

Chimie : quelques rappels utiles

I. Structure de la matière

I.1. Les différents éléments

D'après Wikipédia :

Le tableau périodique des éléments, également appelé table de Mendeleïev, ou classification périodique des éléments, représente tous les éléments chimiques, ordonnés par numéro atomique croissant et organisés en fonction de leur configuration électronique, laquelle sous-tend leurs propriétés chimiques.

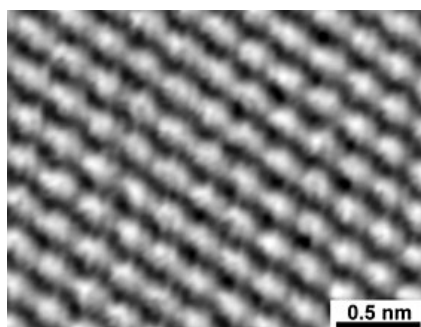


FIGURE 1 : Atomes de carbone à la surface de graphite observés par microscope à effet tunnel.

La plus petite entité caractéristique d'un élément est l'**atome** (du grec ancien *atomos*, « insécable »).

Les atomes peuvent se combiner chimiquement pour former des **molécules** (exemple : H₂O).

I.2. Caractéristiques de l'atome

Un atome est constitué d'un **noyau** entouré d'**électrons** formant un "nuage électronique".

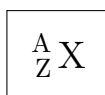
Le noyau est lui même constitué de **nucléons** reliés par l'interaction forte :

- des **protons** de charge positive $+e$
- des **neutrons** de charge nulle

Chaque électron porte une charge négative $-e$.

La charge élémentaire e fait partie désormais des constantes fondamentales fixées en unité SI :
 $e = 1,602\,176\,634 \cdot 10^{-19}$ C. On retient $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

On représente l'atome d'un élément X par :



- **Z numéro atomique** = nombre de protons du noyau. C'est lui qui caractérise l'élément.
- **A nombre de masse** = nombre de nucléons (protons+neutrons) du noyau

Exemples : ${}^1_6\text{C}$; ${}^{13}_6\text{C}$; ${}^{14}_6\text{C}$.

Comment qualifie-t-on ces différents atomes ?

Citer une utilisation du ${}^{14}_6\text{C}$.

Un atome étant neutre, il possède un nombre d'électrons égal au nombre de protons.

La taille d'un atome est de l'ordre de 10^{-10} m soit 1 \AA (angström).

La taille du noyau est de l'ordre du femtomètre (10^{-15} m).

📎 Calculer le rapport des volumes occupés par l'atome et par le noyau en supposant ces volumes sphériques. Commenter.

I.3. Molécules, ions

En général les **atomes** s'associent entre eux pour former des **molécules**. Une molécule est un groupement d'atomes reliés par des liaisons chimiques et globalement neutre (exemples : O₂, H₂O, CH₄).

Un atome, ou une molécule, peuvent gagner ou perdre des électrons. On distingue

- les **anions** de charges négatives (exemples : Cl⁻, SO₄²⁻).
- les **cations** de charges positives (exemples : Na⁺, Cu²⁺).

I.4. Les différents états d'un corps pur

Un **corps pur** ne comporte qu'une seule espèce chimique. On distingue

- le **corps pur simple** : constitué un seul élément chimique (exemple : le carbone C, le dioxygène O₂...)
- le **corps pur composé** : constitué de plusieurs éléments chimiques (exemple : H₂O, NH₃).

Un mélange eau+alcool n'est pas un corps pur. De même un alliage de deux métaux n'est pas un corps pur.

On distinguera trois états : l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux (ou état vapeur).

- L'**état solide** est un état compact, c'est-à-dire que les distances entre particules constitutives (atomes ou molécules) sont faibles, celles-ci étant quasiment au contact les unes des autres. Les particules sont rangées dans un état ordonné, présentant une périodicité spatiale (voir FIGURE 1). Les forces de liaisons sont suffisamment importantes pour conférer au solide cohésion et rigidité. Notamment, les solides possèdent un volume propre et ne peuvent s'écouler.
- L'**état liquide** est aussi un état compact de la matière, avec des particules quasiment au contact. Contrairement aux solides, les liquides ne sont pas ordonnés et les atomes ou molécules, moins liées que dans un solide, peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres. En conséquence les liquides possèdent un volume propre, mais peuvent s'écouler.
- L'**état gazeux**. Dans un gaz, les particules sont très éloignées les unes des autres, c'est-à-dire situées à des distances grandes par rapport à la taille propre des particules. Vu la distance entre les particules, les interactions entre celles-ci sont assez faibles. Par conséquent un gaz occupe la totalité du volume auquel il peut accéder.

