

Table des matières

1 Général	1	10 Propriétés colligatives	4
2 Pression	2	10.1 Diminution de la pression de vapeur	4
2.1 Pression partielle	2	10.2 Augmentation du point d'ébullition	4
2.2 Fraction molaire	2	10.3 Diminution du point de congélation	4
2.3 Pression totale	2	11 Solutions liquides	5
3 Loi des gaz	2	12 Solubilité des gaz	5
3.1 Équation des gaz parfaits	2	13 DBO et traitement des eaux	5
3.2 Comparaison de deux états	2	13.1 Demande biochimique d'oxygène	5
3.3 Débit de gaz	2	13.2 Test normalisé	5
3.4 Masse volumique d'un gaz	2	13.3 Traitement biologique des eaux usées	5
4 Humidité	2	13.4 Bilan sur l'oxygène	5
4.1 Équation d'Antoine	2	14 Annexe : Exercices	6
4.2 Humidité relative	2	14.1 Gaz et vapeurs	6
4.3 Point de rosée	2	14.2 Réactions chimiques et stoechiométrie	6
4.4 Humidité absolue	2	14.3 Thermochimie	7
4.4.1 Rapport de mélange	2	14.4 Combustion	7
4.4.2 Débit massique d'air sec	2		
5 Thermochimie	2		
5.1 Enthalpie H	2		
5.2 Chaleur sensible	2		
5.3 Chaleur latente	2		
5.3.1 Loi de Hess	3		
6 Équation chimique	3		
6.1 Combustion	3		
6.2 Tableau de réaction chimique	3		
6.3 Réactif limitant	3		
6.4 Réactifs en excès	3		
6.5 Conversion	3		
6.6 Rendement	3		
7 Morphologie des solides et réseaux cristallins	3		
7.1 Structure cubique simple ou primitive	3		
7.2 Structure cubique centrée	3		
7.3 Structure cubique faces centrées	3		
7.4 Solides ioniques	4		
8 Polymères	4		
8.1 Masse molaire du polymère et degré de polymérisation	4		
8.2 Masse produite lors de la formation de X mol de ce polymère	4		
8.3 Acides et bases	4		
8.3.1 Acide	4		
8.3.2 Base	4		
8.3.3 Constante d'équilibre de l'eau	4		
9 Loi de Raoult	4		
9.1 Point de bulle	4		
9.2 Procédé de distillation	4		
9.2.1 Débit molaire	4		
9.2.2 Fraction molaire dans la sortie vapeur	4		
9.2.3 Fraction massique dans la sortie (liquide ou vapeur)	4		
9.2.4 Débit massique	4		

1 Général

$P : Pa, V : m^3, n : mol, Q : m^3/h, T : K, T(K) = T(^{\circ}C) + 273.15$

Constante molaire des gaz (R)

$$R = 8.3145 \frac{Pa \cdot m^3}{K \cdot mol}$$

(si en Pa et V en m^3)

Pression atmosphérique standard

$$101.325 \text{ kPa} = 101325 \text{ Pa}$$

Air sec

Masse molaire moyenne : 28.967 g/mol

$$y_{O_2} = 21.0\%$$

$$y_{N_2} = 79.0\%$$

Volume en L à m^3

$$L \cdot 10^3$$

	Masse molaire (g/mol)
H_2O	18.01528
CO_2	44.0095
Air sec	28.967

$$\rho = \frac{m}{v}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$Q = vA$$

2 Pression

2.1 Pression partielle

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} = y_i P_{tot}$$

2.2 Fraction molaire

$$y_i = \frac{P_i}{P_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

2.3 Pression totale

$$P_{tot} = \frac{n_{tot} RT}{V} = \sum P_i$$

3 Loi des gaz

3.1 Équation des gaz parfaits

$$PV = nRT = \frac{m}{M} RT$$

3.2 Comparaison de deux états

$$R = \frac{P_1 V_1}{n T_1} = \frac{P_2 V_2}{n T_2}$$

3.3 Débit de gaz

$$PQ = \dot{n} RT = \frac{\dot{m}}{M} RT$$

3.4 Masse volumique d'un gaz

$$\rho = \frac{PM}{RT}$$

* ρ : kg/m³, P : kPa, M : g/mol, T : K

4 Humidité

4.1 Équation d'Antoine

(Pression de saturation) : Couples (T, P) qui décrivent l'état d'équilibre entre un liquide pur et sa vapeur ; Tableau 2.1 ou équation d'Antoine ; Pour l'eau, l'équation d'Antoine est :

$$\log_{10}(\hat{P}_{eau}) = 10.23 - \frac{1750}{T + 235}$$

La pression de vapeur saturante est la pression à laquelle la phase gazeuse d'une substance est en équilibre avec sa phase liquide ou solide à une température donnée dans un système fermé.

\hat{P}_{eau} en Pa et T en °C

4.2 Humidité relative

$$HR = \frac{\frac{P_{eau} \times V}{RT}}{\frac{P_{eau} \times V}{RT}} = \frac{P_{eau}}{P_{eau}}$$

P_{eau} = Pression partielle de l'eau dans l'air humide *

P_{eau}° = Tension de vapeur de l'eau à la saturation

*Utiliser les pressions du tableau 2.1, P_{eau}° Antoine

Lorsque l'humidité relative est de 100 % (sortie d'un condenseur) :

$$\frac{p_{eau}}{p_{total}} = \frac{\hat{n}_{eau}}{\hat{n}_{total}}$$

4.3 Point de rosée

État limite de température à laquelle il faudrait refroidir l'air, à pression totale constante, pour atteindre l'état de saturation.

$$P_{eau} = P_{eau}^{\circ}$$

4.4 Humidité absolue

4.4.1 Rapport de mélange

Rapport entre la masse de vapeur d'eau et la masse d'air sec.

$$Y' = \frac{M_{eau}}{M_{AS}} = \frac{P_{eau}}{(P_{tot} - P_{eau})} \cdot 0.6219 \text{ Kg}_{eau} / \text{Kg}_{AS}$$

$$\dot{m}_{AS} Y'_e \pm \dot{m}_{eau} = \dot{m}_{AS} Y'_s$$

$$\frac{M_{eau}}{M_{AS}} = 0.6219$$

\dot{m}_{AS} : Kg_{AS}/heure

\dot{m}_{eau} : Rendement de Kg_{eau}/heure ajouté ou enlevé par heure.

