Introduction à la chimie

Au programme



Savoirs

- ♦ Recenser les espèces physico-chimiques présentes dans un système.
- $\diamond\,$ Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes.
- ♦ Identifier le caractère extensif ou intensif d'une variable.



Savoir-faire

 \diamond Écrire l'équation de la réaction (ou des réactions) qui modélise(nt) une transformation chimique donnée.



Sommaire

Sommane	
I Vocabulaire général	2
A Atomes et molécules	2
B Classification par composition	ł
C États de la matière	ł
D Systèmes physico-chimiques	j
E Transformations de la matière	j
II Quantification des systèmes	7
A La mole	7
B Masse molaire	7
C Fractions molaire et massique	3
D Masse volumique)
E Espèces en solution)
F Espèces gazeuses)
G Intensivité, extensivité	}
H Activité	}

La chimie se concentre à décrire la matière et ses transformations, mais lesquelles? Comment caractérise-t-on physiquement et mathématiquement les états et leurs transformations?

I

Vocabulaire général



Atomes et molécules

[I.A.1]

Les atomes

L'atome est un constituant **neutre** de la matière, comportant un noyau central entouré d'un nuage électronique. Le noyau est composé de particules nommées **nucléons** dont il existe deux sortes :

- \diamond les protons, de charge +e et de masse $m_p = 1,673 \times 10^{-27} \,\mathrm{kg}$;
- \diamond les neutrons, de charge nulle et de masse $m_n = 1,675 \times 10^{-27} \,\mathrm{kg}$.

La taille du noyau d'un atome est de l'ordre de $10^{-15}\,\mathrm{m}$, soit 1 fm (femtomètre).

Le nuage électronique est composé

♦ d'électrons, de charge -e et de masse $m_e = 9.1 \times 10^{-31} \,\mathrm{kg}$.

Un atome avec son nuage électronique fait une taille de l'ordre de $10^{-10}\,\mathrm{m}$ soit $0,1\,\mathrm{nm}$.



Numéro atomique et nombre de nucléons

Pour représenter un atome de façon symbolique, on utilise son symbole chimique, noté X ici dans le cas général, accompagné de deux nombres :

- \diamond Son numéro atomique, soit le nombre de protons contenus dans le noyau. Il est noté Z, et définit l'élément chimique;
- \diamond Le nombre de nucléons, également appelé le nombre de masse, noté A.

On écrit alors

 $_{\rm Z}^{\rm A}{\rm X}$



Nombre d'électrons et de masse

Un atome étant neutre, indiquer son nombre de protons suffit : le nuage électronique sera constitué d'autant d'électrons que de protons dans le noyau.

De plus, les électrons étant ≈ 1000 fois plus légers que les nucléons, on les néglige souvent dans le calcul de la masse d'un atome, d'où l'appellation **nombre de masse** pour A.



Application -

Donner la composition des atomes suivants :

- \diamond L'atome de bore $^{10}_{5}$ B
 - 5 protons, et 10 5 = 5 neutrons
- ♦ L'atome d'oxygène ¹⁶8O
 - 8 protons et 16 8 = 8 neutrons;

 \diamond L'atome de fer $^{56}_{26}$ Fe

26 protons et 56 - 26 = 30 neutrons;

 \diamond L'atome de plomb $^{208}_{82}$ Pb

82 protons et 208 - 82 = 126 neutrons.

I.A.2 Les ions



Ion

Un ion est un atome qui a **perdu ou gagné un ou plusieurs électrons**. On indique leur charge en haut à droite de l'élément chimique. On a alors deux types d'ions :

- les cations qui sont chargés positivement, c'est-à-dire que c'est un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons;
- ♦ les **anions** qui sont chargés **négativement**, c'est-à-dire que c'est un atome qui a **gagné** un ou plusieurs électrons.



Application -

Donner le nombre de protons et d'électrons des ions suivants :

♦ L'ion sodium ₁₁Na⁺

11 protons, et donc 10 électrons.

♦ L'ion chlorure ₁₇Cl⁻

17 protons et donc 18 électrons.

