

Leçon 10. Lois chimiques



I. Loi de conservation de masse ou Loi de Lavoisier

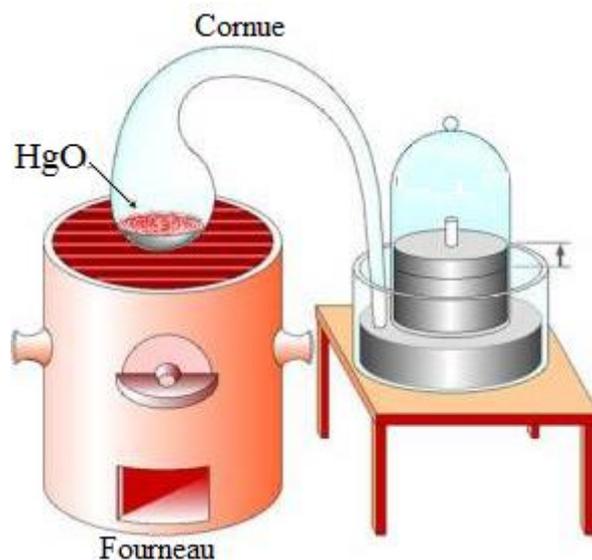


Fig 10.1 Expérience de Lavoisier

En 1774, Lavoisier (Antoine-Laurent de Lavoisier : 1743-1794), chimiste français, chauffe de l'oxyde de mercure (HgO) solide dans un récipient fermé, en présence de charbon de bois. L'oxyde, une poudre rougeâtre, se transforme en mercure métallique et un gaz de dioxygène. L'étude montre que la masse de l'oxyde de mercure est égale à la somme des masses de mercure métallique et de dioxygène.

Énoncé moderne de Lavoisier

« Lors d'une réaction chimique qui se déroule en milieu fermé, la somme des masses des réactifs est toujours égale à la somme des masses des produits formés »

Exemple : $A + B \longrightarrow C + D$

$\text{masse de A} + \text{masse de B} = \text{masse de C} + \text{masse de D}$

❖ Remarque

La loi de conservation de masse ne pourrait pas être utilisée pour expliquer un système ouvert ou certaines réactions.

1) Système ouvert

Dans le système ouvert, la masse se transfère dans l'environnement ce qui est en cause que les masses des réactifs ne sont pas égaux aux masses des produits formés.

2) Dans le cas d'une réaction nucléaire, la masse des noyaux des constituants de départ et d'arrivée est différente. Cette différence se traduit sous forme d'énergie par la célèbre relation de la relativité d'Einstein :

$$E = m.c^2$$

E = énergie libérée lors de la réaction

m = écart de masse entre l'état initial et l'état final

c = vitesse de la lumière (300 000 km/s)

Exemples de calculs de conservation de masse

Exemple 1 : La combustion totale de 14 g de fer et du soufre donne 22 g de sulfure de fer (FeS). Quelle est la masse de soufre utilisé pour cette combustion ?

Solution

La réaction s'écrit : $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$

D'après la loi de conservation de masse :

$$m(\text{Fe}) + m(\text{S}) = m(\text{FeS})$$

$$\Rightarrow m(\text{S}) = m(\text{FeS}) - m(\text{Fe}) = 22 - 14 = \mathbf{8 \text{ g}}$$

Exemple 2 : On fait réagir 3,5 g de zinc (Zn) avec 5,2 g de la solution d'acide sulfurique (H₂SO₄). On obtient 6,8 g de sulfate de zinc (ZnSO₄) et 1,4 g de dihydrogène (H₂). Quelle est la masse de zinc restant ?

Solution

La réaction s'écrit : $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

Donnée de l'énoncé

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 + \text{Zn restant}$

3,5 g 5,2 g 6,8 g 1,4 g x

Masse des réactifs = m(Zn) + m(H₂SO₄) = 3,5 g + 5,2 g = 8,7 g

Masse des produits formés = m(ZnSO₄) + m(H₂) + m(Zn) restant
= 6,8 g + 1,4 g + x = 8,2 g + x

D'après la loi de conservation de masse :

Masse des réactifs = masse des produits

$$8,7 \text{ g} = 8,2 \text{ g} + x \quad \Rightarrow x = 8,7 - 8,2 = \mathbf{0,5 \text{ g}}$$

II. Loi de proportions définies



Fig 10.2 Combinaison de l'hydrogène et d'oxygène

La loi des proportions définies est une loi pondérale énoncée par Joseph Proust, en 1797, selon laquelle « un composé chimique pur contient toujours les mêmes éléments combinés dans les mêmes proportions en masse ».

