

Introduction aux transformations

« L'humanité ne peut rien obtenir sans donner quelque chose en retour. Pour chaque chose reçue, il faut en abandonner une autre de même valeur. En alchimie, c'est la loi fondamentale de l'échange équivalent. »

Edward ELRIC, *Full Metal Alchemist*

Sommaire

I Vocabulaire général	2
I/A Atomes et molécules	2
I/B États de la matière	3
I/C Transformations de la matière	4
II Quantification des systèmes	5
II/A Systèmes physico-chimiques et grandeurs d'état	5
II/B Mole et masses	6
II/C Espèces en solution	7
II/D Espèces gazeuses	8
II/E Activité	10

Capacités exigibles

- | | |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"> ☐ Recenser les espèces physico-chimiques présentes dans un système. ☐ Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes. ☐ Exprimer l'activité d'une espèce chimique pure ou dans un mélange dans le cas de solutions aqueuses très diluées ou de mélanges de gaz parfaits avec référence à l'état standard. | <ul style="list-style-type: none"> ☐ 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, symbole, isotopes	2
☐ TM1.2 : Ion	2
☐ TM1.3 : Molécules	3
☐ TM1.4 : Classification par composition	3
☐ TM1.5 : États ou phases de la matière	3
☐ TM1.6 : Solutés et solutions	4
☐ TM1.7 : Équation-bilan	4
☐ TM1.8 : Types de transformation	5
☐ TM1.9 : Système physico-chimique	5
☐ TM1.10 : Grandeurs intensives et extensives	5
☐ TM1.11 : Mole	6
☐ TM1.12 : Masse molaire	6
☐ TM1.13 : Fractions molaire et massique	7
☐ TM1.14 : Masse volumique et densité	7
☐ TM1.15 : Concentration molaire	7
☐ TM1.16 : Concentration massique	8
☐ TM1.17 : Pression d'un gaz	8
☐ TM1.18 : Gaz parfait	9
☐ TM1.19 : Volume molaire	9
☐ TM1.20 : Pression partielle	9
☐ TM1.21 : Activité chimique	10

Propriétés

☐ TM1.1 : Masse molaire	6
☐ TM1.2 : Fractions	7
☐ TM1.3 : Dilution	8

Lois

☐ TM1.1 : Loi du gaz parfait	9
☐ TM1.2 : Loi de DALTON	10

Démonstrations

☐ TM1.1 : Dilution	8
☐ TM1.2 : Loi de DALTON	10

Applications

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

Points importants

☐ TM1.1 : Équation bilan	5
☐ TM1.2 : Activité chimique	10

I Vocabulaire général

I/A Atomes et molécules

I/A) 1 Les atomes

Définition TM1.1 : Atome, symbole, isotopes

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

Noyau et nucléons

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

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

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

Nuage électronique

- ◇ composé d'**électrons**, de charge $-e$ et de masse $m_e = 9,1 \times 10^{-31}$ kg $\approx 1,0 \times 10^{-30}$ kg.

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

Symbole et isotopes

Pour représenter un atome de façon symbolique, on utilise son symbole d'élément, noté X ici dans le cas général, sous la forme ci-contre, avec :



- ◇ Z son **numéro atomique**, soit le nombre de **protons** contenus dans le noyau : il est **propre à un élément** ;
- ◇ A le **nombre de nucléons**, également appelé le **nombre de masse** ; un même élément peut avoir **plusieurs valeurs** de A, on dit alors qu'il possède des **isotopes**.

Le nombre de **neutrons** dans le noyau est donc $A - Z$; par neutralité, le nombre d'**électrons** dans le nuage est égal au numéro atomique Z.

On appelle A le nombre de masse puisqu'on néglige souvent m_e devant m_p et m_n , étant donné que $m_e \approx 1000m_p$.