On appelle **phase** une forme de la matière qui est uniforme en tout point par sa composition chimique et par son état physique.

II. Quantité de matière : la mole

Plutôt que de compter le nombre d'atomes ou de molécules contenus dans une bouteille d'eau on compte le nombre de moles. Une mole contient 6, 022 140 76.10²³ atomes ou molécules. Dans la nouvelle définition du système SI, la **constante d'Avogadro** a été fixée à

$$\mathcal{N}_a = 6, 022 140 76.10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Si le système étudié contient N atomes ou molécules d'un composé X alors il en contient n moles avec :

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

Un corps pur donné est caractérisé par sa masse molaire M_X : c'est la masse d'une mole de ce corps pur. On a $M_X = \mathcal{N}_A m_X$ où m_X est la masse d'un atome ou d'une molécule. Le nombre de moles contenues dans une masse m de corps vaudra donc :

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

Exercice :

On donne la masse molaire de l'eau $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$, ainsi que sa masse volumique $\rho = 1,0 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$. Déterminer le nombre de moles d'eau contenues dans une bouteille de volume $V = 1,5 \text{ L}$.

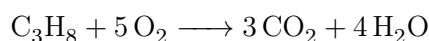
Masse d'eau contenue dans la bouteille : $m = \rho V$

$$n = \frac{\rho V}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1,0 \cdot 10^3 \times 1,5 \cdot 10^{-3}}{18,0 \cdot 10^{-3}} = \frac{1,5 \cdot 10^3}{18} = \frac{0,5}{6} 10^3 = \frac{500}{6} = 83 \text{ mol}$$

III. Réaction chimique

III.1. Schéma réactionnel

Une réaction chimique est décrite par une équation bilan. Par exemple la réaction de combustion :



On a supposé ici la réaction totale.

Les espèces chimiques de gauche sont les **réactifs** et celles de droites sont les **produits**. On peut également préciser l'état solide, liquide ou gazeux de chacun des réactifs ou des produits. L'ensemble des réactifs et des produits est parfois appelé **réactants**.

Les coefficients placés devant chaque espèce chimique sont appelés **coefficients stoechiométriques** (ici : 1 devant C_3H_8 , 5 devant O_2 , 3 devant CO_2 et 4 devant H_2O). Les quantités de réactifs consommés et de produits formés sont liées par ces coefficients.

– 1 molécule de C_3H_8 réagit avec 5 molécules de O_2 pour donner 3 molécules de CO_2 et 4 molécules de H_2O .

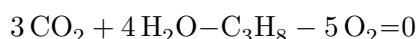
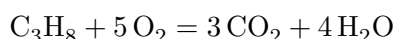
Ainsi, par proportionnalité :

– N molécules C_3H_8 réagissent avec $5N$ molécules de O_2 pour donner $3N$ molécules de CO_2 et $4N$ molécules de H_2O

– 1 mol de C_3H_8 réagit avec 5 mol de O_2 pour donner 3 mol de CO_2 et 4 mol de H_2O .

– n_0 mol de C_3H_8 réagissent avec $5n_0$ mol de O_2 pour donner $3n_0$ mol de CO_2 et $4n_0$ mol de H_2O .

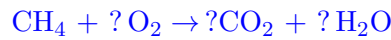
Notation algébrique de la réaction :



$$\sum_i \nu_i A_i = 0 \quad \text{avec} \quad \begin{cases} \nu_i > 0 & \text{pour un produit} \\ \nu_i < 0 & \text{pour un réactif} \end{cases}$$

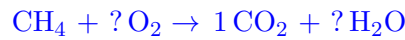
Entraînez-vous :

Écrire la réaction de combustion du méthane CH_4 puis précisez les coefficients stœchiométriques algébriques pour chaque espèce chimique présente.

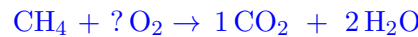


Pour équilibrer la réaction on assure :

– la conservation du nombre d'atomes de carbone $\rightarrow 1\text{CO}_2$ à droite.



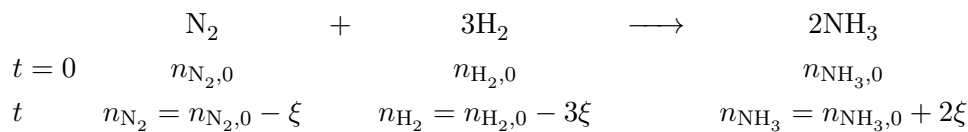
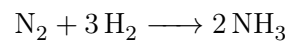
– la conservation du nombre d'atomes d'hydrogène $\rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ à droite.



On a alors 4 atomes d'oxygène à droite. Pour conserver le nombre d'atomes d'oxygène il faut placer 2O_2 à gauche.



