculer:

1. La température finale du mélange.
2. La variation d'entropie de ce système.

$$C_p(\text{H}_2\text{O})_l = 4,2\text{J/g}\cdot\text{K}, C_p(\text{H}_2\text{O})_g = 2,1\text{J/g}\cdot\text{K}, L_f = 80\text{cal/g}.$$

3. Exercice N°03

On donne ΔH (vaporisation) de $\text{H}_2\text{O} = 9710\text{ cal/mol}$ et l'entropie ΔS de $(\text{H}_2\text{O})_l = 26,03\text{ cal/K}\cdot\text{mol}$.

1. Calculer ΔG pour la réaction de vaporisation de l'eau à température constante et sous une pression de 1 atm.
2. Quelle température a-t-on au changement de phase liquide à phase vapeur.
3. à partir de quelle température l'eau bout-elle spontanément ?

4. Exercice N°04

Dans un calorimètre adiabatique et sous une pression atmosphérique; on mélange 10g de glace à une température $T_1 = -20^\circ\text{C}$ et 900g d'eau à $T_2 = 1^\circ\text{C}$.

1. Quelle est la température à l'équilibre?
2. Calculer la variation de l'énergie interne et de l'entropie pour le système?

$$C_p(\text{glace}) = 0,5\text{cal/g}\cdot\text{deg}, C_p(\text{liquide}) = 1\text{cal/g}\cdot\text{deg}, L_f = +80\text{cal/g}.$$