**À la sortie d'un condenseur, HR est de 100% donc $P_{eau} = P_{eau}^{\circ}$

+ \dot{m}_{eau} : Séchoir, Humidificateur

- \dot{m}_{eau} : Déshumidificateur

4.4.2 Débit massique d'air sec

$$\dot{m}_{AS} = \frac{(P_{tot} - P_{eau}) \cdot Q}{R \cdot T} M_{AS}$$

$M_{AS} = 0.028967 \text{ kg/mol}$

Q : $\frac{m^3}{\text{heure}}$

5 Thermochimie

$$\Delta E = Q - W$$

- Système reçoit de l'énergie sous forme de chaleur $Q > 0$
- Système donne de la chaleur à l'environnement $Q < 0$
- Système donne de l'énergie sous forme de travail $W > 0$
- Système reçoit de l'énergie sous forme de travail $W < 0$

5.1 Enthalpie H

Somme de l'énergie et du produit PV

$$H = E + PV$$

$$Q = \Delta H = H_f - H_i$$

5.2 Chaleur sensible

Chauffage à pression constante sans changement de phase. Quantité d'énergie cédée $\Delta H < 0$ ou reçue $\Delta H > 0$ (en KJ).

$$\Delta H = m C_p \Delta T^*$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

C_p : chaleur massique à pression constante (KJ/kg.K)

m : masse de substance en kg

Pour solide-liquide à une température inférieure à la température de fusion ; liquide entre les températures de fusion et ébullition ; vapeur à une température supérieure à la température d'ébullition.

*Ajuster le signe de ΔH en fonction de si la substance **DONNE** ou **REÇOIT** de l'énergie

5.3 Chaleur latente

Chaleur qu'il faut fournir pour faire passer une substance d'un état à un autre (changement de phase).

Fusion : Solide - Liquide

$$Q = m_{fondue} \Delta H_{Fusion}$$

Vaporisation : Liquide - Vapeur

$$Q = m_{liquide} \Delta H_{Vapeur}$$

Sublimation : Solide - Gaz

$$Q = m_{solide} \Delta H_{Sublimation}$$

Solidification : Liquide - Solide

$$Q = m_{solide}(-\Delta H_{Fusion})$$

Condensation : Vapeur - Liquide

$$Q = m_{liquide}(-\Delta H_{Vapeur})$$

Condensation : Gaz - Solide

$$Q = m_{solide}(-\Delta H_{Sublimation})$$

$$\frac{\dot{n}_{eau} - x}{\dot{n}_{tot} - x} = \frac{\dot{P}_{eau}}{\dot{P}_{tot}}$$

5.3.1 Loi de Hess

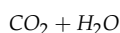
Chaleur de réaction

$$\Delta H_R = H_{produits} - H_{reactifs} = \left[\sum_{produits} n \cdot \dot{H}_f \right] - \left[\sum_{reactifs} n \cdot \dot{H}_f \right]$$

6 Équation chimique

Etat des reactifs → Etat des produits

6.1 Combustion



6.2 Tableau de réaction chimique

Temps	ALimitant	BExces →	XLimitant	YExces
EI	n_A	n_B	0	0
RxT	$-n_A$	$EI - EI_{limitant}$	$+RxT$	
RxP	wut		$+RxP$	
EFT	0	$EI - RxT$		
EFP	$EI - RxP$	$RxT - RxP$		
EFR	EFP			

EI = État Initial
 RxT = Réaction Théorique
 RxP = Réaction Pratique
 EFT = État Final Théorique
 EFP = État Final Pratique
 EFR = État Final Réel

$$EFP = RxT - RxP$$

6.3 Réactif limitant

Celui qui s'épuise en premier. L'épuisement de la quantité de ce réactif arrêtera la réaction d'où le nom de limitant. Limitant si :

$$n_B = n_A \times \frac{B}{A} = RxT_B < EI_B$$

$$m_B = n_B \times M_B$$

Si m_B fourni > m_B requis, alors B est en excès et A est limitant

*où n_A et n_B sont l'état initial EI

6.4 Réactifs en excès

Autres réactifs. On évalue le % d'excès en faisant la différence entre le nombre de moles (ou la masse) du réactif en excès injecté dans le réacteur et le nombre de moles nécessaires à la réaction en tenant compte du réactif limitant et des coefficients de stoechiométriques (what). On divise ensuite cette différence par le nombre de moles nécessaires dites "quantité stoechiométrique". En excès si :

$$EI_{exces} \times \frac{B}{b} > EI_{exces}$$

$$Exces\% = \frac{EFT}{RxT}$$

$$Exces\% = \frac{m_B \text{ fournis} - m_B \text{ requis}}{m_B \text{ requis}}$$

6.5 Conversion

Proportion en % du réactif qui a réagi ; le restant demeure intact. S'applique au **réactif limitant**. Si la conversion est inférieure à 100%, les conditions de réaction ne sont pas optimales.

$$Conversion\% = \frac{RxP}{RxT}$$

6.6 Rendement

Proportion en % d'un produit que l'on obtient en comparaison avec ce que la réaction prévoyait **compte-tenu de la conversion du réactif limitant**.

$$Rendement\% = \frac{EFR}{EFP}$$

7 Morphologie des solides et réseaux cristallins

Rayon : (tableau périodique) $r = \text{Rayon atomique} \times 100 \text{ pm}$

Volume de la maille : a^3

Facteur de compacité : Rapport entre le volume occupé par les atomes et le volume de la maille.

$$f_c = \frac{\text{volume occupé par les atomes (sphères)}}{\text{volume total de la maille}}$$

*La valeur du facteur de compacité est indépendante du rayon de l'atome, si tous les atomes sont identiques.

