****

**Faculté des Sciences et Techniques d’Errachidia- Maroc**

**Parcours Biologie-Chimie-Géologie-BCG-**

**Semestre 1/ Section 1**

**Groupe a et b**

**Année universitaire : 2020/2021**

**Travaux dirigés à distance du Module C211**

**STRUCTURE ET ÉTATS DE LA MATIÈRE:**

**Thermodynamique chimique**

**Et**

**Atomistique**

**Pr. Abdessamad Mezdar e-mail:** **mezdar@gmail.com**



**Année Universitaire : 2020/2021**

**Département de chimie**

**Filière : BCG Module : C211- Section 1-**

**Structure et états de la matière**

**Professeur Abdessamad Mezdar**

 **\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Travaux dirigés de la structure et états de la matière**

**Série 1**

**Exercice 1** :Constante des Gaz Parfaits

Sachant qu’une mole de gaz parfait occupe à 0°C et sous une pression d’une atmosphère (conditions normales), un volume égale à 22,4 l, calculer la valeur de la constante R des gaz parfaits :

* 1. En l. atm. mol-1. K-1.
	2. En J. mol-1. K-1.
	3. En cal. mol-1. K-1.

**Exercice 2 :**

Soit une masse de 80 g de mélange gazeux d’azote (N2) et de méthane (CH4), formée de 31,14 % en poids d’azote et occupant un volume de 0,995 litres à 150°C.

1. Calculer la pression totale du mélange gazeux.

2. Calculer les pressions partielles de chacun des gaz.

**Exercice 3 :**

Calculer la pression exercée par 0,5 mole de N2 dans un récipient de 1 L à 25°C:

a- d’après la loi des gaz parfaits.

b- d’après l’équation d'état de Van Der Waals (a = 141 kPa⋅L 2 /mol2, b = 0,0391 L/mol).

Comparez ces deux résultats.

R = 0,082 l. atm.mol-1.K-1

**Exercice 4 :**

Déterminer le travail mis en jeu par 2 litres de gaz parfait maintenus à 25°C sous la pression de 5 atmosphères (état 1) qui se détend de façon isotherme pour occuper un volume de 10 litres (état 2) :

1. de façon réversible.
2. de façon irréversible.

A la même température le gaz est ramené de l’état 2 à l’état 1.

Déterminer le travail mis en jeu lorsque la compression s’effectue :

1. de façon réversible.
2. de façon irréversible.

**Exercice 5 :**

On chauffe un récipient contenant 6 g d’hydrogène supposé parfait dont la température s’élève de 15 °C à 30 °C. On donne pour H2, γ = CP/CV =1,4.

R = 8,31 J.mol-1.K-1.

Calculer :

1- La variation d’énergie interne du gaz au cours de cet échauffement.

2- La variation d’enthalpie du gaz au cours de cet échauffement.

3- La quantité de chaleur reçue par le gaz s’il a fourni un travail de 264 joules.



**Année Universitaire : 2020/2021**

**Département de chimie**

**Filière : BCG Module : C211- Section 1-**

**Structure et états de la matière**

**Professeur Abdessamad Mezdar**

 **\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Travaux dirigés de la structure et états de la matière**

**Correction de la série 1**

**Exercice 1** :Constante des Gaz Parfaits

Sachant qu’une mole de gaz parfait occupe à 0°C et sous une pression d’une atmosphère (conditions normales), un volume égale à 22,4 l, calculer la valeur de la constante R des gaz parfaits :

1. En l. atm. mol-1. K-1.
2. En J. mol-1. K-1.
3. En cal. mol-1. K-1.

**Corrigé 1** :

Équation d’état d’un gaz parfait : P.V = n.R.T, soit R=

Les Conditions Normales de Pression et de Température sont telles qu’une mole occupe un volume V = 22,4 l sous P = 1 atm et à T = 273 K.

1. **R** =  = **0,082** **l. atm.mol-1.K-1*.***
2. P = 1 atm = 101325 Pa
3. N.m = 1 J ; 1Pa = 1 N.m-2 ; 1 l = 10-3 m3

**R** = 101325 x 22,4 x 10-3 **/**1 x 273 **= 8,31** **J.mol-1.K-1*.***

**c**)1 calorie = 4,18 joules

**R** = 8,31/4,18 = 1,98 ≈ **2 cal. mol-1. K-1*.***

**Exercice 2 :**

Soit une masse de 80 g de mélange gazeux d’azote (N2) et de méthane (CH4), formée de 31,14 % en poids d’azote et occupant un volume de 0,995 litres à 150°C.

1. Calculer la pression totale du mélange gazeux.

2. Calculer les pressions partielles de chacun des gaz.

**Corrigé 2** :

On suppose que le mélange est un gaz parfait : Pt = nt RT/V

1. Pression totale du mélange gazeux

nt = n(N2) + n(CH4)

Dans une masse de 80 g du mélange, nous avons 31,14 % en poids d’azote ce qui correspond à la masse de (N2).

m(N2) = Pourcentage massique **x** masse totale/100 = 31,14 x 80/100 = 24,912 g.

m(CH4) + m(N2) = masse totale = 80 g

m(CH4) = 80 – 24,912 = 55,088 g

 n(N2)=m(N2)/M(N2)= m(N2)/2**x**M(N)=24,912/28=0,88 mol

n(CH4) =m(CH4)/M(CH4)

Avec M(CH4)= M(C) + 4 M(H) = 12 + 4 x 1= 16 g/mol

n(CH4)=m(CH4)/M(CH4)= 55,088/16= 3,44 mol

 nt= n(N2) + n(CH4) = 0,88 + 3,44 = 4,32 mol

T(K) = T(°C) + 273

R = 0,082 l. atm.mol-1.K-1*.*

Pt = nt.R.T/V= 4,32 x 0,082 (150+273)/0,995 = 151,59 atm.

