

EXTRAIT DES PAGES 12 A 15

REMISE A NIVEAU PHYSIQUE-CHIMIE N°2 :

LES MOLECULES

I. Liaisons covalentes

1. Définition

On appelle **liaison covalente** entre deux atomes la mise en commun entre ces deux atomes, de leurs électrons célibataires.

2. Les différents types de liaisons covalentes

↳ Lorsque chaque atome engagé dans la liaison covalente met en commun un seul électron, on obtient une **liaison covalente simple** symbolisée par un tiret (—).

↳ Lorsque chaque atome engagé dans la liaison covalente met en commun deux électrons, on obtient une **liaison covalente double** symbolisée par un double tiret (=).

↳ Lorsque chaque atome engagé dans la liaison covalente met en commun trois électrons, on obtient une **liaison covalente triple** symbolisée par un triple tiret ($\equiv$).

II. Généralités sur les molécules

1. Définition

On appelle **molécule** une association de plusieurs atomes liés les uns aux autres par des liaisons chimiques.

2. Formule chimique brute d'une molécule

↳ Chaque molécule est identifiée par sa formule chimique brute qui précise les atomes (notés par leurs symboles) et leur nombre, présents dans la molécule. Dans l'écriture de la formule brute, le nombre de chaque atome est indiqué en notation indicée immédiatement après l'atome correspondant (lorsque l'atome est unique, le 1 n'est pas noté).

↳ La formule brute d'une molécule est donc l'écriture obtenue par la succession des symboles des atomes qui la composent au bas (position indicée) de chacun desquels on précise le nombre de l'atome dans la molécule.

3. Exemples

↳ **Le dioxygène** (gaz respiratoire) a pour formule O_2 : il est constitué de 2 atomes d'oxygène (O).

↳ **Le dioxyde de carbone** (ou gaz carbonique) a pour formule CO_2 : il est constitué de 1 atome de carbone (C) et de 2 atomes d'oxygène (O).

↳ **L'eau** (connue comme le pain) a pour formule H_2O : elle est constituée de 2 atomes d'hydrogène (H) et de 1 atome d'oxygène (O).

↳ **L'éthanol** (ou alcool éthylique qui est l'alcool usuel) a pour formule $C_2H_5 - OH$: il est constitué de 2 atomes carbone (C) ; de 6 atomes d'hydrogène (H) et de 1 atome d'oxygène (O).

↳ **L'acide thioglycolique** (tant utilisé en coiffure dans les liquides à permanente notamment) a pour formule $HS - CH_2 - COOH$: il est constitué de 1 atome de soufre (S) ; de 2 atomes de carbone (C) ; de 4 atomes d'hydrogène (H) et de 2 atomes d'oxygène (O).

↳ **Le butane** (gaz de cuisine) a pour formule C_4H_{10} : il est constitué de **4 atomes de carbone (C)** et de **10 atomes d'hydrogène (H)**.

FICHE METHODOLOGIQUE (A BIEN RETENIR)

↳ Dans la formule brute d'une molécule, le nombre de chaque atome est noté (ou précisé) immédiatement (en position indicé), après l'écriture du symbole de cet atome dans la molécule.

↳ Lorsque dans la formule brute d'une molécule, plusieurs atomes sont placés entre des parenthèses, le nombre placé immédiatement (en position indicé) à droite des parenthèses, multiplie le nombre de chaque atome présent dans les parenthèses.

☛ Par exemple, dans le nitrate de calcium de formule $Ca(NO_3)_2$, il y a : 1 atome de calcium (Ca) ; 2 atomes (2×1) d'azote (N) et 6 atomes (2×3) d'oxygène (O).

APPLICATION N°10 (A FAIRE) :

Indiquer les atomes et leur nombre contenus dans les molécules suivantes :

① Peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) H_2O_2 ;

② Acide sulfurique H_2SO_4 ;

③ Glucose $C_6H_{12}O_6$;

④ Acide nitrique HNO_3 ;

⑤ Sulfate d'ammonium $(NH_4)_2SO_4$;

⑥ Hydroxyde d'ammonium NH_4OH .