Application TM1.1 : Symbole d'élément et composition

Donner la composition des atomes suivants :

- | | |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"> ◇ L'atome de bore ${}^{10}_5\text{B}$
5 protons et électrons, et $10 - 5 = 5$ neutrons ; ◇ L'atome de carbone ${}^{12}_6\text{C}$ et son isotope ${}^{14}_6\text{C}$
6 protons et électrons, et $12 - 6 = 6$ ou $14 - 6 = 8$ neutrons ; | <ul style="list-style-type: none"> ◇ L'atome de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$
26 protons et électrons, et $56 - 26 = 30$ neutrons ; ◇ L'atome de plomb ${}^{208}_{82}\text{Pb}$
82 protons et électrons, et $208 - 82 = 126$ neutrons. |
|--|--|

I/A) 2 Les ions

Définition TM1.2 : 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 :

- ◇ **cations** chargés **positivement**, c'est-à-dire que c'est un atome qui a **perdu** un ou plusieurs électrons ;
- ◇ **anions** 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 $_{11}\text{Na}^+$

11 protons, et donc 10 électrons.

◇ L'ion chlorure $_{17}\text{Cl}^-$

17 protons et donc 18 électrons.

◇ L'ion fer $_{26}\text{Fe}^{2+}$

26 protons, 24 électrons.

◇ L'ion oxyde $_{16}\text{O}^{2-}$

16 protons et 18 électrons.

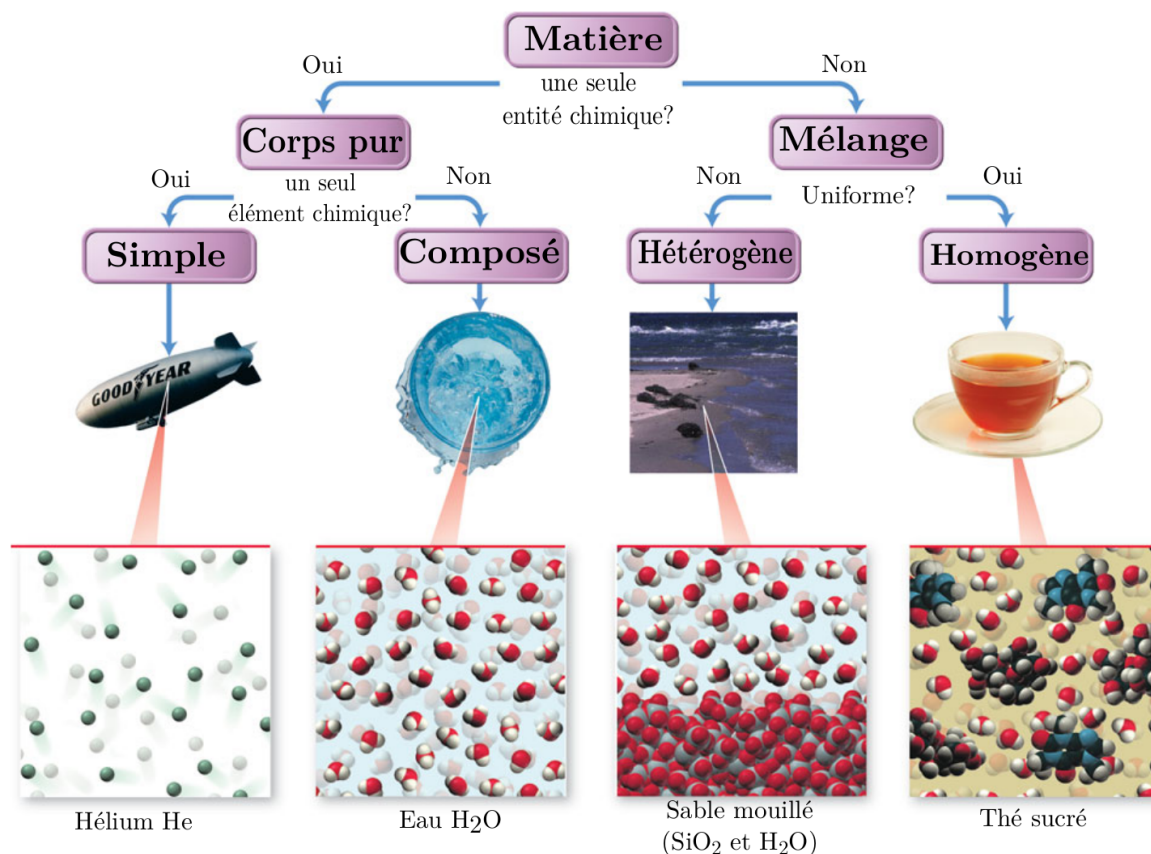
I/A) 3 Les molécules**Définition TM1.3 : Molécules**

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 : 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 .

