Transformation de la matière – chapitre 1

Introduction aux transformations

Sommaire

I Vocabulaire général 3
I/A Atomes et molécules 3
I/B Classification par composition 5
I/C États de la matière 5
I/D Systèmes physico-chimiques 6
I/E Transformations de la matière 7
II Quantification des systèmes 8
II/A La mole 8
II/B Masse molaire 8
II/C Fractions molaire et massique 9
II/D Masse volumique 10
II/E Espèces en solution 10
II/F Espèces gazeuses 11
II/G Intensivité, extensivité 14
II/H Activité 14

Capacités exigibles

- ☐ Recenser les espèces physico-chimiques présentes dans un système.
- ☐ Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes.
- ☐ Identifier le caractère extensif ou intensif d'une variable.
- ☐ Écrire l'équation de la réaction (ou des réactions) qui modélise(nt) une transformation chimique donnée.

L'essentiel

Définitions

- TM1.1 : Atome, noyau et nuage 3
- TM1.2 : Symbole d'un élément 3
- TM1.3 : Ion 4
- TM1.4 : Molécules 4
- TM1.5 : États ou phases de la matière 5
- TM1.6 : Solutés et solutions 6
- TM1.7 : Système physico-chimique . . . 6
- TM1.8 : Équation-bilan 7
- TM1.9 : Nombres stœchiométriques . . 7
- TM1.10 : Transformations nucléaires . 7
- TM1.11 : Transformations physiques . 8
- TM1.12 : Transformations chimiques . 8
- TM1.13 : Mole 8
- TM1.14 : Masse molaire 8
- TM1.15 : Fractions molaire et massique 9
- TM1.16 : Masse volumique et densité . 10
- TM1.17 : Concentration molaire 10
- TM1.18 : Concentration massique . . . 11
- TM1.19 : Pression d'un gaz 12
- TM1.20 : Gaz parfait 12
- TM1.21 : Volume molaire 13
- TM1.22 : Pression partielle 13
- TM1.23 : Intensivité et extensivité . . . 14

Propriétés

- TM1.1 : Masse molaire 9
- TM1.2 : Fractions 9
- TM1.3 : Dilution 11

Lois

- TM1.1 : Loi du gaz parfait 12
- TM1.2 : Loi de Dalton 13

Démonstrations

- TM1.1 : Dilution 11
- TM1.2 : Loi de Dalton 13

Notations

- TM1.1 : État de la matière 6
- TM1.2 : Signe dans réaction bilan . . . 7

Applications

- TM1.1 : Symbole d'élément et composition 3
- TM1.2 : Compositions d'ions 4
- TM1.3 : Atomes d'un clou 8
- TM1.4 : Masses molaires 9
- TM1.5 : Fractions molaires et massiques 9
- TM1.6 : Masse volumique 10
- TM1.7 : Concentration molaire 10
- TM1.8 : Concentration molaire 11
- TM1.9 : Pression dans une seringue . . 12
- TM1.10 : Volume molaire 13
- TM1.11 : Pressions partielles 13
- TM1.12 : Pressions partielles par Dalton 13

Points importants

- TM1.1 : Activité chimique 15

Erreurs communes

- TM1.1 : Équation bilan 7

I Vocabulaire général

I/A Atomes et molécules

I/A) 1 Les atomes

Définition TM1.1 : Atome, noyau et nuage

L'atome est un constituant **neutre** de la matière, comportant un **noyau central** entouré d'un **nuage électronique**.

Noyau

Il est composé de particules nommées **nucléons** dont il existe deux sortes :

◇ **les protons**, de charge $+e$ et de masse $m_p = 1{,}673 \times 10^{-27}\,\text{kg}$;

◇ **les neutrons**, de charge nulle et de masse $m_n = 1{,}675 \times 10^{-27}\,\text{kg}$.

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

Nuage électronique

Il est composé

◇ d'**électrons**, de charge $-e$ et de masse $m_e = 9{,}1 \times 10^{-31}\,\text{kg}$.

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

Définition TM1.2 : Symbole d'un élément

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

◇ Son **numéro atomique**, soit le nombre de **protons** contenus dans le noyau. Il est noté Z, et définit l'élément ;

◇ Le **nombre de nucléons**, également appelé le **nombre de masse**, noté A.