Masse volumique de la maille :

$$\rho = \frac{\text{masse d'un atome}}{\text{volume de la maille}} = \frac{(n \times M / Na)}{a^3} \text{ g/cm}^3$$

*n=nombre moyen d'atomes par maille

$g \rightarrow kg \Rightarrow 10^{-3}$

$pm \rightarrow m \Rightarrow 10^{-12}$

7.1 Structure cubique simple ou primitive

Nombre moyen d'atomes par maille :

$$\underset{\text{sommets}}{8} \times \underset{\text{atome par sommet}}{\frac{1}{8}} = \underset{\text{atome par maille}}{1}$$

Paramètre de réseau : $a = 2r$

Facteur de compacité : $f_c = \frac{\frac{4}{3}\pi r^3}{(2r)^3} = \frac{\pi}{6} = 0,524$

7.2 Structure cubique centrée

Nombre moyen d'atomes par maille :

$$\underset{\text{sommets}}{8} \times \underset{\text{atome par sommet}}{\frac{1}{8}} + \underset{\text{centre}}{1} = \underset{\text{atomes par maille}}{2}$$

Paramètre de réseau : $a = \frac{4r}{\sqrt{3}}$

Facteur de compacité : $f_c = 0,680$

7.3 Structure cubique faces centrées

Nombre moyen d'atomes par maille :

$$\underset{\text{sommets}}{8} \times \underset{\text{atome par sommet}}{\frac{1}{8}} + \underset{\text{faces}}{6} \times \underset{\text{atome par face}}{\frac{1}{2}} = \underset{\text{atomes par maille}}{4}$$

Paramètre de réseau : $a = \frac{4r}{\sqrt{2}}$

Facteur de compacité : $f_c = \frac{4 \times \frac{4}{3}\pi r^3}{(\frac{4r}{\sqrt{2}})^3} = 0,740$

7.4 Solides ioniques

Nombre moyen d'atomes par maille :

*Ceci est est exemple "classic", mais faut regarder de quoi à l'air la **STRUCTURE**. LE NOMBRE PEUT VARIER.

$$8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = \text{ions chlorure par maille}$$

$$12 \times \frac{1}{4} + 1 = \text{ions sodium par maille}$$

Paramètre de réseau :

$$\text{Cubique simple : } a = 2r_{Na^+} + 2r_{Cl^-}$$

$$\text{Cubique centrée : } a = \frac{2r_{Na^+} + 2r_{Cl^-}}{\sqrt{3}}$$

$$\text{Cubique faces centrée : } a = \frac{2r_{Na^+} + 2r_{Cl^-}}{\sqrt{2}}$$

$$\text{Facteur de compacité : } f_c = \frac{n_{ion^+} \times \frac{4}{3}\pi r^3 + n_{ion^-} \times \frac{4}{3}\pi r^3}{a^3}$$

8 Polymères

8.1 Masse molaire du polymère et degré de polymérisation

$$M_{polymere} = n \times M_{motif\ monomere}$$

8.2 Masse produite lors de la formation de X mol de ce polymère

$$X \cdot (\text{coeff. } a) \cdot M$$

8.3 Acides et bases

Acide ou base **fort** : la dissociation est complète.

Précipitation : Processus par lequel un solide est formé par une *réaction chimique* dans un *solvant*. Le solide formé est le précipité.

8.3.1 Acide

Libère des H^+ dans l'eau

$$pH = -\log_{10}([H^+])$$

où $[H^+]$ est la concentration molaire

8.3.2 Base

Produit des OH^- dans l'eau (en libérant des OH^- ou acceptant des H^+)

$$pOH = -\log_{10}([OH^-])$$

où $[OH^-]$ est la concentration molaire

8.3.3 Constante d'équilibre de l'eau

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

9 Loi de Raoult

Lorsque la pression partielle de la vapeur d'une substance dans le mélange est proportionnelle à la fraction molaire de cette substance dans la solution liquide.

$$P_{vap\ solution} = P_A + P_B = x_A \times P_A^o + x_B \times P_B^o$$

$$P_A = x_A \times P_A^o$$

P_A : Pression partielle de A à l'équilibre

x_A : fraction molaire de A dans la solution

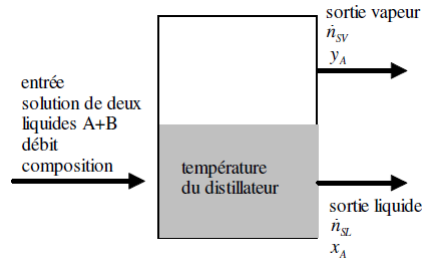
P_A^o : pression de vapeur de A (tableau 2.1)

9.1 Point de bulle

Lorsque $P_{vap\ solution} = P_{atm}$

9.2 Procédé de distillation

Procédé de séparation des solutions liquide-liquide.