 \diamond L'ion fer $_{26}$ Fe²⁺

26 protons, 24 électrons.

 \diamond L'ion oxyde $_{16}O^{2-}$

16 protons et 18 électrons.

I.A.3 Les molécules



Molécules

Les molécules ou les ions polyatomiques sont des assemblages d'atomes liés entre eux grâce à des liaisons chimiques. Ces liaisons chimiques se créent dès que l'énergie des atomes « liés » est plus faible que la somme des énergies des atomes séparés.

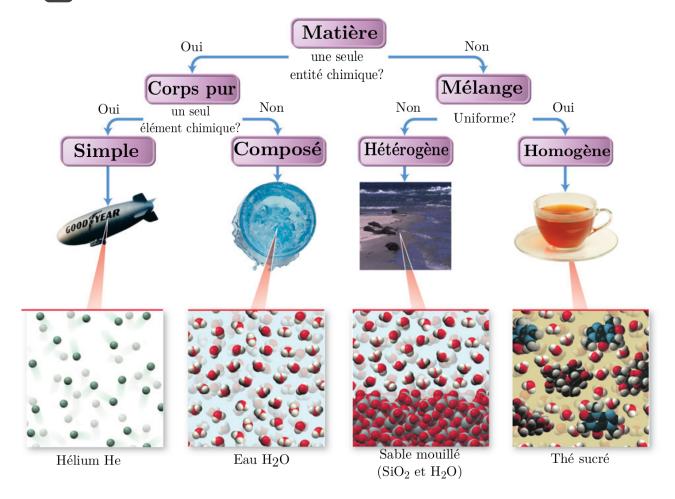
Ainsi, des atomes engagés dans une molécule sont **plus stables** que s'ils étaient seuls, d'où l'existence des molécules.



Molécules

- \diamond Le méthane est l'assemblage d'un atome de carbone et de 4 atomes d'hydrogène : on l'écrit $\mathrm{CH}_4\,;$
- ♦ Le dioxygène est la molécule composée de deux atomes d'oxygène liés entre eux : on l'écrit O₂.

B Classification par composition



C États de la matière

États ou phases de la matière

Définition d'une phase

Zone de l'espace où les grandeurs physiques locales (pression, température, ...) varient de manière continue. Lorsque le corps évolue d'une phase à l'autre, on parle de **transition de phase**.

Phase ordonnée ou non

- Désordonnée : les entités la composant peuvent bouger les unes par rapport aux autres
- Ordonnée : les entités sont fixes les unes par rapport aux autres.

Différentes phases

- ♦ Solide : un solide a une forme propre, un volume propre, et peut être ordonné (cristal) ou non (verre);
- ❖ Liquide : un liquide est dense mais désordonné, et prend la forme de son contenant ;
- ♦ Gazeux : un gaz est très peu dense et désordonné, et occupe tout le volume acessible ;

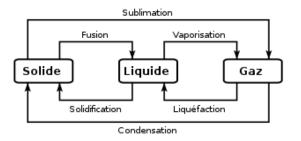


Figure 1.1 – Vocabulaire transitions de phase





Solutés et solutions

- ♦ Solution : résultat de la dissolution d'un composé chimique dans un liquide nommé solvant.
- ♦ Soluté : espèce chimique en solution.
- ♦ Solution aqueuse : soluion dont le solvant est l'eau

Avant dissolution, l'espèce en question peut être un solide, un liquide ou un gaz. Elle peut être constituée d'ions ou de molécules.



Solutions

On peut dissoudre:

- ♦ De l'acide chlorhydrique gazeux dans de l'eau;
- ♦ De l'éthanol liquide dans de l'eau;
- ♦ Du sel (NaCl, solide ionique) dans de l'eau (les ions Na⁺ et Cl⁻ sont alors dissociés);
- ♦ Du sucre (solide moléculaire) dans de l'eau;
- ♦ Du diiode dans de l'acétone...