On écrit alors

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

Remarque TM1.1 : 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 TM1.1 : Symbole d'élément et composition

Donner la composition des atomes suivants :

◇ L'atome de bore ${}^{10}_{5}\text{B}$

5 protons, et $10 - 5 = 5$ neutrons

◇ L'atome d'oxygène ${}^{16}_{8}\text{O}$

8 protons et $16 - 8 = 8$ neutrons ;

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

26 protons et $56 - 26 = 30$ neutrons ;

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

82 protons et $208 - 82 = 126$ neutrons.

I/A) 2 Les ions

Définition TM1.3 : 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 TM1.2 : Compositions d'ions

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

- ◇ L'ion sodium $_{11}Na^{+}$

  11 protons, et donc 10 électrons.

- ◇ L'ion chlorure $_{17}Cl^{-}$

  17 protons et donc 18 électrons.

- ◇ L'ion fer $_{26}Fe^{2+}$

  26 protons, 24 électrons.

- ◇ L'ion oxyde $_{16}O^{2-}$

  16 protons et 18 électrons.

I/A) 3 Les molécules

Définition TM1.4 : Molécules

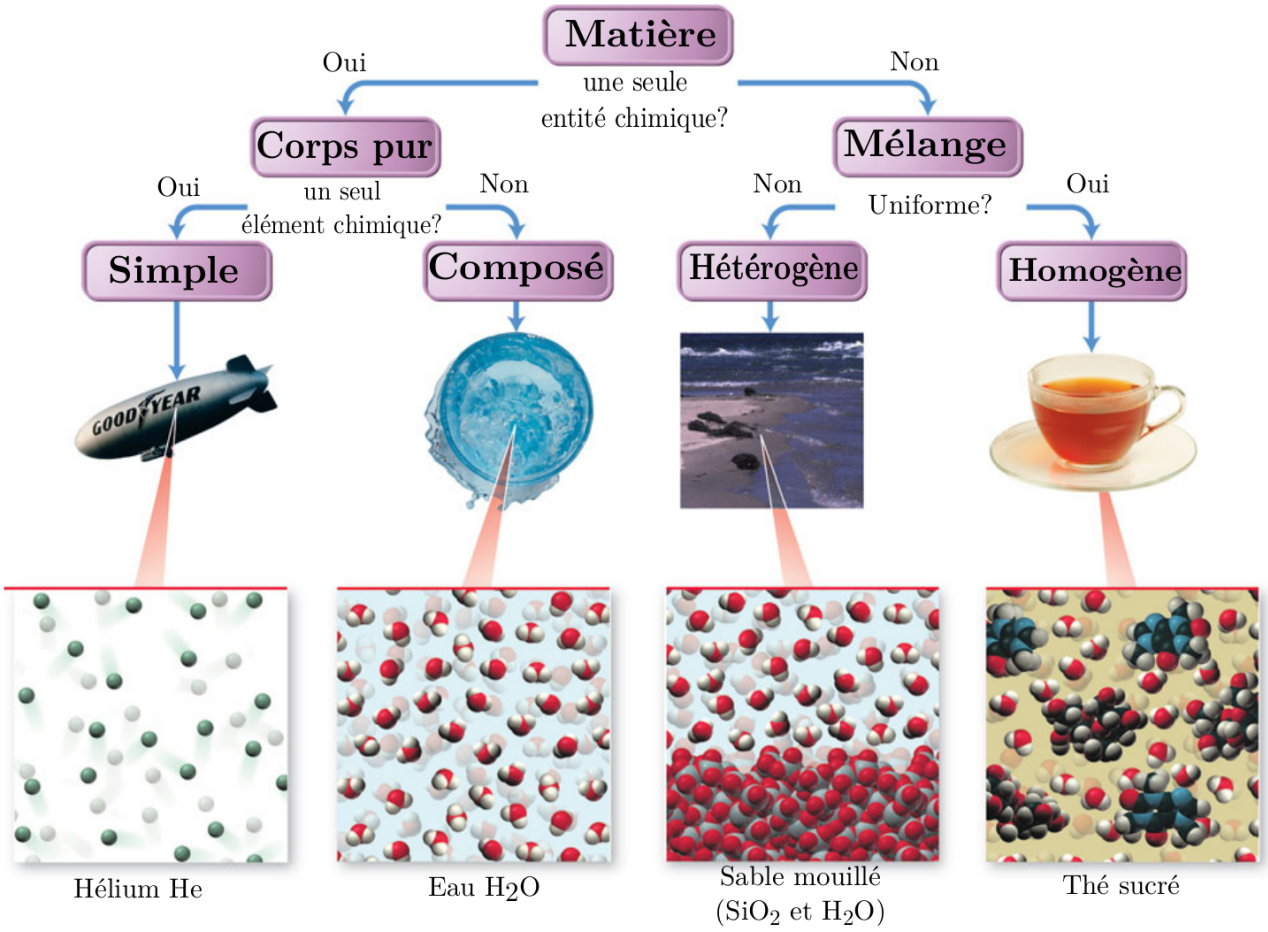
Les molécules ou les ions polyatomiques sont des assemblages d'atomes liés entre eux grâce à des liaisons chimiques. Ces liaisons chimiques se créent dès que l'énergie des atomes « liés » est plus faible que la somme des énergies des atomes séparés.

