# 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

# $oxed{A}$

# 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  $m_p =$  ;
- $\diamond$  les neutrons, de charge nulle et de masse  $m_n =$

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

Le nuage électronique est composé

 $\diamond$  d'électrons, de charge -e et de masse  $m_e =$ 

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 :

On écrit alors

 $\Diamond$ 

 $\Diamond$ 



### 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  $\approx 1000$  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

♦ L'atome de fer <sup>56</sup><sub>26</sub>Fe

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

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

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 :

 $\Diamond$ 

 $\Diamond$ 



# Application

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

♦ L'ion sodium <sub>11</sub>Na<sup>+</sup>

 $\diamond$  L'ion fer  $_{26}$ Fe $^{2+}$ 

♦ L'ion chlorure <sub>17</sub>Cl<sup>-</sup>

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

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.

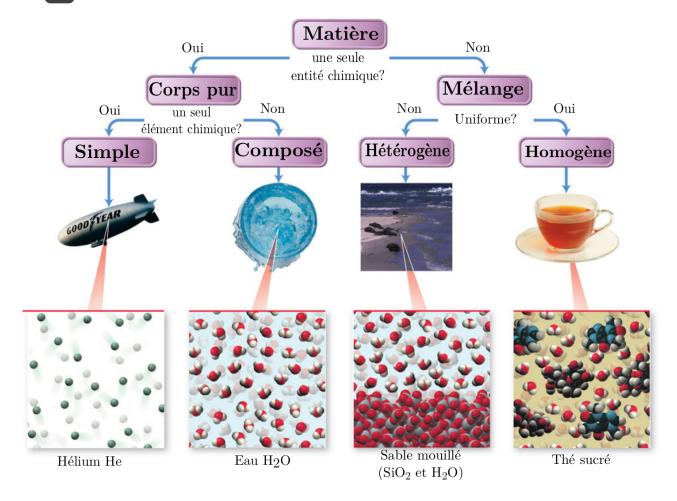
Ainsi, des atomes engagés dans une molécule sont **plus stables** que s'ils étaient seuls, d'où l'existence des molécules.



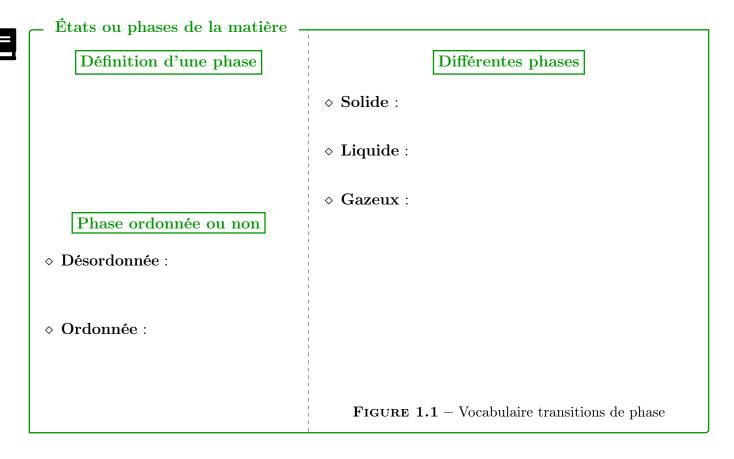
# Molécules

- $\diamond$  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



Lycée Pothier 4/13 MPSI – 2023/2024



# Solutés et solutions

- ♦ Solution :
- ♦ Soluté :
- ♦ Solution aqueuse :

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<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup> 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;
- ♦ (aq) pour un soluté.

Notations

- $\diamond$  Par exemple  $O_{2(g)}$ ;
- $\diamond$  Par exemple  $H_2O_{(lig)}$ ;
- ♦ Par exemple Fe<sub>(s)</sub>;
- ♦ Par exemple Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub>.

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  $Cl_{(aq)}^-$ .



# D Systèmes physico-chimiques



Systèmes Système	Fermé	Isolé

# E Transformations de la matière

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

 $\Diamond$ 

 $\Diamond$ 

 $\Diamond$ 

# Nombres stechiométriques

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

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



# Équation bilan –

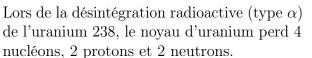
- ♦ L'équation-bilan ne fait apparaître que les espèces qui se transforment 1;
- ♦ Après l'écriture d'une réaction, il faut toujours vérifier qu'elle est équilibrée, tant en nombre d'atome qu'en nombre de charges.