- État de la matière

Les états des composés chimiques sont indiqués généralement en indice et toujours entre parenthèses. On note:

- \diamond (g) pour un gaz;
- ♦ (liq) ou (l) pour un liquide;
- ♦ (s) pour un solide;



- \diamond Par exemple $O_{2(g)}$;
- \diamond Par exemple $H_2O_{(liq)}$;
- \diamond Par exemple Fe_(s);
- ♦ Par exemple Na⁺_(aq).

La dissolution du sel $\operatorname{NaCl}_{(s)}$ dans l'eau donne une solution composée d'eau liquide H₂O₍₁₎, d'ion sodium $Na_{(aq)}^+$ et d'ion chlorure $Cl_{(aq)}^-$.





Systèmes physico-chimiques



Système Système	Fermé	Isolé
Ensemble de substances incluses dans une zone de l'espace délimitée par une surface fermée (réelle ou fictive), appelée surface frontière.	N'échange pas de matière avec le milieu extérieur. Dans la suite du cours, on ne considérera que des systèmes fermés.	N'échange ni matière ni énergie avec l'extérieur.

Transformations de la matière

La matière peut subir des transformations de différentes natures, qui sont traduites par des équations-bilan, qui indique :

- ♦ les éléments de départ (**réactifs**) et les éléments de fin (**produits**);
- ♦ les phases de chaque constituant;



♦ les proportions dans lesquelles ils apparaissent.



Nombres stœchiométriques

Les coefficients devant les espèces sont appelés nombres stœchiométriques. Ils sont généralement entiers pour représenter la réalité physico-chimique d'une réaction, mais peuvent être fractionnaires par simplicité mathématique.

Le signe entre les réactifs et produits peut être une flèche simple de gauche à droite ou de droite à gauche, les deux flèches ensemble ou un signe égal, selon les propriétés de la réaction :

- ♦ = quand on fait un bilan de matière sans supposer le sens réel de la réaction;
- → pour indiquer que la réaction ne peut se faire dans l'autre sens ;
- si les deux sens sont possibles et s'équilibrent

Ces notions précises font l'objet des chapitres suivants.



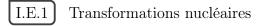
Exemples -

$$\begin{aligned} \text{Reactifs} &\longrightarrow \text{Produits} \\ \text{aA} + \text{bB} && \rightleftharpoons \text{cC} + \text{dD} \\ \text{CH}_{4(g)} + 2 \, \text{O}_{2(g)} = \text{CO}_{2(g)} + 2 \, \text{H}_2 \text{O}_{(g)} \end{aligned}$$



Équation bilan ——

- ♦ L'équation-bilan ne fait apparaître que les espèces qui se transforment 1;
- ♦ Après l'écriture d'une réaction, il faut **toujours** vérifier qu'elle est équilibrée, tant en **nombre** d'atome qu'en nombre de charges.





Transformations nucléaires

Transformations physiques

Au cours d'une transformation nucléaire, un ou plusieurs noyaux atomiques sont modifiés.

Transformation nucléaire -

Lors de la désintégration radioactive (type α) de l'uranium 238, le noyau d'uranium perd 4 nucléons, 2 protons et 2 neutrons.

$$^{238}_{92}U \longrightarrow ^{234}_{90}Th + ^{4}_{2}He$$



I.E.2Transformations physiques



Au cours d'une transformation physique, unes espèce chimique subit une transition de phase (i.e. un changement d'état de matière) sans modification du noyau ou des liaisons entre atomes.

Transformation physique -



Sublimation du dioxyde de carbone solide

$$CO_{2(s)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

^{1.} Il est possible de faire apparaître les espèces nécessaires à la réaction au-dessus de la flèche.

I.E.3 Transformations chimiques



Transformations chimiques

Au cours d'une **transformation chimique**, il y a réorganisation des atomes d'une ou plusieurs substances. On observe la formation et la rupture d'une ou plusieurs liaisons.

Transformation chimique -

Combustion du méthane :

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} = CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

II Quantification des systèmes



La mole

Les molécules réagissent dans des proportions bien précises, notamment pour conserver le nombre d'atome. Il serait donc utile de déterminer le nombre de molécules ou d'atomes qui peuvent réagir au sein d'un échantillon, mais on se rend vite compte que les nombres sont très grands et difficiles d'appréhension. Pour simplifier les calculs, on définit une grandeur plus utilisable, la **mole**.