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

Exemple TM1.1 : Molécules

- ◇ Le méthane est l'assemblage d'un atome de carbone et de 4 atomes d'hydrogène, écrit CH_4 ;
- ◇ Le dioxygène est la molécule composée de deux atomes d'oxygène liés entre eux, écrit O_2.

I/B Classification par composition



I/C États de la matière

♥ Définition TM1.5 : 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* ;

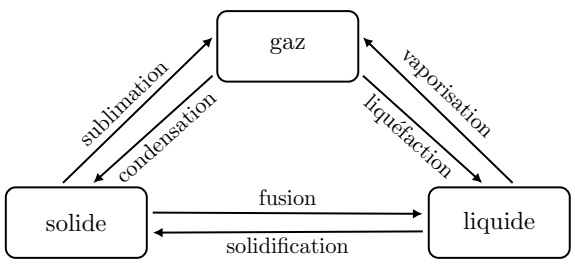


Figure TM1 – Vocabulaire transitions de phase

Définition TM1.6 : 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.

Exemple TM1.2 : 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...

Notation TM1.1 : État de la matière

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

◇ (g) pour un gaz ;

◇ (liq) ou (l) pour un liquide ;

◇ (s) pour un solide ;

◇ (aq) pour un soluté.

Exemple TM1.3 : États de la matière

◇ Par exemple $O_2(g)$;

◇ Par exemple $H_2O_{(l)}$;

◇ Par exemple $Fe(s)$;

◇ Par exemple $Na_{(aq)}{}^+$.

La dissolution du sel $NaCl_{(s)}$ dans l'eau donne une solution composée d'eau liquide $H_2O_{(l)}$, d'ion sodium $Na^+_{(aq)}$ et d'ion chlorure $Cl^-_{(aq)}$.

I/D Systèmes physico-chimiques

♥ Définition TM1.7 : Système physico-chimique

On appelle **système physico-chimique** tout système physique constitué d'un **très grand nombre de particules microscopiques**, séparé de **l'extérieur** par une **surface de contrôle**, matérielle ou fictive. Selon le type d'échanges *via* la surface de contrôle, on dit qu'il est :

Type	Échange de matière	Échange d'énergie
Ouvert	✓	✓
Fermé	✗	✓
Isolé	✗	✗

I/E Transformations de la matière

♥ Définition TM1.8 : Équation-bilan

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.

♥ Définition TM1.9 : 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.

Notation TM1.2 : Signe dans réaction bilan

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 ;

◇ $\longrightarrow$ pour indiquer que la réaction ne peut se faire dans l'autre sens ;

◇ $\rightleftharpoons$ si les deux sens sont possibles et s'équilibrent

Ces notions précises font l'objet des chapitres suivants.

Exemple TM1.4 : Signe dans réaction bilan

$$\text{Reactifs} \longrightarrow \text{Produits}$$

$$\mathrm{aA} + \mathrm{bB} \rightleftharpoons \mathrm{cC} + \mathrm{dD}$$

$$\mathrm{CH_4(g)} + 2\,\mathrm{O_2(g)} = \mathrm{CO_2(g)} + 2\,\mathrm{H_2O(g)}$$

Attention TM1.1 : 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**.

I/E) 1 Transformations nucléaires

Définition TM1.10 : Transfo. nucl.

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

Exemple TM1.5 : Transfo. nucl.