EL : entrée liquide

SL : sortie liquide

SV : sortie vapeur

9.2.1 Débit molaire

$$\dot{n}_{EL} = \dot{n}_{SL} + \dot{n}_{SV}$$

$$\underbrace{(x_{A,EL} \cdot \dot{n}_{EL})}_{EL} = \underbrace{(x_{A,SL} \cdot \dot{n}_{SL})}_{SL} + \underbrace{(y_{A,SV} \cdot \dot{n}_{SV})}_{SV}$$

9.2.2 Fraction molaire dans la sortie vapeur

En équilibre dans le distillateur

$$\underbrace{y_A}_{SV} = \frac{P_A}{P_A + P_B} = \frac{x_A \cdot P_A^o}{x_A \cdot P_A^o + x_B \cdot P_B^o}$$

SL

9.2.3 Fraction massique dans la sortie (liquide ou vapeur)

$$\%mas_A = \frac{y_A \times M_A}{y_A \times M_A + y_B \times M_B}$$

9.2.4 Débit massique

$$\dot{m}_{EL} = \dot{m}_{SL} + \dot{m}_{SV}$$

$$\underbrace{(\%mas_A \cdot \dot{m}_{EL})}_{EL} = \underbrace{(\%mas_A \cdot \dot{m}_{SL})}_{SL} + \underbrace{(\%mas_A \cdot \dot{m}_{SV})}_{SV}$$

10 Propriétés colligatives

*Pour les solutions formées de **solutés solides dans un solvant liquide**, les constantes sont dans le tableau 3.2

10.1 Diminution de la pression de vapeur

$$P_{vapeur\ solution} = x_{solvant} \times P_{solvant}^o$$

10.2 Augmentation du point d'ébullition

$$T_b\ solution = T_b\ solvant + k_b \times \text{molalite}$$

10.3 Diminution du point de congélation

$$T_c\ solution = T_c\ solvant - k_c \times \text{molalite}$$

11 Solutions liquides

$$1ppm = \frac{1g \text{ constituant}}{10^6 g \text{ mélange}}$$

$$1g \cdot 1000 = 1ppm$$

Nombre de moles

$$n = \frac{m}{M}$$

Fraction massique

$$\%mas = \frac{m_{compose}}{m_{total}}$$

Fraction volumique

$$\%vol = \frac{V_{compose}}{V_{total}}$$

Fraction molaire

$$x = \frac{n_{compose}}{n_{total}}$$

Masse volumique

$$\rho = \frac{m_{mélange}}{V_{mélange}}$$

Concentration massique volumique

$$c_{masv} = \frac{m_{compose}}{V_{solution}} \text{ g/L}$$

Concentration molaire volumique (molarité)

$$[cmolv] = \frac{n_{compose}}{V_{solution}} \text{ mol/L}$$

Molarité en particules (molalité)

$$m_p = \frac{n_{particules}}{m_{solvant}} \text{ mol/kg}$$

12 Solubilité des gaz

Loi de Henry équilibre de solubilité d'un gaz dans l'eau :

$$[gaz]_{aq} = k_H \times P_{gaz}$$

k_H : tableau 3.3

$[gaz]_{aq}$: concentration molaire volumique du gaz dissous (mol/L)

$$n_{gaz} = \frac{p_{gaz} \cdot V_{gaz}}{R \cdot T} \text{ , (V en m}^3\text{)}$$

$$n_{liquide} = p_{gaz} \cdot k_H \cdot V_{liquide} \text{ , (V en litre)}$$

$$n_{tot} = n_{gaz} + n_{liquide}$$

13 DBO et traitement des eaux

13.1 Demande biochimique d'oxygène

Masse d'oxygène (en mg) requise par les micro-organismes pour décomposer les matières biodégradables présentes dans un litre (1L) d'eau.

13.2 Test normalisé

On mesure la quantité d'oxygène au départ, puis après 5 jours

$$DBO = \frac{m_{O_2 \text{ debut}} - m_{O_2 \text{ fin}}}{V_{\text{échantillon eau usée}}}$$

*m en mg et V en L

13.3 Traitement biologique des eaux usées

$$\begin{matrix} \dot{m}_{O_2} \\ \text{requis à l'entrée} \end{matrix} - \begin{matrix} \dot{m}_{O_2} \\ \text{réellement fourni} \end{matrix} = \begin{matrix} \dot{m}_{O_2} \\ \text{qui restera à fournir} \end{matrix}$$

13.4 Bilan sur l'oxygène

$$\begin{matrix} \dot{m}_{O_2} \\ \text{requis à l'entrée} \end{matrix} = Q_{\text{eau}} \times DBO_{\text{entrée}}$$

$$\begin{matrix} \dot{m}_{O_2} \\ \text{qui restera à fournir} \end{matrix} = Q_{\text{eau}} \times DBO_{\text{sortie}}$$

$$\begin{matrix} \dot{m}_{O_2} \\ \text{réellement fourni} \end{matrix} = \begin{matrix} \dot{n}_{O_2} \\ \text{pompé par les surpresseurs} \end{matrix} \times \begin{matrix} \text{coefficient} \\ \text{efficacité de la diffusion} \end{matrix} \times M_{O_2}$$

14 Annexe : Exercices

14.1 Gaz et vapeurs

Exemple 3.9

Dans une classe de 2,8 m de hauteur, 10,0 m de largeur et 16 m de longueur où 94,0 % du volume est occupé par l'air, quelle est la masse d'eau comprise dans l'air et quel est le rapport massique entre l'eau et l'air sec si la température est de 25,0 °C, la pression de 102,4 kPa et l'humidité relative de 55,0 % ?

$$V = 2,8 \text{ m} \times 10,0 \text{ m} \times 16,0 \text{ m} = 451 \text{ m}^3$$

$$P(\text{H}_2\text{O}) = 0,55 \times 3,169 \text{ kPa} = 1,743 \text{ kPa}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18,02 \text{ kg/kmol} \times 1,743 \text{ kPa} \times 451 \text{ m}^3}{8,314 \times 298 \text{ K}} = 5,34 \text{ kg d'eau}$$

$$Y' = \frac{0,622 \times 1,743 \text{ kPa}}{102,400 \text{ kPa} - 1,743 \text{ kPa}} = 0,01077 \text{ kg eau/kg air sec}$$

Exemple 3.10

L'air, à l'entrée d'un humidificateur, est à 25 °C et a une humidité relative (HR) de 35,0 %. À la sortie de l'appareil, la température est la même, mais l'HR est à 60,0 %. On mesure que l'humidificateur fournit 10,15 kg d'eau par heure à l'air du bâtiment. Quel est le débit volumique de l'air à l'entrée de l'humidificateur ?

