

Série de TD N°1 de Chimie 2

Exercice 1 :

1. Les systèmes suivants sont-ils ouverts, fermés ou isolés, préciser la nature des échanges (Matière et/ou énergie) qui existent entre chaque système et le milieu extérieur : Un arbre, une voiture qui roule, un poste de TV allumé, le liquide d'un thermomètre, du café chaud dans une bouteille thermos, L'univers.
2. Parmi les variables suivantes, quelles sont celles qui sont intensives et celles qui sont extensives ?
a) Pression ; b) Volume ; c) Masse ; d) Température ; e) Fraction molaire d'un constituant ; f) Concentration molaire ; g) Volume molaire ; h) Masse volumique.

Exercice 2 :

1. Donner l'expression des gaz parfait.
2. Une mole de gaz parfait occupe un volume de 22,4 litre sous une pression de 1 atmosphère et une température de 0°C (conditions normales). Calculez la constante des gaz parfaits en :
a) L.atm/mol.K
b) J/mol.K
c) cal/mol.K
B/ Calculer le volume molaire d'une mole de gaz parfait dans les conditions standards (CSTP). Comparer le volume obtenu avec celui déterminé dans les conditions normales (CNTP).
3. Calculer le volume occupé par 2 moles d'air à 25 °C sous une pression de 1 atm.

Exercice 3 :

Trois récipients contiennent respectivement H₂, O₂ et N₂ dans les conditions suivantes :

H₂ (V₁= 2,25 l P₁= 0,33 bar T₁= 293° K)

O₂ (V₂= 5,5 l P₂= 250 mmHg T₂= 293° K)

N₂ (V₃= 1,4 l P₃= 1,013 10⁵ N/m² T₃= 273° K)

1/ Calculer les masses de chaque gaz (gaz supposés parfaits)

2/ On mélange les gaz dans un même récipient de volume V=18,5L à la température T=273°K.

On suppose que le mélange formé soit parfait, calculez :

- a) La pression totale
- b) La fraction molaire de chaque gaz
- c) La pression partielle de chaque gaz

Exercice 4:

1. On introduit dans un récipient initialement vide, de volume V = 6,00 L constant, n₀ mole de monoxyde de diazote gazeux N₂O à la température θ = 600° C, la pression initiale étant p₀ = 0,49 atm. Déterminer la quantité de matière initiale n₀. On assimile le gaz à un gaz parfait.
2. Après un certain temps et à la même température, ce gaz se décompose en diazote (N₂) et en dioxygène (O₂), la pression dans le récipient est alors p_f = 0,65 atm. Écrire l'équation de la réaction de décomposition de l'oxyde de diazote.

3. Construire le tableau d'avancement de la réaction en nombres de moles et donner la quantité de matière du mélange n_f , à l'état d'équilibre en fonction de n_0 et l'avancement x .
4. Déterminer les valeurs de l'avancement x et des nombres de moles de chaque molécule à l'état d'équilibre.
5. Calculer les fractions molaires et en déduire les pressions partielles.
6. Calculer la masse molaire du mélange gazeux. Donnée : $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $M(\text{N}) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercices supplémentaires

Exercice 1 :

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 (N_2) et de l'oxygène (O_2) avec une composition massique de 76,8 % de N_2 et 23,2 % d' O_2 .

1. Déterminer la fraction molaire de chaque constituant.
2. En déduire la pression partielle correspondante à chaque constituant et en vérifiant la loi de Dalton.
3. Si le volume du réservoir est de 1 m^3 , quelle serait la température de l'air ?

Données : $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $M(\text{N}) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 2 :

Une bouteille d'oxygène a un volume de 25 litres et la pression du gaz est de 125 atm, la température est égale à $20 \text{ }^\circ\text{C}$.

1. Calculer la masse du dioxygène ainsi que son volume sous les conditions normales.
2. Quelle serai sa pression en plein soleil, sa température prenant la valeur de $60 \text{ }^\circ\text{C}$.

Données : $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Corrigé de la Série de TD n°01, Thermodynamique

Exercice 1 :

1.