On en déduit $\nu_{\text{CO}_2} = 1$, $\nu_{\text{H}_2\text{O}} = 2$, $\nu_{\text{CH}_4} = -1$ et $\nu_{\text{O}_2} = -2$

III.2. Avancement d'une réaction

avec ξ l'avancement de la réaction tel que : $n_i = n_{i,0} + \nu_i \xi$. On peut donc écrire pour un constituant i :

$$\xi = \frac{n_i - n_{i,0}}{\nu_i}$$

$$d\xi = \frac{dn_i}{\nu_i}$$

avec la convention d'algébrisation des coefficients stœchiométriques.

III.3. Réactif limitant

Une réaction s'arrête quand un des réactifs vient à manquer. On a alors $n_i = 0$. Le **réactif limitant** est celui pour lequel n_i s'annule en premier, donc pour la plus petite valeur de ξ telle que $n_i = n_{i,0} - |\nu_i| \xi = 0$ (car pour un réactif $\nu_i < 0$).

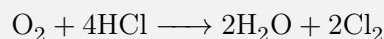
La valeur finale de l'avancement, lorsque tout le réactif limitant est consommé vaut

$$\xi_f = \min \left(\frac{n_{i_0}}{|\nu_i|} \right)$$

Un réactif peut être limitant s'il est en trop faible quantité au départ ou si la réaction en consomme beaucoup (son coefficient stœchiométrique est élevé en valeur absolue).

Exercice :

On considère la réaction suivante :



On fait réagir 3 mol de O_2 avec 5 mol de HCl.

- Déterminer le réactif limitant.
- Réaliser le tableau d'avancement (*état initial, état intermédiaire, état final*).

Solution :

- Si O_2 est le réactif limitant $\xi_f = \frac{3}{1} = 3$ mol.
Si HCl est le réactif limitant $\xi_f = \frac{5}{4} = 1,25$ mol.
C'est donc HCl le réactif limitant avec $\xi_f = \frac{5}{4} = 1,25$ mol.
-

	O_2	+	4HCl	\longrightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$	+	2Cl_2
$t = 0$	3		5		0		0
t	$3 - \xi$		$5 - 4\xi$		2ξ		2ξ
t_f	$3 - \xi_f = 1,75$		$5 - 4\xi_f = 0$		$2\xi_f = 2,5$		$\xi_f = 2,5$

Une réaction s'effectue dans les proportions stœchiométriques lorsque les rapports $\frac{n_{i,0}}{|\nu_i|}$ sont les mêmes pour tous les réactifs. Dans ce cas, si la réaction est totale, dans l'état final tous les réactifs ont disparu et les produits sont apparus dans les proportions stœchiométriques.

En reprenant l'exemple précédent, pour que les proportions soient stœchiométriques il faudrait que le nombre de moles de HCl soit égal à quatre fois le nombre de moles de O_2 .

Exercice :

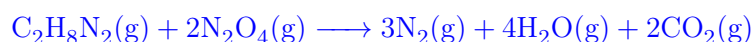
Le premier étage de la fusée Ariane IV était équipé de moteurs Viking qui utilisaient la diméthylhydrazine (DMHA), de formule $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$, comme combustible et le tétraoxyde de diazote, de formule N_2O_4 comme comburant. Ces espèces chimiques réagissent entre elles à l'état gazeux. La réaction donne du diazote, de l'eau et du dioxyde de carbone, tous à l'état gazeux. La fusée emporte une masse $m = 50,0$ tonnes de DMHA et une masse m_c de N_2O_4 .

- Écrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- Calculer la quantité de matière n_0 de DMHA emportée.
- En déduire la quantité de matière puis la masse m_c de N_2O_4 à emporter pour que le mélange initial soit stœchiométrique.

Données : $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$,
 $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Solution :

- On assure la conservation du nombre d'atomes de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote.



- Masse molaire de DMHA : $M_{\text{DMHA}} = 2 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 2 \times 14,0 = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

$$n_0 = \frac{m}{M_{\text{DMHA}}} = \frac{50,0 \cdot 10^3}{60,0 \cdot 10^{-3}} = 8,33 \cdot 10^5 \text{ mol}$$

- c) Les conditions stoechiométriques sont assurées lorsque la quantité de tétraoxyde de diazote embarquée vaut $n = 2n_0 = 1,67 \cdot 10^6$ mol, soit une masse $m_c = 2n_0 M(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \frac{M(\text{N}_2\text{O}_4)}{M_{\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2}} m$.

$$M(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \times 14,0 + 4 \times 16,0 = 92,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad m_c = 2 \frac{92,0}{60,0} 50,0 = 153 \text{ t}$$

Extrait du programme :

Capacité exigible : effectuer un bilan de matière lors d'une réaction chimique.