Entrée : $P(\text{H}_2\text{O}) = 0,35 \times 3,169 \text{ kPa} = 1,109 \text{ kPa}$

$$Y' = \frac{0,622 \times 1,109 \text{ kPa}}{101,325 \text{ kPa} - 1,109 \text{ kPa}} = 0,00688 \text{ kg eau/kg air sec}$$

Sortie : $P(\text{H}_2\text{O}) = 0,60 \times 3,169 \text{ kPa} = 1,901 \text{ kPa}$

$$Y' = \frac{0,622 \times 1,901 \text{ kPa}}{101,325 \text{ kPa} - 1,901 \text{ kPa}} = 0,0119 \text{ kg eau/kg air sec}$$

Bilan massique sur l'eau :

$$0,00688 \frac{\text{kg eau}}{\text{kg AS}} \times \dot{m}(\text{AS}) + 10,15 \frac{\text{kg eau}}{\text{h}} = 0,0119 \frac{\text{kg eau}}{\text{kg AS}} \times \dot{m}(\text{AS})$$

$$\dot{m}(\text{AS}) = 2026 \text{ kg/h}$$

$$\dot{V}(\text{AS}) = \frac{2026 \frac{\text{kg}}{\text{h}}}{0,02897 \frac{\text{kg}}{\text{mol}}} = 69940 \text{ mol AS/h}$$

$$Q = \frac{69940 \text{ mol/h} \times 8,314 \times 298 \text{ K}}{(101325 - 1109) \text{ Pa}} = 1730 \text{ m}^3/\text{h}$$

Exemple 3.11

L'air ambiant est à 15 °C et 45,0 % HR. Un ventilateur de 600,0 c.f.m. circule l'air d'abord au travers une fournaise, puis un séchoir à fruits. À la sortie du séchoir, l'air est à 30,0 °C et 90,0 % HR. Quel est le taux de séchage (kg d'eau extraits par heure d'utilisation du séchoir) ?

$$600,0 \text{ pi}^3/\text{min} \times 60 \text{ min/h} \times 0,3048^3/\text{pi}^3 = 1019 \text{ m}^3/\text{h}$$

$$\dot{m}(\text{AS}) = 0,02897 \frac{\text{kg AS}}{\text{mol AS}} \times \frac{(101325 \text{ Pa} - (0,45 \times 1705) \text{ Pa}) \times 1019 \text{ m}^3/\text{h}}{8,314 \times 288 \text{ K}} = 1240 \text{ kg AS/h}$$

$$Y'(\text{entrée}) = \frac{0,622 \times 0,45 \times 1705 \text{ Pa}}{101325 \text{ Pa} - (0,45 \times 1705) \text{ Pa}} = 0,004746 \text{ kg eau/kg AS}$$

$$Y'(\text{sortie}) = \frac{0,622 \times 0,90 \times 4246 \text{ Pa}}{101325 \text{ Pa} - (0,90 \times 4246) \text{ Pa}} = 0,02458 \text{ kg eau/kg AS}$$

Bilan massique sur l'eau : $0,004746 \frac{\text{kg eau}}{\text{kg AS}} (1240) \frac{\text{kg AS}}{\text{h}} + \text{eau extraite}(\frac{\text{kg eau}}{\text{h}}) = 0,02458 \frac{\text{kg eau}}{\text{kg AS}} (1240) \frac{\text{kg AS}}{\text{h}}$

Eau extraite = 24,4 kg/h

Exemple 3.13

À l'entrée d'un déshumidificateur, le débit de l'air est de 15,0 m³ par minute, la température est de 25 °C et l'HR est de 85 %. Le condenseur fonctionne à une température de 5 °C. L'air est ensuite réchauffé de nouveau à 25 °C.

- a) Quelle est l'humidité relative de l'air après le chauffage ?
b) Quel est le débit massique d'eau soustraite à l'air ?

À la sortie du condenseur : $HR = 100\%$ et $P(\text{H}_2\text{O}) = P^*(\text{H}_2\text{O})$

$$P(\text{H}_2\text{O}) = 872 \text{ Pa}$$

Cette pression partielle reste inchangée et à 25 °C $P^*(\text{H}_2\text{O}) = 3169 \text{ Pa}$

Donc : $HR = 872 / 3169 = 27,5\%$

À l'entrée du condenseur, $P(\text{H}_2\text{O}) = 0,85 \times 3169 \text{ Pa} = 2694 \text{ Pa}$

$$Y'(\text{entrée}) = \frac{0,622 \times 2694 \text{ Pa}}{101325 \text{ Pa} - 2694 \text{ Pa}} = 0,017 \text{ kg eau/kg AS}$$

$$Y'(\text{sortie}) = \frac{0,622 \times 872 \text{ Pa}}{101325 \text{ Pa} - 872 \text{ Pa}} = 0,0054 \text{ kg eau/kg AS}$$

$$\dot{m}(\text{AS}) = 0,02897 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \times \frac{(101325 \text{ Pa} - 2694 \text{ Pa}) \times 15 \text{ m}^3/\text{min}}{8,314 \times 298 \text{ K}} = 17,3 \text{ kg/min}$$

$$\text{Bilan sur l'eau : } 0,017 \frac{\text{kg eau}}{\text{kg AS}} (17,3) \frac{\text{kg AS}}{\text{min}} - \text{eau extraite}(\frac{\text{kg eau}}{\text{min}}) = 0,0054 \frac{\text{kg eau}}{\text{kg AS}} (17,3) \frac{\text{kg AS}}{\text{min}}$$

Eau extraite = 0,200 kg/min

Exemple 3.12

Un échangeur d'air démarre lorsque l'humidité relative intérieure atteint 40,0 %. La température extérieure est de 2 °C et l'HR extérieure est de 70,0 %. La température intérieure est maintenue à 23 °C.