4. Quelques exemples fondamentaux de molécules

Exemples fondamentaux de molécules à connaître	
NOM DU COMPOSE	FORMULE CHIMIQUE
Dioxygène (gaz respiratoire)	O_2
Dihydrogène	H_2
Dioxyde de carbone ou gaz carbonique (gaz de déchet)	CO_2
Eau	H_2O
Eau oxygénée (nom commercial) ou peroxyde d'hydrogène (nom chimique)	H_2O_2
Soude (nom commercial) ou soude Hydroxyde de sodium (nom chimique)	$NaOH$
Hydroxyde de potassium ou potasse	KOH
Ammoniaque (nom commercial) ou hydroxyde d'ammonium (nom chimique)	NH_4OH
Ammoniac (gaz)	NH_3
Butane (gaz de cuisine)	C_4H_{10}
Chlorure de sodium (sel de cuisine)	$NaCl$
Glucose (sucre simple : ose)	$C_6H_{12}O_6$
Ethanol ou alcool éthylique (alcool usuel)	$C_2H_5 - OH$
Acide chlorhydrique (nom commercial) ou chlorure d'hydrogène (nom chimique)	HCl
Acide sulfurique	H_2SO_4

Acide thioglycolique (très utilisé en coiffure)	$\text{HS} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
Chlorure d'ammonium	NH_4Cl
Sulfate d'ammonium (très utilisé en coiffure)	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Thioglycolate d'ammonium (très utilisé en coiffure)	$\text{HS} - \text{CH}_2 - \text{COONH}_4$
Monoxyde de carbone (gaz extrêmement toxique)	CO

III. Masse molaire d'un composé chimique

Chaque atome possède une masse molaire atomique notée M et exprimée en g/mol (gramme par mole).

1. Définition : On appelle masse molaire d'un composé X , la somme totale des masses molaires atomiques de tous les atomes qui le composent.

2. Notation : La masse molaire d'un composé chimique X se note $M(X)$ ou tout simplement M (majuscule obligatoire).

NOTE : L'unité de la masse molaire est le g/mol (abrégié de gramme par mole).

FICHE METHODOLOGIQUE (A BIEN RETENIR)

Pour calculer la masse molaire d'un composé, il faut suivre les étapes suivantes :

↳ Déterminer le nombre de chaque atome présent dans la formule chimique de la molécule comme nous l'avons appris au paragraphe précédent.

↳ Pour chaque atome, on multiplie ce nombre par la masse molaire de l'atome puis faire le total.

APPLICATION N°11 :

Calculer la masse molaire de chacun des composés ci-après :

① Peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) H_2O_2 ;

② Eau H_2O ;

③ Dioxyde de carbone CO_2 ;

④ Acide nitrique HNO_3 ;

⑤ Ethanol $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{OH}$;

⑥ Sulfate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$.

① ↳ La molécule H_2O_2 contient 2 atomes d'hydrogène (H) et 2 atomes d'oxygène (O).

↳ On a alors $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{O}) = 2 \times 1 + 2 \times 16 = 34 \text{ g/mol}$.

② On dénombre facilement 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène dans la molécule d'eau. On a alors $M(\text{H}_2\text{O}) = \underbrace{2 \times 1}_{2 \text{ atomes d'hydrogène}} + \underbrace{1 \times 16}_{1 \text{ atome d'oxygène}} = 18 \text{ g/mol}$.

③ On voit sans résistance que la molécule CO_2 contient 1 atome de carbone (C) et 2 atomes d'oxygène (O). On a alors $M(\text{CO}_2) = 1 \times M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$.

④ ↳ Dans la formule HNO_3 , il y a 1 atome d'hydrogène (H) ; 1 atome d'azote (N) et 3 atomes d'oxygène (O).

↳ On finit alors très vite car $M(\text{HNO}_3) = 1 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{N}) + 3 \times M(\text{O})$.

D'où $M(\text{HNO}_3) = 1 \times 1 + 1 \times 14 + 2 \times 16 = 63 \text{ g/mol}$.

⑤ On voit très vite que la molécule $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{OH}$ contient 2 atomes de carbone (C) ; 6 atomes d'hydrogène (H) et 1 atome d'oxygène (O).

On a donc $M = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 46 \text{ g/mol}$.

⑥ On dénombre 4 atomes d'azote (N) ; 8 atomes d'hydrogène ; 1 atome de soufre et 4 atomes d'oxygène. On en déduit que :

$$M = \underbrace{2 \times 14}_{2 \text{ atomes d'azote}} + \underbrace{8 \times 1}_{8 \text{ atomes d'hydrogène}} + \underbrace{1 \times 32}_{1 \text{ atome de soufre}} + \underbrace{4 \times 16}_{4 \text{ atomes d'oxygène}} = 132 \text{ g/mol}.$$

MISE EN GARDE :

Savoir calculer une masse molaire est un **objectif hautement important** en chimie. Notez bien qu'en physique chimie les unités sont **très obligatoires**, et exigées.

APPLICATION N°12 (A FAIRE) :

Calculer la masse molaire de chacun des composés ci-après :

① Acide sulfurique H_2SO_4 ;

② Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$;

③ Hydroxyde d'ammonium (ammoniaque) NH_4OH ;

④ Glycérol $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$;

⑤ Acide citrique de formule semi-développée $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{C}(\text{OH})(\text{COOH})-\text{CH}_2-\text{COOH}$;

⑥ Urée $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$;

⑦ Hypochlorite de sodium (eau de Javel) NaClO ;

⑧ nitrate d'ammonium a pour formule NH_4NO_3 ;

⑨ Dioxyde de soufre SO_2 ;

⑩ Oléate de sodium (savon) $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COONa}$.

Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$

Réponses : 98 g/mol ; 180 g/mol ; 35 g/mol ; 92 g/mol ; 192 g/mol ; 60 g/mol ; 74,5 g/mol ; 80 g/mol ; 64 g/mol ; 304 g/mol.

APPLICATION N°13 (A FAIRE) :

La formule électronique d'un atome est $(K)^2 (L)^8 (M)^6$.

① Quel est le numéro atomique Z de cet atome ?

② Réaliser la représentation de Lewis de cet atome.

③ Identifier l'atome par son nom chimique à l'aide de l'extrait du tableau périodique ci dessous :

Nom de l'atome	Symbole de l'atome
Aluminium	$^{27}_{13}\text{Al}$
Chlore	$^{35}_{17}\text{Cl}$
Soufre	$^{32}_{16}\text{S}$
Oxygène	$^{16}_8\text{O}$

④ A partir de ce tableau, donner le numéro atomique de l'atome d'oxygène et réaliser sa représentation de Lewis.

Le dioxyde de soufre a pour formule chimique SO_2 .

⑤ Indiquer les atomes ainsi que leur nombre qui composent cette molécule.

⑥ On donne les masses molaires $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$ et $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$. Calculer la masse molaire $M(\text{SO}_2)$ du dioxyde de soufre.

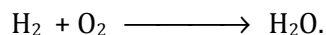
PRESENTATION

EXTRAIT DES PAGES 37 A 39

APPLICATION N°54 :

Le dihydrogène (H_2) réagit avec le dioxygène (O_2) pour former de l'eau (H_2O). Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

↳ L'équation bilan de la réaction s'écrit simplement :

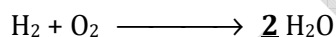


Il s'agit maintenant d'équilibrer cette équation.

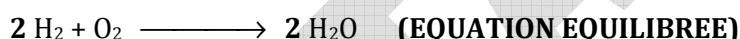
Pour équilibrer une équation chimique, il faut équilibrer successivement chaque atome. C'est une tâche délicate qui **nécessite d'utiliser un crayon et une gomme...**

Fiche d'illustration de la méthode

↳ **Etape 1 :** Dans l'équation $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$, il y a 2 atomes d'oxygène à gauche et 1 seul atome d'oxygène à droite (l'équation n'est pas équilibrée). On place alors un 2 devant la molécule d'eau (H_2O) pour équilibrer les atomes d'oxygène :



↳ **Etape 2 :** On note enfin qu'il y a 2 atomes d'hydrogène à gauche contre 4 à droite (l'équation n'est donc toujours pas équilibrée). Il faut donc placer un 2 à gauche, **devant** le dihydrogène (H_2) :



↳ **INTERPRETATION :** L'équation équilibrée $2 H_2 + O_2 \longrightarrow 2 H_2O$ montre que 2 moles de dihydrogène (H_2) réagissent avec 1 mole de dioxygène (O_2) pour former 2 moles d'eau (H_2O). « Cela devient un peu comme une recette de cuisine ».

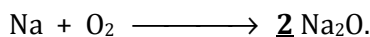
NOTE : Lorsqu'on équilibre une équation bilan, les coefficients stœchiométriques doivent être placés devant la formule chimique des molécules. On ne doit en aucun cas les intercaler entre les atomes qui composent une molécule.

APPLICATION N°55 :

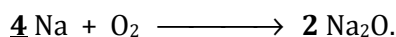
Equilibrer les équations chimiques ci-dessous puis donner une interprétation stœchiométrique :



① On équilibre les atomes d'oxygène (O) en plaçant un 2 **devant** l'oxyde de sodium (Na_2O) :

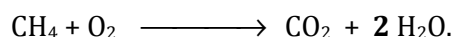


On équilibre enfin les atomes de sodium en plaçant un 4 **devant** l'atome de sodium (Na). L'équation équilibrée est donc :

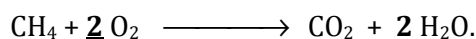


INTERPRETATION : Cette équation montre que **4 moles** de sodium (Na) réagissent avec **1 mole** de dioxygène (O_2) pour former **2 moles** d'oxyde de sodium (Na_2O).

② On équilibre les atomes d'hydrogène (H) en plaçant un 2 devant la molécule d'eau (H_2O) :



On équilibre ensuite les atomes d'oxygène O (il y en a 2 à gauche et 4 à droite) en plaçant alors un 2 devant la molécule de dioxygène (O_2). L'équation équilibrée est alors :



INTERPRETATION : Cette équation montre que **1 mole** de méthane (CH_4) réagit avec **2 moles** de dioxygène (O_2) pour former **1 mole** de dioxyde de carbone (CO_2) et **2 moles** d'eau (H_2O).