I.E.1 Transformations nucléaires



Transformations nucléaires

Transformation nucléaire





Transformations physiques



Transformations physiques

Transformation physique -



Sublimation du dioxyde de carbone solide

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

# I.E.3 Transformations chimiques



# II | Quantification des systèmes

# A La mole

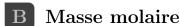
Les molécules réagissent dans des proportions bien précises, notamment pour conserver le nombre d'atome. Il serait donc utile de déterminer le nombre de molécules ou d'atomes qui peuvent réagir au sein d'un échantillon, mais on se rend vite compte que les nombres sont très grands et difficiles d'appréhension.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

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

# Atomes d'un clou -

Soit un clou de masse  $m=6\,\mathrm{g}$ . Sachant qu'un atome de fer pèse  $m_{\mathrm{Fe}}=9{,}37\times10^{-26}\,\mathrm{kg}$ , déterminer le nombre d'atomes de fer, puis la quantité de matière de fer.



B Masse molaire

Masse molaire

Masse molaire -

On relie n, m et M par :

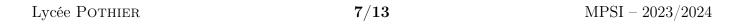
Unités

Masse molaire

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

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.





# Fractions molaire et massique

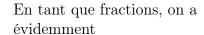


Fractions molaire et massique -

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

- ♦ Fraction molaire :
- ♦ Fraction massique :





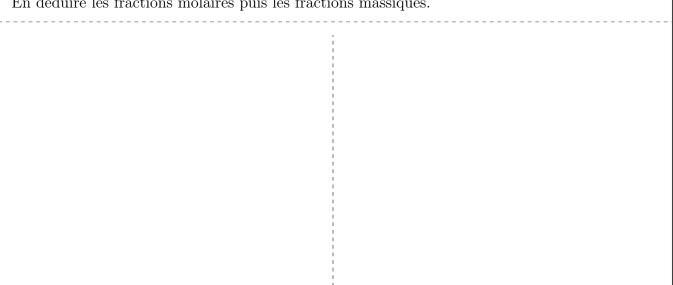


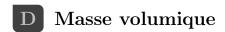


Application

L'air est constitué, en quantité de matière, à 80% de diazote  $N_2$  et à 20% de dioxygène  $O_2$ . 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.







Masse volumique et densité

# Masse volumique

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

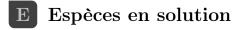
# Densité

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



Masse volumique —

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



II.E.1 Concentration 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 :



Concentration molaire

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

Déterminer la concentration en Na<sup>+</sup> dans la solution.

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

# 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 :

# Concentrations

On relie concentration **massique**  $c_m$  et **mo-**laire c par



Concentration molaire

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

Déterminer la concentration massique en Na<sup>+</sup> dans la solution.

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

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

### **Dilution**





[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** :

Unités

 $\Diamond$ 

 $\Diamond$ 

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  $\approx 1$  bar, soit  $10^5$  N·m<sup>-2</sup>. 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

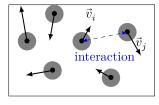


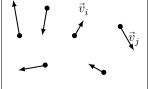
# Gaz parfait

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

 $\Diamond$ 

 $\Diamond$ 





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

avec

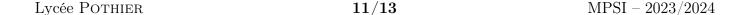


### **Application**

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  $M(\mathrm{N}_2) = 28,01\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$  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)
- 2)
- 3)







# Volume molaire

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

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  $p=1013\,\text{hPa}$ .



Unités

II.F.3 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 :



### 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  $\sum_i P_i = P$ .

II.F.4 Loi de DALTON



# Loi de Dalton

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

Loi de Dalton





# 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

II. Quantification des systèmes	13	
Grandeurs intensives et extensives  Intensive:  Extensive:  H Activité  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 <b>état sta</b>		
<b>♦</b>		
Activité chimique État physique	Activité	
Gaz (pur ou mélange)		

# $\bigcirc$

Activite chimique		
État physique	Activité	
Gaz (pur ou mélange)		
Liquide ou solide (PUR)		
Soluté (assez dilué)		
Solvant		