- a) Quelle est l'humidité relative de l'air extérieur une fois réchauffé à 23 °C ?
b) À quelle température l'air rejeté à l'extérieur condensera-t-il ? (point de rosée)

a) À l'extérieur : $\log p_{\text{H}_2\text{O}}^0 = 10,23 - \frac{1750}{2 + 235}$, donc $p_{\text{H}_2\text{O}}^0 = 701,5 \text{ Pa}$

À l'intérieur : $\log p_{\text{H}_2\text{O}}^0 = 10,23 - \frac{1750}{23 + 235}$, donc $p_{\text{H}_2\text{O}}^0 = 2799 \text{ Pa}$

En supposant que l'air extérieur est réchauffé dans l'appareil jusqu'à 23 °C, sa composition est constante ainsi que la pression totale, donc la pression partielle de l'eau demeure constante.

$$P_{\text{eau}} = 0,7 \times 0,7015 \text{ kPa} = 0,491 \text{ kPa}$$

L'humidité relative étant le rapport entre la pression actuelle de l'eau vapeur et la pression de vapeur à la température ambiante :

$$HR = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2\text{O}}^0} = \frac{0,491 \text{ kPa}}{2,799 \text{ kPa}} \times 100\% = 17,5\%$$

- b) Il y aura condensation lorsque la pression partielle de l'eau dans l'air intérieur atteindra la pression de vapeur de l'eau. La pression partielle de l'eau dans l'air intérieur est de :

$$0,4 \times 2,799 \text{ kPa} = 1,120 \text{ kPa} \quad (\text{HR est de } 40\%)$$

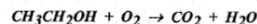
On voit, au tableau 3.1, que cette pression de vapeur se situe entre 5 et 10 °C. Avec la loi d'Antoine :

$$\log 1120 = 10,23 - \frac{1750}{T + 235}$$

$$T = 8,7 \text{ °C}$$

14.2 Réactions chimiques et stoechiométrie

Ex. 4.1 : La combustion de l'éthanol se fait selon la réaction non-balançée suivante :



La conduite d'amenée de l'éthanol gazeux est à 160 kPa et 80 °C et le débit est de 12,5 L/s.

- a) Quel débit d'air (21 %mol de O₂) faut-il à 1,00 atm et 20 °C ?
b) Quels débits massiques de CO₂ et de H₂O seront produits ?

L'équation balancée : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$

a) $\dot{n}(\text{eth}) = \frac{160 \text{ kPa} \times 12,5 \frac{\text{L}}{\text{s}}}{8,314 \times 353 \text{ K}} = 0,681 \text{ mol/s}$

$$\dot{n}(\text{air}) = \frac{0,681 \text{ mol eth} \times 3 \text{ mol O}_2 \times 1 \text{ mol air}}{1 \text{ mol eth} \times 0,21 \text{ mol O}_2} = 9,73 \text{ mol air/s}$$

$$Q(\text{air}) = \frac{9,73 \frac{\text{mol}}{\text{s}} \times 8,314 \times 293 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa}} = 234 \frac{\text{L}}{\text{s}}$$

b) $\dot{m}(\text{CO}_2) = \frac{0,681 \text{ mol eth}}{\text{s}} \times \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol eth}} \times \frac{0,04401 \text{ kg CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,0599 \frac{\text{kg}}{\text{s}}$

$$\dot{m}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,681 \text{ mol eth}}{\text{s}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol eth}} \times \frac{0,01802 \text{ kg H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,0368 \frac{\text{kg}}{\text{s}}$$

Ex. 5.2 : Lors de la coulée d'une tonne d'aluminium, le métal passe de 800 °C à 40 °C en 20 minutes. Le refroidissement se fait à l'aide d'un débit d'eau passant de 10 °C à 35 °C. Quel débit d'eau est utilisé sachant que la chaleur massique de l'aluminium liquide est de 1,25 kJ/(kg.K) et celle du solide est de 0,899 ?

L'aluminium se solidifie à 660 °C. On devra donc tenir compte de trois variations d'énergie, soit :

- refroidissement du liquide de 800 à 660 °C.
- passage de l'état liquide à solide.
- refroidissement du solide de 660 à 40 °C

Le tableau périodique donne une chaleur latente de fusion de 10,7 kJ/mol. Si on divise cette valeur par la masse molaire de l'aluminium (en kg/mol) on obtient 396 kJ/kg.

On résout ce problème par bilan d'énergie : l'énergie perdue par l'aluminium égale celle gagnée par l'eau.

La chaleur totale perdue par 1 kg d'aluminium est de :

$$\Delta H = 1,25 \frac{\text{kJ}}{\text{kg.K}} \times (660 - 800) \text{ K} - 396 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} + 0,899 \frac{\text{kJ}}{\text{kg.K}} \times (40 - 660) \text{ K} = -1128 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

La chaleur gagnée par l'eau est donc :

$$\dot{m} \frac{\text{kg}}{\text{s}} \times 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg.K}} \times (35 - 10) \text{ K} = \frac{1000 \text{ kg}}{20 \times 60 \text{ s}} \times 1128 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

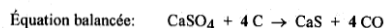
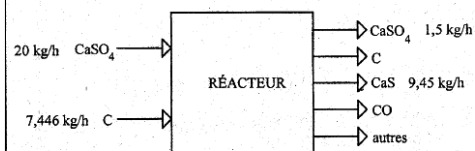
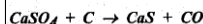
$$\dot{m} = 9,00 \text{ kg/s}$$

Il faut donc circuler environ 9 L par seconde pour 10800 L d'eau pour la période complète de 20 minutes.

Remarque : on ne s'intéresse pas, par exemple, à ce qui a pu arriver à l'eau entre son état initial et son état final. Une partie de l'eau a pu s'évaporer, puis se recondenser peu importe. La variation d'enthalpie ne dépend que de l'état initial et de l'état final.