Mole ·

La quantité de matière d'un système se note n et se définit par

$$n = \frac{N}{N_A}$$
 en **moles**, mol

avec N le nombre d'entités dans l'échantillon, et \mathcal{N}_A est une constante nommée **nombre d'Avogadro** telle que

$$\mathcal{N}_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23}\,\mathrm{mol}^{-1}$$

Atomes d'un clou -

Soit un clou de masse m=6 g. Sachant qu'un atome de fer pèse $m_{\rm Fe}=9,37\times 10^{-26}$ kg, déterminer le nombre d'atomes de fer, puis la quantité de matière de fer.

$$N = \frac{m}{m_{\text{Fe}}} \Leftrightarrow N = 6.4 \times 10^{22}$$

$$\Leftrightarrow n = \frac{N}{N_A} \Leftrightarrow n = 1.1 \times 10^{-1} \,\text{mol}$$



Masse molaire



Masse molaire

La masse molaire notée M d'une entité est la masse de \mathcal{N}_A de ces entités.

Unités

Elle s'exprime en g \cdot mol⁻¹.

Masse molaire -

On relie n, m et M par :

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



Masse molaire

La masse molaire d'une **molécule** est la **somme** des masses molaires de ses atomes.

$$M(X_x Y_y) = xM(X) + yM(Y)$$



Masse molaire

Sachant que $M(H) = 1.0 \,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$ et $M(O) = 16.0 \,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$, déterminer la masse molaire de l'eau. Déterminer ensuite la quantité de matière dans 1 kg d'eau.

$$M(H_2O) = 2M(H) + M(O)$$

$$\Leftrightarrow M(H_2O) = 18.0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\rm H_2O} = \frac{m_{\rm H_2O}}{M({\rm H_2O})}$$

 $\Leftrightarrow n = 55.6 \, \rm mol$

C Fractions molaire et massique

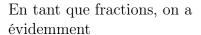


Fractions molaire et massique -

Pour un **mélange homogène** avec des espèces X_i de quantités de matières n_i , on définit :

- \diamond Fraction massique : $w_i = \frac{m_i}{\sum m_i} = \frac{m_i}{m_{\rm tot}}$





$$\sum x_i = 1 = \sum w_i$$



Application

L'air est constitué, en quantité de matière, à 80% de diazote N_2 et à 20% de diazygène O_2 . On a $M(N_2)=28,0\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$ et $M(O_2)=32,0\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$.

En déduire les fractions molaires puis les fractions massiques.

On a

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2}$$
 et $m_{\text{tot}} = m_{\text{N}_2} + m_{\text{O}_2}$

Or, par lecture de l'énoncé on a

$$x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{tot}}} = 0.80$$
 et $x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{tot}}} = 0.20$

Et par définition,

$$m_{\rm N_2} = M({\rm N_2}) n_{\rm N_2} = M({\rm N_2}) x_{\rm N_2} n_{\rm tot}$$
 et
$$m_{\rm O_2} = M({\rm O_2}) n_{\rm O_2} = M({\rm O_2}) x_{\rm O_2} n_{\rm tot}$$

$$w_{\rm N_2} = \frac{M({\rm N_2})x_{\rm N_2}n_{\rm tot}}{M({\rm N_2})x_{\rm N_2}n_{\rm tot} + M({\rm O_2})x_{\rm O_2}n_{\rm tot}}$$

$$\Leftrightarrow w_{\rm N_2} = \frac{M({\rm N_2})x_{\rm N_2}}{M({\rm N_2})x_{\rm N_2} + M({\rm O_2})x_{\rm O_2}}$$

$$A.{\rm N.} : \underline{w_{\rm N_2}} = 0.78$$

$$et \quad w_{\rm O_2} = 1 - w_{\rm N_2}$$

$$\Leftrightarrow w_{\rm O_2} = \frac{M({\rm O_2})x_{\rm O_2}}{M({\rm N_2})x_{\rm N_2} + M({\rm O_2})x_{\rm O_2}}$$