Définition TM1.4 : Classification par composition**I/B 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** : forme propre, un volume propre, et peut être ordonné (cristal) ou non (verre) ;
- ◇ **Liquide** : dense mais désordonné, et prend la forme de son contenant ;
- ◇ **Gaz** : très peu dense et désordonné, et occupe *tout le volume accessible* ;

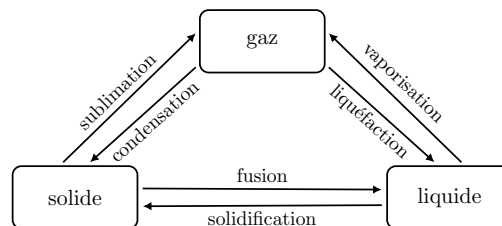


FIGURE TM1.1 – Vocabulaire transitions de phase

Définition TM1.6 : Solutés et solutions

- ◇ **Solution** : mélange homogène d'un composé chimique dans un autre nommé **solvant**.
- ◇ **Soluté** : espèce chimique en solution.
- ◇ **Solution aqueuse** : solution dont le solvant est l'eau

Avant dissolution, l'espèce en question peut être un solide, un liquide ou un gaz. Après dissolution, la solution peut être solide, liquide ou gazeuse, mais est le plus souvent liquide.

Exemple TM1.2 : Solutions

- ◇ De l'acide chlorhydrique gazeux dans de l'eau ;
- ◇ De l'éthanol liquide dans de l'eau ;
- ◇ Du sel ($\text{NaCl}_{(s)}$, solide ionique) dans de l'eau (les ions $\text{Na}_{(aq)}^+$ et $\text{Cl}_{(aq)}^-$ sont alors dissociés) ;
- ◇ Du sucre (solide moléculaire) dans de l'eau...

Notation TM1.1 : État de la matière

Il s'écrit entre parenthèses (et souvent en indice) :

- ◇ (g) pour un gaz, par exemple $\text{O}_2(\text{g})$;
- ◇ (s) pour un solide, par exemple $\text{Fe}(\text{s})$;
- ◇ (liq) ou (l) pour un liquide, par exemple $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$;
- ◇ (aq) pour un soluté, par exemple $\text{Na}_{(aq)}^+$.

I/C Transformations de la matière

♥ Définition TM1.7 : Équation-bilan

La matière peut subir différentes transformations, traduites par des **équations-bilan**, qui indiquent :

- ◇ les composants de départ (**réactifs**, R_i) et de fin (**produits**, P_j) avec leur état ;
- ◇ les proportions dans lesquelles ils apparaissent *via* les **nombre stœchiométriques** $\bar{\nu}$, entiers ou fractionnaires.

$$aA + bB = cC + dD \quad \text{ou} \quad \alpha_1 R_1 + \alpha_2 R_2 + \dots = \beta_1 P_1 + \beta_2 P_2 + \dots \quad \text{voire} \quad \sum_i \bar{\nu}_i R_i = \sum_j \bar{\nu}_j P_j$$

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 :

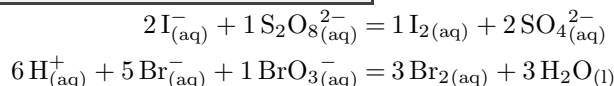
- ◇ = pour un bilan de matière sans supposer le sens réel de la réaction : $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$;

- ◇ $\longrightarrow$ pour indiquer que la réaction ne peut se faire dans l'autre sens : Réactifs $\longrightarrow$ Produits ;
- ◇ $\rightleftharpoons$ si les deux sens sont possibles et s'équilibrent : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Important TM1.1 : Équation bilan

- ◇ L'équation-bilan ne fait apparaître **que les espèces qui se transforment**¹ ;
- ◇ Il faut **toujours** vérifier qu'elle est équilibrée, tant en **nombre d'atome** qu'en **nombre de charges**.