Rappelons qu'un:

- **Système ouvert :** permet un échange de matière et d'énergie avec le milieu extérieur.
- **Système fermé :** peut échanger de l'énergie mais pas de matière avec le milieu extérieur.
- **Système isolé :** ne peut échanger ni énergie ni matière avec le milieu extérieur.

Par conséquent ;

Les systèmes ouverts sont: un arbre, une voiture en mouvement.

Les systèmes fermés : un post de TV allumé, le liquide d'un thermomètre.

Les systèmes isolés : du café chaud dans une bouteille thermos, l'univers (seul système parfaitement isolé).

2. Parmi les variables suivantes, quelles sont celles qui sont intensives et celles qui sont extensives ?

Pour rappel : Les grandeurs intensives : Elles sont indépendantes de la taille du système et de la quantité de matière. Elles ne sont pas additives (paramètres de qualité)

Les grandeurs extensives : elles sont proportionnelles à la quantité de matière du système. Elles sont additives (paramètre de quantité)

Remarque : Le rapport de deux variables extensives est une variable intensive.

Pour cela, les variables extensives sont donc : volume, masse,

Les variables intensives sont : Pression, température, masse volumique et concentration molaire, **fraction molaire et volume molaire** (la masse volumique et la concentration molaire c'est le rapport de deux grandeurs extensives).

Exercice 2 :

1. L'expression des gaz parfait : **$PV=nRT$**

Ou : **P** : pression du gaz ; **V** : volume occupé par le gaz ; **n** : nombre de mole de gaz ; **T** : température en Kelvin

2. 1 mole de gaz parfait,

Conditions normales de température et pression,

($V=22.4$ L) : volume molaire occupé par une mole de gaz parfait.

CNTP : $P= 1$ atm, $T= 0^{\circ}\text{C}= 273^{\circ}\text{K}$

$$PV=nRT \Rightarrow R=PV/nT$$

a) Calcul de la constante des gaz parfaits en : **L.atm/mol.K**

$$R= 1\text{atm} \cdot 22,4\text{L} / 1\text{ mol} \cdot 273^{\circ}\text{K} = 0.082\text{ L.atm/mol.K}$$

b) **En : J/mol.K**

$$R= 1 \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{Pa} \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{m}^3 / 1\text{mole} \cdot 273^{\circ}\text{K} = 8,31\text{ J/mol.K}$$

$$\text{Ou: } 1\text{joule} = \text{Pa} \cdot \text{m}^3, 1\text{atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{Pa} \text{ et } 1\text{m}^3 = 10^3\text{L}$$

c) **En : cal/mol.K**

$$R= 8.31\text{ J/mol.K} = 8.31 \cdot 1/4,18\text{ cal} = 1.99 \cong 2\text{ cal/mol.K}$$

$$\text{Avec: } 1\text{ cal} = 4.18\text{ joule}$$

B/ Calcul du volume molaire d'une mole de gaz parfait dans les conditions standards (CSTP) :

Aux CSTP : ($T= 25^{\circ}\text{C} = 298^{\circ}\text{K}$, $p= 1$ atm, $n= 1$ mole)

$PV=nRT \Rightarrow V = nRT/P = 1\text{mol} \cdot 0,082\text{ L.atm/mol.K} \cdot 298 / 1\text{ atm} = 24,436\text{ L/mol}$ (volume molaire)

Calcul du volume molaire d'une mole de gaz parfait dans les conditions normales (CNTP) :

Aux CNTP : $T=0^{\circ}\text{C} = 273^{\circ}\text{K}$, $P=1$ atm, $n= 1$ mole

$$V = nRT/P = 1\text{mol} \cdot 0,082\text{ L.atm/mol.K} \cdot 273 / 1\text{atm} = 22,386 \cong 22.4\text{ L/mol}$$

3. Calcul du volume occupé par 2 moles d'air à 25°C sous une pression de 1 atm. $V= 48.872$ litres

$$PV=nRT \Rightarrow V = nRT/P = 2 \cdot 0.082 \cdot 298 / 1 = 48,872\text{ L/mol}$$