A.N. : $w_{O_2} = 0.22$

Masse volumique



Masse volumique et densité

Masse volumique

La masse volumique notée ρ d'un échantillon est le rapport de la masse m sur le volume qu'elle occupe V:

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

en
$$kg \cdot m^{-3}$$
 ou $g \cdot L^{-1}$ ou $g \cdot cm^{-3}$

Densité

La densité d'un corps est le rapport de sa masse volumique par rapport à celle de l'eau :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

avec
$$\rho_{\text{\tiny eau}} = 1.0 \, \text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$$



Masse volumique —

Calculer la masse d'un volume $V = 0.5 \,\mathrm{L}$ d'acétone de masse volumique $\rho = 0.79 \,\mathrm{g}\cdot\mathrm{cm}^{-3}$

Exprimé en cm³ on a

$$V = 0.5 L = 0.5 \times 1000 cm^3 = 500 cm^3$$

soit

$$\boxed{m = \rho V} = \underline{395 \,\mathrm{g}}$$



Espèces en solution

II.E.1Concentration molaire



Concentration molaire

On appelle concentration molaire d'une solution le rapport entre la quantité de matière de soluté n et le volume V de la solution. Elle se note c ou [X] avec X une espèce :

$$c = \frac{n}{V}$$
 en $\text{mol} \cdot L^{-1}$



Concentration molaire

On dissout une masse $m=2,00\,\mathrm{g}$ de sel NaCl_(s) dans $V=100\,\mathrm{mL}$ d'eau.

Déterminer la concentration en Na⁺ dans la solution.

On donne $M(\text{NaCl}) = 58.44 \,\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

L'équation de dissolution du sel dans l'eau est

$$NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + Cl_{(aq)}$$

Donc une mole de sel donne une mole de cation sodium et une mole d'anion chlorure : $n_{\text{NaCl}} =$ $n_{\rm Na^+} = n_{\rm Cl^-}$. Or,

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M(\text{NaCl})} = 3.42 \times 10^{-2} \,\text{mol} \Rightarrow \boxed{\left[\text{Na}^+\right] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = 0.342 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = \left[\text{Cl}^-\right]}$$

II.E.2 Concentration massique

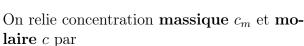


Concentration massique -

On appelle **concentration massique** d'une solution le rapport entre la masse de soluté m et le volume V de la solution. Elle se note c_m et on a :

$$c_m = \frac{m}{V}$$
 en $g \cdot L^{-1}$

Concentrations



 $c_m = cM$



Concentration molaire -

On dissout une masse $m=2,00\,\mathrm{g}$ de sel NaCl_(s) dans $V=100\,\mathrm{mL}$ d'eau.

Déterminer la concentration massique en Na⁺ dans la solution.

On donne $M(\text{NaCl}) = 58,44 \,\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Na}) = 22,99 \,\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On a vu qu'une mole de sel donne une mole de chaque, mais

$$m_{\rm X} = n_{\rm X} M_{\rm X}$$

Or la quantité de matière est

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M(\text{NaCl})} = 3{,}42 \times 10^{-2} \,\text{mol}$$

On a donc

$$c_{m,\mathrm{Na^+}} = \frac{m_{\mathrm{Na^+}}}{V} = c_{\mathrm{Na^+}} \times M_{\mathrm{Na^+}} = 7,86\,\mathrm{g}\cdot\mathrm{L}^{-1}$$

II.E.3 Dilution d'une solution



Dilution

On peut diminuer la concentration c d'une solution de volume V en ajoutant du solvant jusqu'à un volume V'. La concentration c' obtenue est alors

$$\boxed{cV = c'V'} \Leftrightarrow \boxed{\frac{c}{c'} = \frac{V'}{V}}$$

Dilution

La quantité de matière de soluté ne change pas avec l'ajout de solvant, autrement dit n est constant. On a donc

$$c = \frac{n}{V}$$
 et $c' = \frac{n}{V'}$

d'où le résultat.