Application TM1.3 : Équilibrage d'équation-bilan



Définition TM1.8 : Types de transformation

Nucléaire

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

Physique

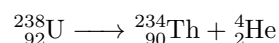
Au cours d'une **transformation physique**, un composant subit uniquement une **transition de phase**

Chimique

Au cours d'une **transformation chimique**, il y a **réorganisation** des atomes par **formation et rupture de liaisons chimiques**.

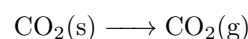
Exemple

Désintégration radioactive (type α) de l'uranium 238 :



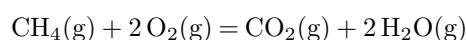
Exemple

Sublimation du dioxyde de carbone solide



Exemple

Combustion du méthane :



II Quantification des systèmes

II/A Systèmes physico-chimiques et grandeurs d'état

Définition TM1.9 : Système physico-chimique

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

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

♥ Définition TM1.10 : Grandeurs intensives et extensives

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

Extensive

X **proportionnelle** à la quantité de matière :

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

Intensive

X **indépendante** de la quantité de matière :

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

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

**Interprétation TM1.1 : Grandeurs intensives et extensives**

- ◇ **Extensive** : caractérise l'ensemble du système ;
- ◇ **Intensive** : est définie *localement*, en tout point du système.

Exemple TM1.3 : Grandeurs intensives et extensives

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. On a d'autres exemples :

- ◇ **Extensive** : masse, volume, charge électrique, énergie
- ◇ **Intensive** : température, pression, masse volumique, concentration

Remarque TM1.1 : Ni intensif ni extensif

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

II/B Mole et masses**II/B) 1 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 TM1.11 : Mole

La quantité de matière se note n et se définit par

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

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

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

Application TM1.4 : Atomes d'un clou

Soit un clou de masse $m = 6,0 \text{ g}$. Sachant qu'un atome de fer pèse $m_{\text{Fe}} = 9,37 \times 10^{-26} \text{ kg}$, déterminer le nombre d'atomes de fer, puis la quantité de matière de fer.

$$N = \frac{m}{m_{\text{Fe}}}$$

$$\text{A.N. : } N = 6,4 \times 10^{22}$$

$$\Leftrightarrow n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$

$$\text{A.N. : } n = 1,1 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

II/B) 2 Masse molaire**♥ Définition TM1.12 : 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 :

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

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.

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

Application TM1.5 : Masses molaires

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

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(\text{H}) + M(\text{O})$$

$$\Rightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M(\text{H}_2\text{O})}$$

$$\Rightarrow n = 55,6 \text{ mol}$$

II/B) 3 Fractions molaire et massique

♥ Définition TM1.13 : Frac° molaire, massique

Pour un **mélange homogène** avec d'espèces X_i , on définit :

◇ Fraction molaire : $x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$

◇ Fraction massique : $w_i = \frac{m_i}{\sum m_i} = \frac{m_i}{m_{\text{tot}}}$

Propriété TM1.2 : Fractions

En tant que fractions, on a évidemment

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



Application TM1.6 : Fractions molaires et massiques

L'air est constitué, en quantité de matière, à 80% de diazote N_2 et à 20% de dioxygène O_2 . En déduire les fractions molaires puis les fractions massiques.

On a $M(N_2) = 28,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(O_2) = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

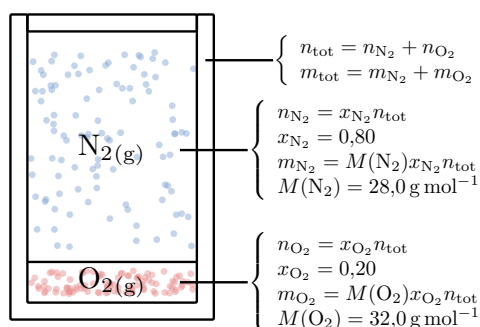


FIGURE TM1.2

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

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

A.N. : $w_{N_2} = 0,78$

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

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

A.N. : $w_{O_2} = 0,22$

II/B) 4 Masse volumique

♥ Définition TM1.14 : 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 :

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

Densité

Sa **densité** est le rapport de sa masse volumique **par rapport** à celle de l'eau :