Exercice 3

Gaz parfait : $PV=nRT \Rightarrow PV= m/M \cdot R \cdot T \Rightarrow m= P \cdot V \cdot M / RT$

$$m(\text{H}_2) = (0,33 \times 10^5 \text{Pa} \cdot 2,25 \cdot 10^{-3} \text{m}^3 \cdot 2\text{g/mol}) / (8,31\text{ J/mol.K} \times 293^{\circ}\text{K}) = \mathbf{0,06\text{ g}}$$

$$\text{Ou : } \mathbf{1\text{ bar} = 10^5 \text{Pa}, 1\text{ J} = \text{Pa} \cdot \text{m}^3, 1\text{ m}^3 = 10^3 \text{L}}$$

$$m(\text{O}_2) = (250 \cdot 133,322 \text{Pa} \cdot 5,5 \times 10^{-3} \text{m}^3 \cdot 32\text{g/mol}) / (8,31\text{ J/mol.K} \times 293^{\circ}\text{K}) = \mathbf{2,41\text{ g}}$$

$$\mathbf{1\text{ mmHg (Milimètre mercure)} = 132,322 \text{Pa}}$$

$$m(\text{N}_2) = (1,013 \cdot 10^5 \text{N/m}^2 \cdot 1,4 \cdot 10^{-3} \text{m}^3 \cdot 28\text{g/mol}) / (8,31\text{ J/mol.K} \cdot 273^{\circ}\text{K}) = \mathbf{1,75\text{ g}}$$

$$\mathbf{Pa = N/m^2, J = Pa \cdot m^3 = N/m^2 \cdot m^3 = N \cdot m}$$

2/ a) Calcul de la pression totale $P_T = ?$

D'après la loi de Dalton qui régit le comportement des mélanges gazeux :

$$PV = nRT \rightarrow P_T = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow P_T = n_T \cdot R \cdot T / V$$

Sachant que $n_T = \sum n_i = n(O_2) + n(H_2) + n(N_2) = (2,41/32) + (0,06/2) + (1,75/28) = \mathbf{0,168 \text{ mol}}$

$$\rightarrow P_T = 0,168 \text{ mol} * 0,082 \text{ L.atm/mol.K} * 273\text{K} / 18,5\text{L} = \mathbf{0,2 \text{ atm}}$$

b) Calcul de la fraction molaire de chaque gaz : $X_i = ?$

$$X_i = n_i / \sum n_i$$

$$X(H_2) = n(H_2) / n_T = (0,06/2) / 0,168 = \mathbf{0,18}$$

$$X(O_2) = n(O_2) / n_T = (2,41/32) / 0,168 = \mathbf{0,45}$$

$$X(N_2) = n(N_2) / n_T = (1,75/28) / 0,168 = \mathbf{0,37}$$

$$\sum_i X_i = X(O_2) + X(H_2) + X(N_2) = \mathbf{0,18+0,45+0,37= 1}$$

c) La pression partielle de chaque gaz : $P_i = ?$

D'après la loi de Dalton :
$$P_i = \frac{n_i}{n_{total}} P_{totale} \Rightarrow P_i = x_i P_T$$

$$P(H_2) = X(H_2) * P_T = 0,18 * 0,2 \text{ atm} = \mathbf{0,036 \text{ atm}}$$

$$P(O_2) = X(O_2) * P_T = 0,45 * 0,2 \text{ atm} = \mathbf{0,09 \text{ atm}}$$

$$P(N_2) = X(N_2) * P_T = 0,37 * 0,2 \text{ atm} = \mathbf{0,074 \text{ atm}}$$

$$\Rightarrow P_T = \sum_i P_i = P(H_2) + P(O_2) + P(N_2) = \mathbf{0.2 \text{ atm}}$$

Exercice 4 :

1. Détermination de la quantité de matière initiale n_0

$$PV = nRT \rightarrow n = PV/RT = 0,49 * 6 / 0,082 * 873 = \mathbf{0.041 \text{ mol}}$$

$$n_0 = \mathbf{0,041 \text{ mol}}$$

2. $2N_2O(g) \rightarrow 2N_2(g) + O_2(g)$

3. Tableau d'avancement (réaction chimique équilibrée) :

Réaction	Avancement	$2N_2O(g)$	\rightarrow	$2N_2(g)$	+	$O_2(g)$	n_t
À temps initial (mol)	0	$n_0 = 0.041$		0		0	n_0
À temps t = (mol)	x	$n_0 - 2x$		2x		x	$n_0 + x$

L'avancement d'une réaction est une grandeur notée x qui s'exprime en mole. Il correspond à la quantité de produit qui se formerait avec un coefficient stœchiométrique.