Espèces gazeuses

[II.F.1] Pression d'un gaz

Les espèces gazeuses remplissent l'espace qui leur est attribué et les entités les composant se meuvent les unes par rapport aux autres, en s'entrechoquant. Elles frappent notamment les surfaces avec lesquelles elles sont en contact; ce qu'on appelle la **pression** c'est cette **force surfacique**.



Pression d'un gaz -

Un gaz est un ensemble de molécules en mouvement, qui exerce une **pression** p équivalent à une **force surfacique** :

$$p = \frac{F}{S}$$

Unités

- \diamond Pascal: 1 Pa = 1 N·m⁻²
- \diamond Bar : 1 bar = 1 × 10⁵ Pa

L'air exerce une pression variant avec l'altitude, puisque la gravité est plus forte au sol qu'en hauteur : le choc des particules au niveau de la mer est plus fort qu'en haut d'une montagne.

Pour de faibles altitudes, elle est de ≈ 1 bar, soit 10^5 N·m⁻². C'est une **très grande force** qui cause notamment des phénomènes d'adhésion en cas de vide autre part.

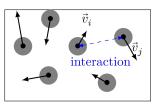
II.F.2 Modèle du gaz parfait

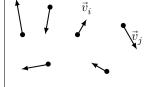


Gaz parfait

Un gaz parfait est un modèle limite décrivant un gaz pour lequel :

- les particules gazeuses sont considérées comme ponctuelles;
- ♦ il n'y a pas d'interaction entre les particules





Gaz réel

Gaz parfait

Loi du gaz parfait —

Lorsque la pression est assez faible ($\lesssim 1\,\mathrm{bar}$) et à des températures assez élevées, les grandeurs physiques décrivant un gaz sont reliées par la formule

$$pV = nRT$$
 avec
$$\begin{cases} p \text{ en Pa} \\ V \text{ en m}^3 \\ n \text{ en mol} \\ T \text{ en Kelvin (K)} \end{cases}$$

avec

$$R = 8.314 \,\mathrm{J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}}$$

la constante des gaz parfaits



Application

On considère une seringue cylindrique de $10\,\mathrm{cm}$ le long et de $2,5\,\mathrm{cm}$ de diamètre, contenant $0,250\,\mathrm{g}$ de diazote de masse molaire $M(\mathrm{N}_2) = 28,01\,\mathrm{g}\cdot\mathrm{mol}^{-1}$ à la température $T = 20\,\mathrm{^{\circ}C}$.

- 1) Calculer le volume de la seringue
- 2) Calculer la quantité de matière dans la seringue
- 3) Calculer la pression exercée par le diazote dans la seringue

1)
$$V = \pi \frac{d^2}{4} \times \ell = 49 \,\mathrm{cm}^3$$

2)
$$n_{N_2} = m_{N_2} \times M(N_2) = 8.93 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

avec
$$p = \frac{nRT}{V}$$

$$\begin{cases} n = 8.93 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ R = 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ T = 20 \text{ °C} = 293.15 \text{ K} \\ V = 49 \text{ cm}^3 = 49 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \end{cases}$$

A.N. :
$$p = 4.4 \times 10^5 \,\text{Pa} = 4.4 \,\text{bars}$$



Volume molaire

Le volume molaire V_m d'un corps est le volume occupé par une mole de gaz :

$$\boxed{V_m = \frac{V}{n}} \Leftrightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

Unités

 V_m s'exprime en m³·mol⁻¹ ou en L·mol⁻¹

Volume molaire

Calculer le volume molaire d'un gaz parfait pour $\theta_1=0\,^{\circ}\mathrm{C}$ et $\theta_2=25\,^{\circ}\mathrm{C}$ avec $p=1013\,\mathrm{hPa}$.

$$T_1 = 273,15 \,\mathrm{K} \Rightarrow V_m = \frac{RT}{p} = 22,4 \,\mathrm{L \cdot mol^{-1}}$$

 $T_2 = 298,15 \,\mathrm{K} \Rightarrow V_m = \frac{RT}{p} = 24,5 \,\mathrm{L \cdot mol^{-1}}$

[II.F.3]