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

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

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

I/E) 2 Transformations physiques

Définition TM1.11 : Transfo. phys.

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**.

Exemple TM1.6 : Transfo. physique

Sublimation du dioxyde de carbone solide

$$CO_2(s) \longrightarrow CO_2(g)$$

I/E) 3 Transformations chimiques

Définition TM1.12 : Transfo. chimiq.

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.

Exemple TM1.7 : Transfo. chimique

Combustion du méthane :

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) = CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$$

II Quantification des systèmes

II/A La mole

Les molécules réagissent dans des proportions bien précises, notamment pour conserver le nombre d'atome. Or, 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**.

♥ Définition TM1.13 : Mole

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

$$\boxed{n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}} \quad \text{en } \textbf{moles}, \text{ mol}$$

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

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

Application TM1.3 : Atomes d'un clou

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

$$\boxed{N = \frac{m}{m_{Fe}}} \quad \text{A.N. : } \underline{N = 6{,}4 \times 10^{22}}$$

$$\Leftrightarrow \boxed{n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}} \quad \text{A.N. : } \underline{n = 1{,}1 \times 10^{-1}\,\text{mol}}$$

II/B Masse molaire

♥ Définition TM1.14 : Masse molaire

La **masse molaire** d'une entité de masse m_1, notée M, est la masse de $\mathcal{N}_A$ de ces entités, c'est-à-dire la masse totale m_{tot} d'un échantillon par rapport à son nombre de moles n :

$$M = m_1 \mathcal{N}_A \Leftrightarrow M = \frac{m_{tot}}{n}$$

Unité

Elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Propriété TM1.1 : Masse molaire

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

$$M(\mathrm{X}_x\mathrm{Y}_y) = xM(\mathrm{X}) + yM(\mathrm{Y})$$

Application TM1.4 : Masses molaires

Sachant que $M(\mathrm{H}) = 1{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$ et $M(\mathrm{O}) = 16{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$, déterminer la masse molaire de l'eau. Déterminer ensuite la quantité de matière dans 1 kg d'eau.

$$M(\mathrm{H_2O}) = 2M(\mathrm{H}) + M(\mathrm{O})$$
$$\Leftrightarrow \underline{M(\mathrm{H_2O}) = 18{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}}$$

$$n_{\mathrm{H_2O}} = \frac{m_{\mathrm{H_2O}}}{M(\mathrm{H_2O})}$$
$$\Leftrightarrow \underline{n = 55{,}6\,\mathrm{mol}}$$

II/C Fractions molaire et massique

Définition TM1.15 : Frac° molaire, massique

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

◇ **Fraction molaire** : $x_i = \dfrac{n_i}{\sum n_i} = \dfrac{n_i}{n_{\mathrm{tot}}}$

◇ **Fraction massique** : $w_i = \dfrac{m_i}{\sum m_i} = \dfrac{m_i}{m_{\mathrm{tot}}}$

Propriété TM1.2 : Fractions

En tant que fractions, on a évidemment

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

Application TM1.5 : Fractions molaires et massiques

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

On a

$$n_{\mathrm{tot}} = n_{\mathrm{N_2}} + n_{\mathrm{O_2}} \quad \text{et} \quad m_{\mathrm{tot}} = m_{\mathrm{N_2}} + m_{\mathrm{O_2}}$$

Or, par lecture de l'énoncé on a

$$x_{\mathrm{N_2}} = \frac{n_{\mathrm{N_2}}}{n_{\mathrm{tot}}} = 0{,}80 \quad \text{et} \quad x_{\mathrm{O_2}} = \frac{n_{\mathrm{O_2}}}{n_{\mathrm{tot}}} = 0{,}20$$

Et par définition,

$$m_{\mathrm{N_2}} = M(\mathrm{N_2})n_{\mathrm{N_2}} = M(\mathrm{N_2})x_{\mathrm{N_2}}n_{\mathrm{tot}}$$
$$\text{et} \quad m_{\mathrm{O_2}} = M(\mathrm{O_2})n_{\mathrm{O_2}} = M(\mathrm{O_2})x_{\mathrm{O_2}}n_{\mathrm{tot}}$$