On peut, par exemple, mesurer que, quelle que soit la masse d'eau considérée, le rapport entre la masse d'hydrogène et la masse d'oxygène entrant dans sa composition est toujours de 1 pour 8.

Considérer le tableau de la relation d'association de l'hydrogène et d'oxygène dans la composition de l'eau.

Expérience	Masse utilisée (g)		Masse restante (g)		Masse de l'eau (g)	Rapport en masse de H : O
	H	O	H	O		
1	2	16			18	1 : 8
2	3	16	1		18	1 : 8
3	4	16	2		18	1 : 8

Exemple de calcul des proportions définies

Exemple

Quelles masses du fer (Fe) et du soufre (S) qui s'unissent pour former 44 g du sulfure de fer (II). Le rapport entre la masse du fer et du soufre entrant dans sa composition est de 7 : 4.

Solution

La réaction s'écrit : $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$

$$\frac{56 \text{ g}}{m(\text{Fe})} = \frac{32 \text{ g}}{m(\text{S})} = \frac{88 \text{ g}}{44 \text{ g}}$$

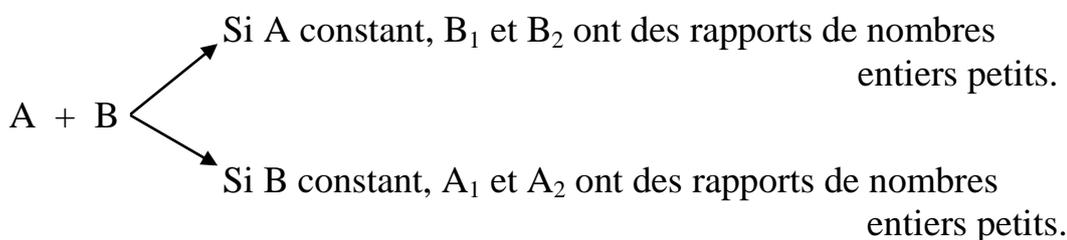
$$\Rightarrow m(\text{Fe}) = \frac{56 \text{ g} \times 44 \text{ g}}{88 \text{ g}} = \mathbf{28 \text{ g}}$$

$$\Rightarrow m(\text{S}) = \frac{32 \text{ g} \times 44 \text{ g}}{88 \text{ g}} = \mathbf{16 \text{ g}}$$

III. Loi des proportions multiples

La loi des proportions multiples est une loi énoncée par John Dalton, en 1803 : « Quand deux éléments se combinent pour former une série de composés, les masses d'un des deux éléments qui se combinent avec une masse donnée de l'autre élément forment un rapport dont les termes sont des petits nombres entiers. »

Si deux corps simples A et B forment plusieurs composés AB_1 , AB_2 , les proportions peuvent être :



Exemple : Déterminer les différentes proportions d'oxygène par rapport à l'azote dans NO, NO₂ et N₂O₃. (Données : N = 14 ; O = 16)

❖ Considérer que la masse de l'azote (N) est constante, les proportions en masse d'oxygène dans NO, NO₂ et N₂O₃ les suivantes :

$$\frac{O}{N} : \frac{O_2}{N} : \frac{O_3}{N_2} \Rightarrow \frac{16}{14} : \frac{32}{14} : \frac{48}{32} \quad \text{d'où } \mathbf{2 : 4 : 3}$$

Règle d'utilisation la loi des proportions multiples

a) On peut utiliser une masse constante de n'importe quel élément tel que A et B se combinent ensemble.

- si on choisit A constant, il faut prendre les proportions en masse de B.
- si on choisit B constant, il faut prendre les proportions en masse de A.

- b) On peut prendre n'importe quelle masse constante de l'élément choisi, la réponse est toujours la même (on préfère utiliser 1 g pour la masse constante)
- c) On pourrait obtenir deux bonnes réponses.
- d) En général, les proportions multiples ne sont liées qu'à deux éléments.