2. Pressions partielles de chacun des gaz

- P(N2) = x(N2). Pt

x(N2)= n(N2)/nt= 0,88/4,32 = 0,203

P(N2) =0,203. 151,59 = 30,87 atm

- Pt = P(N2) + P(CH4)

P(CH4)= Pt- P(N2) = 151,59 – 30,87 = 120,72 atm

**Exercice 3 :**

Calculer la pression exercée par 0,5 mole de N2 dans un récipient de 1 L à 25°C:

a- d’après la loi des gaz parfaits.

b- d’après l’équation d'état de Van Der Waals (a = 141 kPa⋅L 2 /mol2, b = 0,0391 L/mol).

Comparez ces deux résultats.

R = 0,082 l. atm.mol-1.K-1

**Corrigé 3** :

1. Équation des gaz parfaits.

P = n.R.T/V

P = n.R.T/V = 0,5x0,082x298/1 = 12,218 atm

b- Équation de van der Waals.

(P + n2 a/V2) (V- nb) = n R T

a= 141 kPa⋅L 2 /mol2

1 kPa = 1000 Pa

1 atm = 101325 Pa

a= 141x 1000/101325 = 1,391 atm. L 2 /mol2

Application numérique

(P + 0,5 2 1,391 /12) (1- 0,5x 0,0391) = 0,5x0,082x298=12,218

P= 12,113 atm

 PGaz parfait> PGaz de van der Waals

**Exercice 4 :**

Déterminer le travail mis en jeu par 2 litres de gaz parfait maintenus à 25°C sous la pression de 5 atmosphères (état 1) qui se détend de façon isotherme pour occuper un volume de 10 litres (état 2) :

1. de façon réversible.
2. de façon irréversible.

A la même température le gaz est ramené de l’état 2 à l’état 1.

Déterminer le travail mis en jeu lorsque la compression s’effectue :

1. de façon réversible.
2. de façon irréversible.

**Corrigé 4** :

 **ETAT 1** Compression isotherme **ETAT 2**

Détente isotherme

 V1 = 2 litres V2 = 10 litres

 T1 = T = 298 K T2 = T =298K

 P1 = 5 atm **P2** = **? atm**

 n n

A T = constante, nous avons : P1 V1 = P2 V2 = nRT soit P2 = = = **1 atm**

* 1. de façon réversible.

Pext = Pgaz à chaque instant.

**Wrev (12)** = – ∫ Pext dV = – ∫ Pgaz dV = – ∫ dV = –nRTLn = – **P1 V1 Ln**

Le produitP1 V1doit être exprimé en **Joules** donc P1 doit être en **Pascal** et V1 en **m3**

**Wrev (12)** = (– 5 x 101325) 2 x 10-3 x ln = **– 1 630,76 J**

* 1. de façon irréversible.

Pext = Pfinale = P2 = Constante (transformation brutale)

**Wirrev (12)** = – ∫ Pext dV = – ∫ Pfinale dV = –Pfinale ∫ dV = **– P2 (V2** – **V1)**

**Wirrev (12)** = – 1 x 101325 (10 – 2) x 10-3 = **– 810,6 J**

A la même température le gaz est ramené de l’état 2 à l’état 1.

Déterminer le travail mis en jeu lorsque la compression s’effectue :

* 1. de façon réversible.

**Wrev (2)** = – ∫ Pext dV = – ∫ Pgaz dV = – ∫ dV = –nRTLn = **– P1 V1 Ln**

**Wrev (2)** =  **1 630,76 J**

* 1. de façon irréversible.

**Wirrev (2)** = – ∫ Pext dV = – ∫ Pfinale dV = –Pfinale ∫ dV = **– P1 (V1** – **V2)**

**Wirrev (2)** = – 5 x 101325 (2 – 10) x 10-3 = **4 053 J**

**Exercice 5 :**

On chauffe un récipient contenant 6 g d’hydrogène supposé parfait dont la température s’élève de 15 °C à 30 °C. On donne pour H2, γ = CP/CV =1,4.

R = 8,31 J.mol-1.K-1.

Calculer :

1- La variation d’énergie interne du gaz au cours de cet échauffement.

2- La variation d’enthalpie du gaz au cours de cet échauffement.

3- La quantité de chaleur reçue par le gaz s’il a fourni un travail de 264 joules.

**Corrigé 5** :

1. La variation d’énergie interne du gaz au cours de cet échauffement.

Loi de Mayer CP - CV = R

 γ = CP/CV

 CV = γ

n=n (H2)= m(H2)/M(H2)= 6/2 = 3 mol

**ΔU = QV = n x Cv x ΔT = n γΔT = 3 x 8,31 x 15/0,4 = 934,87 J**

1. La variation d’enthalpie du gaz au cours de cet échauffement.

CP - CV = R -Loi de mayer –

**ΔH = Qp = *n* x CP x ΔT = *n* ΔT R γ/ γ-1 = 3 x 3,5 x 8,31 x 15 = 1308,82 J**

1. La quantité de chaleur reçue par le gaz s’il a fourni un travail de 264 joules.

**ΔU = W + Q soit Q = 934,87 – (–264) = 1198,87 J**