$$w_{\mathrm{N_2}} = \frac{M(\mathrm{N_2})x_{\mathrm{N_2}}\cancel{n_{\mathrm{tot}}}}{M(\mathrm{N_2})x_{\mathrm{N_2}}\cancel{n_{\mathrm{tot}}} + M(\mathrm{O_2})x_{\mathrm{O_2}}\cancel{n_{\mathrm{tot}}}}$$
$$\Leftrightarrow \boxed{w_{\mathrm{N_2}} = \frac{M(\mathrm{N_2})x_{\mathrm{N_2}}}{M(\mathrm{N_2})x_{\mathrm{N_2}} + M(\mathrm{O_2})x_{\mathrm{O_2}}}}$$
A.N. : $\underline{w_{\mathrm{N_2}} = 0{,}78}$

et $w_{\mathrm{O_2}} = 1 - w_{\mathrm{N_2}}$

$$\Leftrightarrow \boxed{w_{\mathrm{O_2}} = \frac{M(\mathrm{O_2})x_{\mathrm{O_2}}}{M(\mathrm{N_2})x_{\mathrm{N_2}} + M(\mathrm{O_2})x_{\mathrm{O_2}}}}$$
A.N. : $\underline{w_{\mathrm{O_2}} = 0{,}22}$

II/D Masse volumique

♥ Définition TM1.16 : 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 :

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{en} \quad \text{kg·m}^{-3} \quad \text{ou} \quad \text{g·L}^{-1} \quad \text{ou} \quad \text{g·cm}^{-3}$$

Densité

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

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \quad \text{avec} \quad \rho_{\text{eau}} = 1{,}0\,\text{kg·L}^{-1}$$

Application TM1.6 : Masse volumique

Calculer la masse d'un volume $V = 0{,}5\,\text{L}$ d'acétone de masse volumique $\rho = 0{,}79\,\text{g·cm}^{-3}$

Exprimé en cm^3 on a

$$V = 0{,}5\,\text{L} = 0{,}5 \times 1000\,\text{cm}^3 = 500\,\text{cm}^3$$

soit

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

II/E Espèces en solution

II/E) 1 Concentration molaire

♥ Définition TM1.17 : 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 :

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

Application TM1.7 : Concentration molaire

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

Déterminer la concentration en Na^+ dans la solution.

On donne $M(\text{NaCl}) = 58{,}44\,\text{g·mol}^{-1}$.

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

$$\text{NaCl(s)} \longrightarrow \text{Na}^+\text{(aq)} + \text{Cl}-\text{(aq)}$$

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

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M(\text{NaCl})} = 3{,}42 \times 10^{-2}\,\text{mol} \Rightarrow \boxed{\left[\text{Na}^+\right] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = 0{,}342\,\text{mol·L}^{-1} = \left[\text{Cl}^-\right]}$$

II/E) 2 Concentration massique

Définition TM1.18 : 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 :

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

On relie concentration **massique** c_m et **molaire** c par

$$c_m = cM$$

Application TM1.8 : 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 $M(\mathrm{NaCl}) = 58{,}44\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$ et $M(\mathrm{Na}) = 22{,}99\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$.

On a vu qu'une mole de sel donne une mole de Na et une mole de Cl, mais

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

Or la quantité de matière est

$$n_\mathrm{NaCl} = \frac{m_\mathrm{NaCl}}{M(\mathrm{NaCl})} = 3{,}42 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol} = n_{\mathrm{Na^+}}$$

On a donc

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

II/E) 3 Dilution d'une solution

Propriété TM1.3 : 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

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

Démonstration TM1.1 : Dilution

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

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

d'où le résultat.

II/F 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**.

♥ Définition TM1.19 : 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

- ◇ $1\,\text{Pa} = 1\,\text{N}\cdot\text{m}^{-2}$
- ◇ $1\,\text{bar} = 1 \times 10^5\,\text{Pa}$

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.

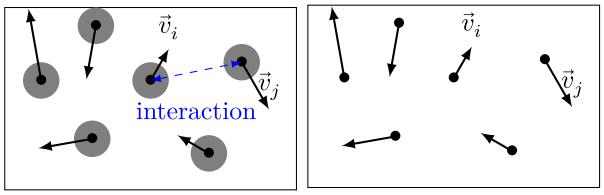
Pour de faibles altitudes, elle est de $\approx 1\,\text{bar}$, soit $10^5\,\text{N}\cdot\text{m}^{-2}$. C'est une **très grande force** qui cause notamment des phénomènes d'adhésion en cas de vide autre part.