Exemple 1 :

	FeO			Fe ₂ O ₃		
Fe (g)	77,78	$\frac{77,78}{22,22}$	1	70	$\frac{70}{30}$	1
O (g)	22,22	1	$\frac{22,22}{77,78}$	30	1	$\frac{30}{70}$

Exprimées par rapport à une masse constante de 1 g de fer, les différentes proportions en masse d'oxygène est $\frac{22,22}{77,78} : \frac{30}{70} = \mathbf{2 : 3}$

Ramenées à une masse constante de 1 g d'oxygène, les différentes proportions en masse de fer est $\frac{77,78}{22,22} : \frac{70}{30} = \mathbf{3 : 2}$

Ces résultats sont bien conformes à la loi des proportions multiples.

Exemple 2 :

Na₂CO₃ peut former 2 espèces de sels précipités, chaque espèce constitue de l'eau précipitée de 63% et 14,52% en masse. Démontrer que ces données confirment la loi des proportions multiples.

Représentation du tableau

	Sel précipité 1			Sel précipité 2		
eau précipitée	63	$\frac{63}{37}$	1	14,52	$\frac{14,52}{85,48}$	1
sel anhydre	37	1	$\frac{37}{63}$	85,48	1	$\frac{85,48}{14,52}$

Exprimées par rapport à une masse constante de 1 g d'eau précipitée, les différentes proportions en masse de sel anhydre est :

$$\frac{37}{63} : \frac{85,48}{14,52} = \mathbf{1 : 10}$$

Ramenées à une masse constante de 1 g de sel anhydre, les différentes proportions en masse d'eau précipitée est $\frac{63}{37} : \frac{14,52}{85,48} = \mathbf{10 : 1}$

Ces résultats sont bien conformes à la loi des proportions multiples.

IV. Loi d'Avogadro

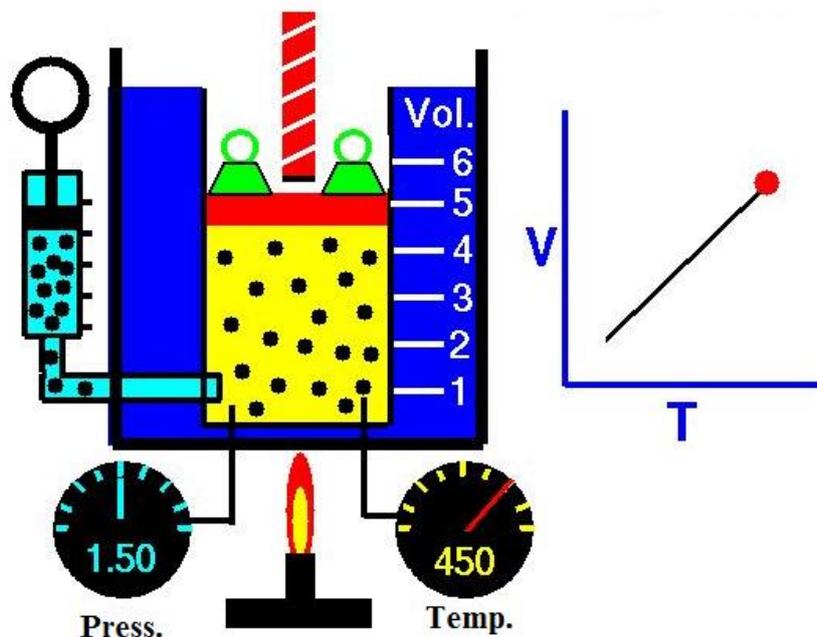


Fig 10.3 Montage volume pression

En 1811, le physicien et chimiste italien Amedeo Avogadro (1776-1865), a découvert une loi appelée loi d'Avogadro. Cette loi énonce que : « dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de gaz différents contiennent le même nombre de molécules ».

Exemple : Dans les mêmes conditions, 1 litre de chacun des gaz suivants, O_2 , H_2 , HCl , CH_4 , possède le même nombre de molécules.

L'hypothèse d'Avogadro confirme la loi volumique des combinaisons gazeuses de Gay Lussac par des volumes égaux de gaz dans les mêmes conditions contiennent le même nombre de molécules. On peut encore utiliser cette hypothèse pour écrire les réactions chimiques et déterminer la formule des molécules gazeuses.

22,4 dm³ de H_2 gazeux possède $6,02 \times 10^{23}$ molécules

22,4 dm³ d' He gazeux possède $6,02 \times 10^{23}$ atomes

22,4 dm³ de Cl_2 gazeux possède $6,02 \times 10^{23}$ molécules

À partir des lois d'Avogadro et de Gay Lussac, on peut calculer :

- La quantité de gaz dans les réactions chimiques.
- La formule des molécules.