Remarque: Par conséquent il s'agit aussi de la quantité de réactif qui disparaîtrait avec un coefficient stœchiométrique.

A l'état initial l'avancement d'une réaction chimique est 0 (aucun produit ne s'est encore formé et aucun réactif n'a encore été consommé).

A l'état final on note x_f la valeur de l'avancement.

$$n_f = n_0 + x$$

4. Détermination de x_f et des nombres de moles de chaque molécule à l'état d'équilibre au temps final t_f .

Si N_2O était complètement dissocié, on aurait au temps t_f :

$$n_0 - 2x = 0 \Rightarrow x = n_0 / 2 = 0,041 / 2 = 0,0205 \text{ mol}$$

On aurait aussi la pression: $p = (n_{N_2} + n_{O_2}) RT/V$

$$\text{soit } p = 3x \cdot RT/V$$

$$p = 3 \cdot 0,0205 \cdot 0,082 \cdot 873 / 6,00 = 0,73 \text{ atm}$$

Nous voyons que cette pression $p = 0,73 \text{ atm}$, dans le cas où N_2O se serait totalement dissocié, est supérieure à celle qui existe dans le récipient où $p_f = 0,65 \text{ atm}$. On comprend donc que l'oxyde de diazote ne s'est pas complètement dissocié.

Calculons le « x_{max} » réel qui correspond à $p_f = 0,65 \text{ atm}$.

$$p_f = (n_0 + x) RT/V = 0,65 \text{ atm}$$

À la même température $T = 600^\circ\text{C} = 873 \text{ K}$ et au même volume $V = 6,00 \text{ L}$, on trouve :

$$x = 0,0133 \text{ mol}$$

$$n_{N_2O} = n_0 - 2x_{max} = 0,015 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = 2x_{max} = 0,026 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = x_{max} = 0,013 \text{ mol}$$

$$\sum n_i = 0,054 \text{ mol}$$

5. Fractions molaires et pressions partielles :

$$X_i = n_i / \sum n_i$$

$$X_{N_2O} = 0,015/0,054 = \mathbf{0,28}; X_{N_2} = 0,026/0,054 = \mathbf{0,48}; X_{O_2} = 0,013/0,054 = \mathbf{0,24}$$

$$p_i = X_i * p_T$$

$$P_{N_2O} = 0,28 \times 0,65 = 0,182 \text{ atm}; P_{N_2} = 0,48 \times 0,65 = 0,312 \text{ atm}; P_{O_2} = 0,24 \times 0,65 = 0,156 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow \sum p_i = p_T = \mathbf{0,65 \text{ atm}}$$

$$\begin{aligned} \text{6. Masse molaire } M \text{ du mélange gazeux : } P_T = p_f &= \frac{\sum n_i R.T}{V} = \sum \frac{m_i}{M_i} \frac{R.T}{V} = \frac{\sum m_i}{M} \frac{R.T}{V} \\ &\Rightarrow M = \frac{\sum m_i R.T}{P_f.V} \end{aligned}$$

$$\text{Avec : } m_i = n_i * M_i$$

$$\begin{aligned} m_{N_2O} &= 0,015 \times 44 = 0,66 \text{ g}; m_{N_2} = 0,026 \times 28 = 0,728 \text{ g}; m_{O_2} = 0,013 \times 32 = \\ &0,416 \text{ g} \Rightarrow \sum m_i = \mathbf{1,8 \text{ g}} \end{aligned}$$

$$\Rightarrow M = \mathbf{33,04 \text{ g/mol}}$$

Exercices supplémentaires:

Exercice 1:

1. La fraction molaire de l'azote : $X_{N_2} = n_{N_2} / (n_{N_2} + n_{O_2})$

La fraction molaire de l'oxygène : $X_{O_2} = n_{O_2} / (n_{N_2} + n_{O_2})$

Nous avons $W_{N_2(\% \text{masse})} = m_{N_2} / (m_{N_2} + m_{O_2}) = 76,8 \%$ et

$W_{O_2} = m_{O_2} / (m_{N_2} + m_{O_2}) = 23,2 \%$

Aussi la masse totale du réservoir égale à $\mathbf{1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}}$

On aura : $m_{N_2} = W_{N_2} (m_{N_2} + m_{O_2}) = 76,8 \% \cdot 1000 = \mathbf{768 \text{ g}}$

Et $m_{O_2} = W_{O_2} (m_{N_2} + m_{O_2}) = 23,2 \% \cdot 1000 = \mathbf{232 \text{ g}}$

$n = m/M$: $n_{N_2} = 768 / 28 = \mathbf{27,4285 \text{ moles}}$

$n_{O_2} = 232 / 32 = \mathbf{7,25 \text{ moles}}$

$n_{TOT} = \mathbf{34,6785 \text{ moles}}$

La fraction molaire de l'azote : $X_{N_2} = n_{N_2} / (n_{N_2} + n_{O_2}) = 27,4285 / (27,4285 + 7,25) = \mathbf{0,791}$

La fraction molaire de l'oxygène : $X_{O_2} = n_{O_2} / (n_{N_2} + n_{O_2}) = 7,25 / (27,4285 + 7,25) = \mathbf{0,209}$

2. La pression partielle :

Nous avons $P_i = X_i P$ et $P = 1 \text{ atm}$

La pression partielle de l'azote $P_{N_2} = X_{N_2} P = \mathbf{0,791}$

La pression partielle de l'oxygène $P_{O_2} = X_{O_2} P = \mathbf{0,209}$

$P_{N_2} + P_{O_2} = 0,791 + 0,209 = \mathbf{1 \text{ atm} = P}$ donc la loi de Dalton est vérifiée

3. La température de l'air si le volume du réservoir est de 1 m^3 :

Nous avons $V = 1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ litres}$, $P = 1 \text{ atm}$, $R = 0,082 \text{ l atm / mol K}$ et $n_{\text{TOT}} = 34,6785$ moles et $T = P V / n R$

$T = 1 * 10^3 / (34,6785 * 0,082) = 351,66 \text{ K} = 78,5 \text{ }^\circ\text{C}$.

Exercice 2 :

1. La masse du dioxygène :

Nous avons $V = 25 \text{ litres}$, $P = 125 \text{ atm}$ $T = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$

$P V = n R T$ donc $n = P V / R T = 125 * 25 / 293 * 0,082 = \mathbf{130,0674 \text{ moles}}$

$n = m/M$ donc $m = n M$

$m = \mathbf{4162,1576 \text{ g} = 4.126 \text{ Kg}}$

2. Le volume du dioxygène sous les conditions normales ($P = 1 \text{ atm}$ $T = 273 \text{ K}$)

Nous avons : $n = 130,0674 \text{ moles}$

$V = n R T / P$

$V = 130,0674 * 0,082 * 273 / 1 = \mathbf{2911,68 \text{ litres}}$

Le volume molaire du dioxygène :

130,0674 moles de dioxygène occupe un volume de **2911,68 litres**

$V_m = 2911,68 / 130,0674 = 22,386 \text{ litres}$

1 mole de dioxygène occupe un volume de **22,386 litres**

3. **La pression** du dioxygène à une température de $60 \text{ }^\circ\text{C} = 333 \text{ K}$ et $V = 25 \text{ litres}$ (le volume de la bouteille ou le volume maximal que le dioxygène peut occuper)

$P = n R T / V$

$P = 130,0674 * 0,082 * 333 / 25 = \mathbf{142,0648 \text{ atm}}$