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

Application TM1.7 : Masse volumique

Calculer la masse d'un volume $V = 0,500 \text{ L}$ d'acétone de $\rho = 0,784 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

$$m = \rho V \quad \text{avec} \quad \begin{cases} V = 0,500 \cdot (10 \text{ cm})^3 = 500 \text{ cm}^3 \\ \rho = 0,784 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \end{cases}$$

A.N. : $m = 392 \text{ g}$

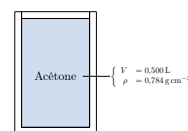


FIGURE TM1.3

II/C Espèces en solution

II/C) 1 Concentration molaire

♥ Définition TM1.15 : Concentration molaire

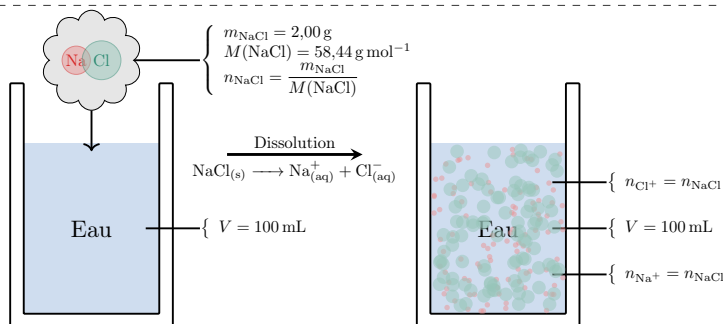
On appelle **concentration molaire** d'une solution le rapport entre la **quantité de matière** de soluté n et le **volume** V de la solution. Elle se note c ou $[X]$ avec X une substance, soit :

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

Application TM1.8 : Concentration molaire

On dissout une masse $m = 2,00$ g de sel NaCl(s) dans $V = 100$ mL d'eau. Déterminer la concentration en Na^+ dans la solution.

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



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

$$\Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = 0,342 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = [\text{Cl}^-]$$

II/C) 2 Concentration massique**♥ Définition TM1.16 : 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 :

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

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

$$c_m = cM$$

Application TM1.9 : Concentration massique

On dissout une masse $m = 2,00$ g de sel NaCl(s) dans $V = 100$ 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 $M(\text{Na}) = 22,99 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$c_{m,\text{Na}^+} = \frac{m_{\text{Na}^+}}{V} = \frac{n_{\text{Na}^+} M_{\text{Na}^+}}{V} = [\text{Na}^+] \cdot M_{\text{Na}^+} \Rightarrow c_{m,\text{Na}^+} = 7,86 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

II/C) 3 Dilution d'une solution**♥ Propriété TM1.3 : Dilution**

On peut **diminuer la concentration** de c dans un volume V en **diluant** jusqu'à V' , où c' tel que :

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

♥ Démonstration TM1.1 : Dilution

La quantité de matière de soluté ne change pas avec l'ajout de solvant, autrement dit **n est constant** :

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

II/D Espèces gazeuses**II/D) 1 Pression d'un gaz****♥ Définition TM1.17 : 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

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N}\cdot\text{m}^{-2}$$

ou $1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$

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.

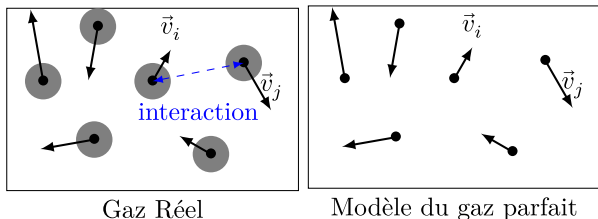
Pour de faibles altitudes, elle est de ≈ 1 bar, soit $10^5 \text{ N}\cdot\text{m}^{-2}$. C'est une **très grande force surfacique** qui cause notamment des phénomènes d'adhésion en cas de vide autre part.

II/D) 2

Modèle du gaz parfait

Définition TM1.18 : Gaz parfait

- Un gaz parfait est un modèle pour lequel :
- les particules sont assimilées à des points ;
 - elles sont sans interaction entre elles.