II/F) 2 Modèle du gaz parfait

Définition TM1.20 : 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 — Modèle du gaz parfait

♥ Loi TM1.1 : Loi du gaz parfait

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

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

avec

$$R = 8{,}314\,\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

la constante des gaz parfaits

Application TM1.9 : Pression dans une seringue

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

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) $V = \pi \dfrac{d^2}{4} \times \ell = 49\,\text{cm}^3$

2) $n_{\text{N}_2} = m_{\text{N}_2}/M(\text{N}_2) = 8{,}93 \times 10^{-3}\,\text{mol}$

3) $$p = \frac{nRT}{V}$$

avec $\begin{cases} n = 8{,}93 \times 10^{-3}\,\text{mol} \\ R = 8{,}314\,\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \\ T = 20\,°\text{C} = 293{,}15\,\text{K} \\ V = 49\,\text{cm}^3 = 49 \times 10^{-6}\,\text{m}^3 \end{cases}$

A.N. : $p = 4{,}4 \times 10^5\,\text{Pa} = 4{,}4\,\text{bars}$

Définition TM1.21 : 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 $\mathrm{m^3 \cdot mol^{-1}}$ ou en $\mathrm{L \cdot mol^{-1}}$

Application TM1.10 : 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

♥ Définition TM1.22 : 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** :

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

Application TM1.11 : Pressions partielles

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 $\sum_i P_i = P$.

$$\sum_i P_i = \sum_i \frac{n_{g,i} RT}{V} = \frac{RT}{V} \sum_i n_{g,i} = \frac{n_{g,\mathrm{tot}} RT}{V} = P \quad \blacksquare$$

II/F) 4 Loi de Dalton

♥ Loi TM1.2 : Loi de Dalton

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

$$\boxed{P_i = x_i P}$$

Démonstration TM1.2 : Dalton

$$P_i = \frac{n_{g,i} RT}{V} = \underbrace{\frac{n_{g,i}}{n_{g,\mathrm{tot}}}}_{x_i} \times \underbrace{\frac{n_{g,\mathrm{tot}} RT}{V}}_{P}$$

$$\Leftrightarrow \boxed{P_i = x_i P} \quad \blacksquare$$

Application TM1.12 : Pressions partielles par Dalton

Soit un mélange de gaz nobles contenu dans une enceinte de 100 L à la température $T = 298{,}3\,\mathrm{K}$, avec 2 mol d'hélium He, 5 mol d'argon Ar et 10 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 $R = 8{,}31\,\mathrm{J \cdot K \cdot mol^{-1}}$.

Conseil : **FAIRE UN SCHÉMA**

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

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

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

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

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

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

II/G Intensivité, extensivité

♥ Définition TM1.23 : Intensivité et extensivité

Soit deux systèmes Σ_1 et Σ_2 identiques, avec une grandeur d'état X telle que $X_{\Sigma_1} = X_{\Sigma_2}$.

Extensive

X est extensive si elle est **proportionnelle** à la quantité de matière :

$$X_{\Sigma_1+\Sigma_2} = X_{\Sigma_1} + X_{\Sigma_2} = 2X_{\Sigma_1}$$

Intensive

X est intensive si elle ne **dépend pas** de la quantité de matière :

$$X_{\Sigma_1+\Sigma_2} = X_{\Sigma_1} = X_{\Sigma_2}$$

Interprétation TM1.1 : Grandeurs intensives et extensives

En pratique, on retiendra qu'une grandeur **extensive** caractérise l'**ensemble du système**, alors qu'une grandeur *intensive* peut être définie *localement*, en tout point du système.

Exemple TM1.8 : Grandeurs intensives et extensives

◇ **Extensive** : masse, volume, charge électrique, énergie

◇ **Intensive** : température, pression, masse volumique, concentration

En ouvrant la porte entre deux pièces, on augmente le volume mais pas la température ! On peut définir la température en un point, mais pas le volume en un point.

Remarque

Il existe des grandeurs ni intensives ni extensives, par exemple V^2 ou $\sqrt{m}$, mais elles sont très occasionnelles.

II/H Activité

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

◇ $c^\circ = 1\,\text{mol·L}^{-1}$ la concentration standard ;

◇ $P^\circ = 1\,\text{bar} = 10^5\,\text{Pa}$ la pression standard.

Important TM1.1 : Activité chimique

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