Exemple (1)

En faisant réagir 10 cm^3 d'un gaz A avec un excès de gaz B. Quel volume de gaz C obtient-on ?

L'équation de réaction étant : $2 \text{ A} + 3 \text{ B} \longrightarrow 4 \text{ C}$

Solution

$$2 \text{ A} + 3 \text{ B} \longrightarrow 4 \text{ C}$$

$$\frac{2 V}{10 \text{ cm}^3} = \frac{4 V}{x} \quad \Rightarrow \quad x = \frac{4 V \times 10 \text{ cm}^3}{2 V} = 20 \text{ cm}^3$$

Exemple (2)

La décomposition de 50 cm^3 d'un gaz d'oxyde de chlore Cl_xO_y par la chaleur donne 50 cm^3 du dichlore (Cl_2) et 25 cm^3 du dioxygène (O_2), tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression. Déterminer la formule de cet oxyde de chlore.

Solution

Dans la molécule d'oxyde de chlore Cl_xO_y :

x est le nombre d'atomes de chlore (Cl)

y est le nombre d'atomes d'oxygène (O)

L'équation de la réaction s'écrit : $\text{Cl}_x\text{O}_y (\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

D'après la loi de Gay Lussac on a :

$$\begin{array}{l} 50 \text{ cm}^3 \quad \longrightarrow \quad 50 \text{ cm}^3 \quad 25 \text{ cm}^3 \\ \text{ou} \quad 2 \text{ cm}^3 \quad \longrightarrow \quad 2 \text{ cm}^3 \quad 1 \text{ cm}^3 \end{array}$$

D'après la loi d'Avogadro :

2 molécules 2 molécules 1 molécule

L'équation équilibrée est donc : $2 \text{ Cl}_x\text{O}_y \xrightarrow{\Delta} 2 \text{ Cl}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Déterminer la valeur de x

D'après la formule : $2 \text{ Cl}_x\text{O}_y \xrightarrow{\Delta} 2 \text{ Cl}_2(\text{g})$

on a $2x = 2 \times 2 \Rightarrow x = 2$

Déterminer la valeur de y

D'après la formule : $2 \text{ Cl}_x\text{O}_y \xrightarrow{\Delta} 1 \text{ O}_2$

on a $2y = 1 \times 2 \Rightarrow y = 1$

La formule de ce gaz est : Cl_2O

V. Loi de Gay Lussac

En **1809**, le physicien français, Gay Lussac (**1778-1850**), a découvert la loi volumétrique des combinaisons gazeuses : « Quant deux gaz se combinent entre eux, les volumes sont, entre eux, dans des rapports

simples, et sont dans des rapports simples avec le volume du composé obtenu pris à l'état gazeux ».

Cette réglementation peut créer un tableau comparatif suivant :

Volume des réactifs gazeux		Volume de produits gazeux	Rapport volumique
H ₂ 1 cm ³	Cl ₂ 1 cm ³	HCl 2 cm ³	1 : 1 : 2
N ₂ 1 cm ³	H ₂ 3 cm ³	NH ₃ 2 cm ³	1 : 3 : 2
NO 2 cm ³	O ₂ 1 cm ³	NO ₂ 2 cm ³	2 : 1 : 2
H ₂ 2 cm ³	O ₂ 1 cm ³	H ₂ O 2 cm ³	2 : 1 : 2

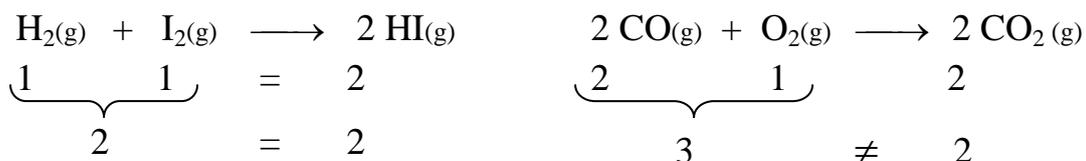
Exemple : N₂ + H₂ —→ NH₃
 1^{ère} expérience 30 cm³ 90 cm³ 60 cm³
 (mesurés dans les mêmes conditions)