♥ Loi TM1.1 : Loi du gaz parfait

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

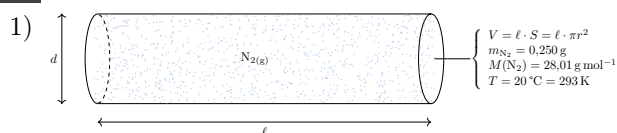
$$PV = nRT \quad \text{avec} \quad \begin{cases} P \text{ en Pa} \\ V \text{ en m}^3 \\ n \text{ en mol} \\ T \text{ en KELVIN (K)} \end{cases}$$

avec $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
la constante du gaz parfait

Application TM1.10 : Pression dans une seringue

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

- Faire un schéma ;
- Calculer le volume de la seringue ;
- Calculer la quantité de matière dans la seringue ;
- Calculer la pression exercée par le diazote.



- $V = \ell \cdot S \Leftrightarrow V = \ell \pi \frac{d^2}{4} = 49 \text{ cm}^3 = 49 \times 10^{-6} \text{ m}^3$
- $n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M(\text{N}_2)} = 8,93 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $P = \frac{nRT}{V} = 4,4 \times 10^5 \text{ Pa} = 4,4 \text{ bars}$

Définition TM1.19 : Volume molaire

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

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{Unités} \quad \text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1} \quad \text{ou} \quad \text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Application TM1.11 : Volume molaire

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

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

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

II/D) 3

Pression partielle

♥ Définition TM1.20 : Pression partielle

La **pression partielle** P_i d'une **espèce gazeuse** X_i au sein d'un mélange de **gaz parfaits** de volume V_{tot} et de température T est la **pression qu'aurait le système si X_i occupait seule le volume** :

$$P_i = \frac{n_{i,g}RT}{V_{\text{tot}}} \quad \text{tel que} \quad \sum_i P_i = P_{\text{tot}}$$

Attention, chaque gaz occupe réellement tout le volume puisque le mélange est supposé homogène.

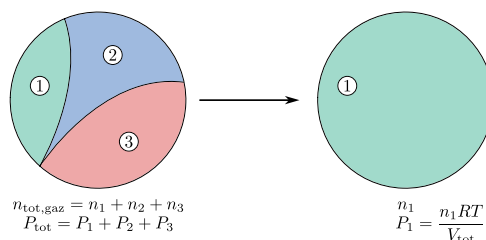


FIGURE TM1.4

II/D) 4 Loi de DALTON

♥ Loi TM1.2 : Loi de DALTON

Soit un mélange de gaz parfaits de pression totale P_{tot} . La pression partielle P_i de X_i est égale à la **pression totale pondérée par sa fraction molaire** $x_{i,g}$ dans le mélange :

$$P_i = x_{i,g} P_{\text{tot}}$$

Démonstration TM1.2 : DALTON

$$P_i = \frac{n_{i,g} RT}{V_{\text{tot}}} = \frac{n_{i,g}}{\underbrace{n_{g,\text{tot}}}_{x_i}} \times \frac{n_{g,\text{tot}} RT}{\underbrace{V}_{P_{\text{tot}}}}$$

$$\Leftrightarrow P_i = x_{i,g} P_{\text{tot}} \quad \blacksquare$$

Application TM1.12 : Pressions partielles par DALTON

Soit un mélange de gaz nobles contenu dans une enceinte de 100 L à la température $T = 298,3 \text{ K}$, avec 2 mol d'hélium He, 5 mol d'argon Ar et 10 mol de néon Ne. Calculer la **pression totale** dans l'enceinte ainsi que la **pression partielle de chacun** des gaz.

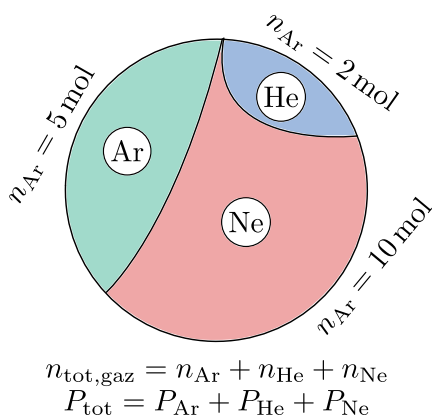


FIGURE TM1.5

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

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

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

$$P_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{tot,gaz}}} P_{\text{tot}} = 0,50 \times 10^5 \text{ Pa}$$

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

II/E Activité

♥ Définition TM1.21 : Activité chimique

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

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

Important TM1.2 : Activité chimique

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