Ex. 4.2 : Le sulfure de calcium est obtenu en faisant réagir du sulfate de calcium avec du carbone. A partir des données fournies sur le schéma et de la réaction chimique:

- Quel est le réactif limitant?
- Quel est le % d'excès de l'autre réactif?
- Quelle est la conversion du réactif limitant?
- Quel est le rendement en CaS?



$$M(\text{CaSO}_4) = 0,1361 \text{ kg/mol}$$

$$M(\text{CaS}) = 0,07214 \text{ kg/mol}$$

$$n(\text{CaSO}_4) \text{ à l'entrée: } 20,0 \text{ kg} \div 0,1361 \text{ kg/mol} = 146,9 \text{ mol}$$

$$n(\text{C}) \text{ nécessaires: } 146,9 \text{ mol CaSO}_4 \times \frac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 588 \text{ mol}$$

$$n(\text{C}) \text{ à l'entrée: } 7,446 \text{ kg} \div 0,01201 \text{ kg/mol} = 620 \text{ mol} \quad \text{donc le C est en excès}$$

- Réactif limitant = sulfate de calcium.
- % d'excès = $\frac{620 - 588}{588} = 5,5 \%$
- Conversion du sulfate de calcium = $\frac{20 - 1,5}{20} = 92,5 \%$
- Chaque mole de CaSO_4 qui a réagi devrait donner 1 mole de CaS (équation balancée)
En tenant compte de la conversion, on s'attend à : $0,925 \times 146,9 \text{ mol} = 135,9 \text{ mol}$
On a obtenu: $9,45 \text{ kg} \div 0,07214 \text{ kg/mol} = 131 \text{ mol}$ de CaS
Le rendement est donc: $\frac{131}{135,9} = 96,4 \%$

Ex. 5.5 : Quelle est l'énergie dégagée par la formation de deux moles d'eau (dont 0,5 mole sont sous forme $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$) à partir d'hydrogène gazeux et d'oxygène gazeux? La température des réactifs est à 30 °C et celle des produits est à 40 °C.

$\text{Cp}(\text{H}_2(\text{g})) = 14,304 \text{ kJ/kg.K}$	Tableau périodique
$\text{Cp}(\text{O}_2(\text{g})) = 0,92 \text{ kJ/kg.K}$	Tableau périodique
$\text{Cp}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 4,18 \text{ kJ/kg.K}$	Tableau 5.1
$\text{Cp}(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 1,87 \text{ kJ/kg.K}$	Tableau 5.1

Équation balancée : $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Pour produire 2 moles d'eau, il faut 2 moles d' H_2 et 1 mole d' O_2 .

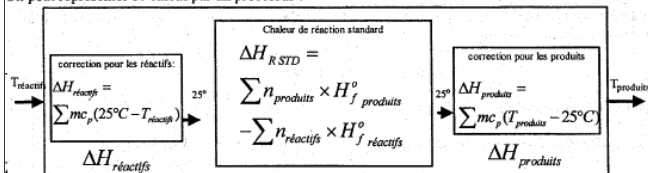
La chaleur de réaction *standard* serait :

$$\Delta H_{R, \text{STD}} = (1,5 \text{ mole} \times -285,8 \text{ kJ/mole} + 0,5 \text{ mole} \times -241,8 \text{ kJ/mole}) - (2 \text{ moles} \times 0 \text{ kJ/mole} + 1 \text{ mole} \times 0 \text{ kJ/mole})$$

$$\Delta H_{R, \text{STD}} = -549,6 \text{ kJ}$$

Mais comme les produits et les réactifs ne sont pas à 25 °C, il faut ajouter des facteurs $m\text{C}_p\Delta T$ du côté des produits et des réactifs.

On peut représenter ce calcul par un processus :



$$\Delta H_{R, \text{corr}} = 1 \text{ mol} \times 0,032 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \times 0,92 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \times (25 - 30) \text{K} +$$

$$2 \text{ mol} \times 0,002016 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \times 14,304 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \times (25 - 30) \text{K} = -0,205 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{R, \text{corr}} = 1,5 \text{ mol} \times 0,01802 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \times 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \times (40 - 25) \text{K} +$$

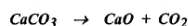
$$0,5 \text{ mol} \times 0,01802 \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \times 1,87 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \times (40 - 25) \text{K} = +1,948 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{R, \text{corr}} = -549,6 \text{ kJ} + (-0,205 \text{ kJ}) + 1,948 \text{ kJ} = -548,1 \text{ kJ}$$

La chaleur de réaction standard est une bonne approximation de la chaleur réellement dégagée, même si les produits ou réactifs ne sont pas tout à fait à 25 °C.

14.3 Thermochimie

Ex. 5.4 : La chaux vive (oxyde de calcium) s'obtient en chauffant de la roche calcaire (carbonate de calcium) selon la réaction suivante:



Cette réaction est exothermique ou endothermique?

Le tableau 5.2 donne les chaleurs de formation suivantes:	CaCO_3 :	- 1207 kJ/mol
	CaO :	- 635,1 kJ/mol
	CO_2 :	- 393,5 kJ/mol

L'équation balancée montre que, pour 1 mole de CaCO_3 , il y a une mole de CaO et 1 mole de CO_2 . Donc, pour la décomposition d'une mole de CaCO_3 , la chaleur de réaction est :

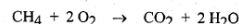
$$\Delta H_R = 1 \text{ mole} \times (-635,1) \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mole} \times (-393,5) \text{ kJ/mol} - 1 \text{ mole} \times (-1207) \text{ kJ/mol} = +178,4 \text{ kJ}$$

La chaleur de réaction est positive, donc la réaction est endothermique.

14.4 Combustion

Ex. 6.1 : Une fournaise brûle du gaz naturel (méthane). La conduite d'amenée du CH_4 est à 25°C et 140 kPa. Le débit de méthane dans la conduite est de 12,5 L/s. L'air est à 8,00 % d'excès et à 25°C. Si la réaction est complète (conversion et rendements à 100 %), quelle sera la vitesse des gaz dans la cheminée en un point où la température est de 105 °C, la pression de 101,3 kPa et le diamètre de 200,0 mm?