Rapport volumique 1 : 3 : 2

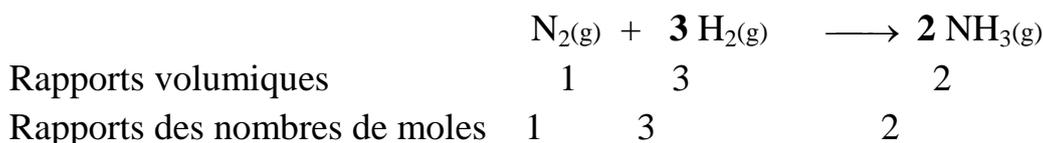
2^{ème} expérience 4 L 12 L 8 L
 1 : 3 : 2

L'équation équilibrée est donc : N₂ + **3** H₂ —→ **2** NH₃

Les principales caractéristiques des lois de Gay Lussac et d'Avogadro :
 Les volumes des réactifs gazeux peuvent être **égaux** ou **non** aux volumes des produits gazeux dans les réactions chimiques, par exemple :



Les rapports volumiques des gaz sont égaux aux rapports des nombres de moles dans la même réaction chimique, par exemple :

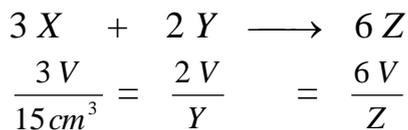


Exemple

On donne la réaction suivante 3 X + 2 Y —→ 6 Z

On fait réagir 15 cm³ du gaz X avec 30 cm³ du gaz Y. Calculer :

- le volume du gaz Z obtenu.
- le volume du gaz Y utilisé dans la réaction.

Solution

$$\text{a) } Z = \frac{6 V \times 15 \text{ cm}^3}{3 V} = 30 \text{ cm}^3$$

$$\text{b) } Y = \frac{2 V \times 15 \text{ cm}^3}{3 V} = 10 \text{ cm}^3$$



Exercices

1. Quand on fait chauffer un mélange de 10 g de zinc (Zn) et 2 g de soufre (S), il y a formation de sulfure de zinc (ZnS). Après la réaction, il reste 5,92 g de zinc. Quelle masse de sulfure de zinc obtenu ?
2. On fait réagir une masse de 3 g d'un corps A avec 10 cm³ d'une solution B de densité 0,99 g/cm³. On obtient une solution C de masse 12,7 g et un gaz D qui se dégage, en respectant la loi de conservation de masse, quelle est la masse du gaz D dégagé ?
3. Un composé de sulfure de fer contient 65% en masse de fer, si on fait réagir 10 g de fer et 10 g de soufre
 - a) Quel est le réactif restant en excès ? Quelle est sa masse ?
 - b) Quel est le produit formé ? Quelle est sa masse ?
4. La combustion de 0,455 g de magnésium (Mg) avec 2,315 g de dioxygène (O₂) fournit d'oxyde de magnésium (MgO). Après la réaction, il reste 2,025 g de dioxygène, quelle est la masse de cet oxyde de magnésium ?
5. En faisant passer 0,25 g du dihydrogène (H₂) gazeux au-dessus de 7,25 g d'oxyde de fer (FeO), porté à haute température. On obtient 5,25 g du fer et 2,25 g d'eau. Démontrer si cette réaction respecte ou non la loi de conservation de masse ?
6. Quand on fait chauffer un mélange de 7,12 g de magnésium (Mg) et 1,8 g de dibrome (Br₂), il y a formation de 2,07 g du bromure de magnésium (MgBr₂). Calculer la masse restante de magnésium dans cette réaction.
7. La combustion de 2,58 g de magnésium (Mg) avec 1,6 g de dioxygène (O₂) fournit 4 g d'oxyde de magnésium (MgO). Après la réaction, il reste 0,18 g de magnésium. Cette réaction respecte-t-elle la loi de conservation de masse ? Pourquoi ?

8. La réaction de 2,86 g du carbonate de sodium (Na_2CO_3) avec 0,73 g d'acide chlorhydrique (HCl) donne 1,98 g de sel de cuisine ; si cette réaction respecte la loi de conservation de masse, quelle masse de dioxyde de carbone (CO_2) dégagé ?
9. Trois élèves préparent chacun du sulfure de fer (FeS). Les résultats obtenus sont dans le tableau ci-dessous :

Élève	masse de Fe utilisé (en g)	masse de FeS utilisé (en g)
1	5,6	8,8
2	11,2	20,8
3	8,4	14,5

Quelle expérience respecte la loi de conservation de masse ?

- a) élève 1 et 2
- b) élève 2 et 3
- c) élève 1 et 3
- d) seul l'élève 1