Pression partielle



Pression partielle

La pression partielle P_i d'une espèce gazeuse X_i au sein d'un mélange de gaz parfaits de volume V et de température T est égale à la pression qu'aurait le système si l'espèce X_i était la seule à occuper tout le volume :

$$P_i V = n_{g,i} RT$$



Exercice

On note P la pression totale d'un mélange de gaz parfaits, et P_i la pression partielle d'un constituant X_i . Montrer que $\sum_i P_i = P$.

$$\sum_{i} P_{i} = \sum_{i} \frac{n_{g,i}RT}{V} = \frac{RT}{V} \sum_{i} n_{g,i} = \frac{n_{g,\text{tot}}RT}{V} = P$$





Loi de Dalton

Soit un mélange de gaz parfaits de pression P. Les pressions partielles P_i de chaque constituant X_i s'exprime

$$P_i = x_i P$$



$$P_i = \frac{n_{g,i}RT}{V} = \underbrace{\frac{n_{g,i}}{n_{g,\text{tot}}}}_{x_i} \times \underbrace{\frac{n_{g,\text{tot}}RT}{V}}_{P} \Leftrightarrow \boxed{P_i = x_iP}$$



Exercice

Soit un mélange de gaz nobles contenu dans une enceinte de $100 \,\mathrm{L}$ à la température $T = 298,3 \,\mathrm{K}$, avec $2 \,\mathrm{mol}$ d'hélium He, $5 \,\mathrm{mol}$ d'argon Ar et $10 \,\mathrm{mol}$ de néon Ne.

Calculer la pression totale dans l'enceinte aussi que la partielle de chacun des gaz.

On donne la constante du gaz parfait $R = 8.31 \,\mathrm{J}\cdot\mathrm{K}\cdot\mathrm{mol}^{-1}$.

Conseil: FAIRE UN SCHÉMA



$$n_{g,\text{tot}} = 17 \,\text{mol} \Rightarrow P = \frac{n_{g,\text{tot}} RT}{V}$$

$$\text{avec} \begin{cases} n_{g,\text{tot}} = 17 \,\text{mol} \\ R = 8,31 \,\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ T = 298,3 \,\text{K} \\ V = 100 \,\text{L} = 0,1 \,\text{m}^3 \end{cases}$$

$$\text{A.N.} : \underline{P = 4,2 \times 10^5 \,\text{Pa}}$$

$$P_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{g,\text{tot}}} P = \underline{1,2 \times 10^5 \,\text{Pa}}$$

$$P_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{g,\text{tot}}} P = \underline{0,50 \times 10^4 \,\text{Pa}}$$

$$P_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{g,\text{tot}}} P = \underline{2,5 \times 10^5 \,\text{Pa}}$$

G Intensivité, extensivité



Grandeurs intensives et extensives

- ♦ Intensive : sa valeur ne dépend pas de la taille du système;
- ♦ Extensive : elle est proportionnelle à une quantité caractéristique du système.

Grandeurs intensives et extensives

La pression ou la température sont intensives : deux gaz à la même température qui sont mélangés restent à la même température.

La masse ou le volume sont extensives.



Enfin, pour suivre l'évolution d'un système qui subit une transformation chimique, on utilise l'activité chimique des espèces, notée a(X) pour l'espèce X. Elle quantifie l'écart des propriétés de l'espèce en question par rapport à un état standard : on définit

- $\diamond \ c^{\circ} = 1 \, \mathrm{mol} \cdot \mathrm{L}^{-1} \ \mathrm{la} \ \mathrm{concentration} \ \mathrm{standard} \ ;$
- $\diamond~P^{\circ}=1\,\mathrm{bar}=10^{5}\,\mathrm{Pa}$ la pression standard.



_ Activité chimique		
État physique	Activité	
Gaz (pur ou mélange)	$a(X_{(g)}) = \frac{P_X}{P^{\circ}}$	
Liquide ou solide (PUR)	$a(X_{(l)}) = a(X_{(s)}) = 1$	
Soluté (assez dilué)	$a(X_{(aq)}) = \frac{[X]}{c^{\circ}}$	
Solvant	$a_{\rm solvant} = 1$	