La réaction de combustion est:



Le débit molaire de CH_4 :

$$\dot{n} = \frac{140 \text{ kPa} \times 12,5 \frac{\text{L}}{\text{s}}}{8,314 \times 298 \text{ K}} = 0,706 \frac{\text{mol}}{\text{s}}$$

Le débit molaire nécessaire d'oxygène est donc de: $2 \times 0,706 = 1,412 \text{ mol/s}$ de O_2

Puisque l'excès doit être de 8 %: $1,412 \times 1,08 = 1,525 \text{ mol/s}$ de O_2

Le débit molaire d'azote sera donc:

$$\dot{n} = 1,525 \text{ mol O}_2 \times \frac{0,79 \text{ mol N}_2}{0,21 \text{ mol O}_2} = 5,74 \frac{\text{mol N}_2}{\text{s}}$$

A la sortie, on aura (par seconde):
0,706 mol de CO_2
 $2 \times 0,706 = 1,412 \text{ mol}$ de H_2O
 $1,525 - 1,412 \text{ mol}$ de O_2 (l'excès d'oxygène)
5,74 mol de N_2

Au total donc: 7,97 mol/s de gaz.

Le débit des gaz dans la cheminée sera:

$$Q = \frac{\dot{n} R T}{P} = \frac{7,97 \text{ mol/s} \times 8,314 \times 378 \text{ K}}{101300 \text{ Pa}} = 0,247 \frac{\text{m}^3}{\text{s}}$$

La vitesse des gaz sera:

$$v = \frac{Q}{A} = \frac{0,247 \frac{\text{m}^3}{\text{s}}}{\pi (0,100)^2 \text{ m}^2} = 7,87 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Ex. 6.2 : Si, à la fournaise au gaz naturel du problème précédent on ajoute un condenseur dont la température de sortie est de 40 °C, quelle en sera la puissance?

Rappel: on y brûlait 0,706 mol/s de CH₄ ce qui donnait 0,706 mol/s de CO₂ et 1,412 mol/s d'eau. Le nombre de mol total à la sortie de la chambre à combustion était de 7,97 mol/s.

A 40 °C, la pression de vapeur de l'eau est de 7,384 kPa

A la sortie du condenseur, l'humidité relative est de 100% et donc la pression partielle de l'eau vapeur est de 7,326 kPa. La pression totale des gaz est la pression ambiante soit, 101,3 kPa.

$$\frac{P_{H_2O}}{P_{total}} = \frac{\dot{n}(H_2O)}{\dot{n}(tot)} \quad \frac{7,384 \text{ kPa}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{1,412 - x \text{ mol/s}}{7,97 - x \text{ mol/s}}$$

"x" représente le nombre de moles d'eau par seconde s'étant condensé.

x = 0,901 mol/s d'eau liquide. Il reste donc 1,412 - 0,901 = 0,511 mol/s d'eau vapeur.

L'équation de Hess donne donc pour cette réaction:

$$\Delta H_R = (0,706 \text{ mol/s} \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol}) + (0,901 \text{ mol/s} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) + (0,511 \text{ mol/s} \cdot (-241,8 \text{ kJ/mol}) - (0,706 \text{ mol/s} \cdot (-74,86 \text{ kJ/mol}) = -606,0 \text{ kW}$$

Si on ajuste cette valeur pour tenir compte du fait que les produits ne sont pas à 25 °C, on obtient :

$$-606,0 + (0,706 \text{ mole/s}) (0,044011 \text{ kg/mole})(0,851 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K})(15\text{K}) + (0,901 \text{ mole/s})(0,01802 \text{ kg/mole})(4,18 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K})(15 \text{ K}) + (0,511 \text{ mole/s})(0,01802 \text{ kg/mole})(1,87 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K})(15 \text{ K})$$

$$= -604,3 \text{ kW}$$

Ex. 6.3 : Quelle est la température adiabatique de flamme pour la combustion du méthane avec de l'air en excès (10%)?

C_p à 1000 °C :

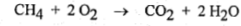
H₂O (g) : 44,37 kJ/kmole.K

O₂ (g) : 35,94 kJ/kmole.K

N₂ (g) : 34,07 kJ/kmole.K

CO₂(g) : 57,07 kJ/kmole.K

Réaction balancée :



Pour 1 mole de méthane,

2 moles d'oxygène sont nécessaires à la réaction,

2 x 1,10 = 2,2 moles d'oxygène sont injectées,

2,2 x 79/21 = 8,276 moles d'azote sont injectées,

1 mole de CO₂ et 2 moles d'H₂O sont produites.

La chaleur de réaction standard est :

$$\Delta H_R = (2 \text{ moles} \times -241,8 \text{ kJ/mole} + 1 \text{ mole} \times -393,5 \text{ kJ/mole}) - (1 \text{ mole} \times -74,86 \text{ kJ/mole}) = -802,24 \text{ kJ}$$

les gaz qui reçoivent la chaleur sont :

0,2 mole d'oxygène, 8,276 moles d'azote, 1 mole de CO₂, 2 moles d'H₂O.

La température de chacun de ces gaz est augmentée de ΔT.

Donc :

$$802,24 \text{ kJ} = (0,0002 \text{ kmole} \times 35,94 \text{ kJ/kmole.K} + 0,008276 \text{ kmole} \times 34,07 \text{ kJ/kmole.K} + 0,001 \text{ kmole} \times 57,07 \text{ kJ/kmole.K} + 0,002 \text{ kmole} \times 44,37 \text{ kJ/kmole.K}) \Delta T$$

$$\Delta T = 1844,4 \text{ K}$$

$$\text{Donc } T_{\text{flamme}} = 1869,4 \text{ °C}$$