APPLICATION N°56 (A FAIRE) :

Equilibrer et interpréter les équations ci-dessous :

- ① $\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$;
- ② $\text{CuO} + \text{C} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{Cu}$;
- ③ $\text{Al} + \text{S} \longrightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$;
- ④ $\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{NaCl}$;
- ⑤ $\text{Al} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C}$;
- ⑥ $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$;
- ⑦ $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- ⑧ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$;
- ⑨ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
- ⑩ $\text{ZnS} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$.

III. Bilan quantitatif de matière

Comme on peut facilement le deviner, les quantités des produits formés au cours d'une réaction chimique dépendent des quantités des réactifs mis en jeu.

↳ Il s'agira donc de calculer les quantités des produits de la réaction si on connaît les quantités des réactifs et vice-versa.

Pour cela on utilise l'équation équilibrée de la réaction :



↳ On écrit alors les égalités entre rapports entre les quantités de matières (en mole) et les coefficients stoechiométriques (a, b, c et d) sous la forme :

$$\frac{n_{\text{R}_1}}{a} = \frac{n_{\text{R}_2}}{b} = \frac{n_{\text{P}_1}}{c} = \frac{n_{\text{P}_2}}{d}$$

APPLICATION N°57 :

Le dioxygène réagit avec le fer pour former l'oxyde ferrique (Fe_2O_3).

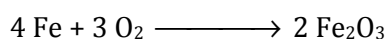
① Ecrire l'équation bilan de la réaction.

② On fait réagir totalement 42 g de fer. Quelle masse d'oxyde ferrique obtient-on ?

Données : $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$ et $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

RAPPEL : La consigne « écrire l'équation bilan de la réaction » impose qu'il faille aussi l'équilibrer.

① L'équation bilan équilibrée s'écrit :



② **PRINCIPE FONDAMENTAL** : Le bilan de matière se fait avant tout en moles puis on peut ensuite calculer une masse ou un volume.

On commence donc par ramener les 42 g de fer ayant réagi en moles. La formule $n = \frac{m}{M}$ donne

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{42}{56} = 0,75 \text{ mole}.$$

NOTE : Les indications Fe rajoutées à la formule précisent qu'on utilise les masses du fer et qu'on calcule la quantité de matière du fer (cette précision est nécessaire car dans cet exercice nous manipulons beaucoup d'espèces chimiques).

↳ On commence à calculer le nombre de moles d'oxyde ferrique (Fe_2O_3) formés. On forme alors les rapports entre quantité de matière et coefficients stoechiométriques :

$$\frac{n_{\text{Fe}}}{4} = \frac{n_{\text{O}_2}}{3} = \frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{2} ; \text{ ce qui donne } \frac{0,75}{4} = \frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{2} \text{ puis } n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{0,75 \times 2}{4} = 0,375 \text{ mol.}$$

Il se forme donc 0,375 mol d'oxyde ferrique (Fe_2O_3) dont il s'agit de calculer la masse.

↳ La formule $n = \frac{m}{M}$ donne $m = n \times M$, avec $M = M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \times 56 + 3 \times 16 = 160 \text{ g/mol}$. On a

finalement :

$m = 0,375 \times 160 = 60 \text{ g}$. La masse d'oxyde ferrique (Fe_2O_3) formée est donc $m = 60 \text{ g}$.

APPLICATION N°58 :

Le butane (gaz de cuisine), de formule C_4H_{10} brûle dans le dioxygène (O_2) pour former le dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O).

① Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu.

On fait réagir totalement 145 g de butane.

② Calculer les masses des produits formés.

③ Calculer le volume de dioxygène nécessaire ainsi que le volume de dioxyde de carbone formé, mesurés dans les conditions normales de température et de pression.

Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ et $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

Volume molaire gazeux : $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

① On doit absolument équilibrer l'équation qui s'écrit :



② ↳ Il s'agit de calculer la masse de dioxyde de carbone (CO_2) et la masse d'eau (H_2O), mais on commence par calculer avant tout, les quantités de matière en moles. D'après l'équation bilan, les rapports entre les quantités de matière et les coefficients stoechiométriques s'écrivent :

$$\frac{n(\text{C}_4\text{H}_{10})}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{13} = \frac{n(\text{CO}_2)}{8} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{10}.$$

↳ Or on fait réagir totalement 145 g de butane ; on a alors la quantité de matière $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{m}{M}$,

avec $M = M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \times 12 + 10 \times 1 = 58 \text{ g/mol}$. On a alors $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{145}{58} = 2,5 \text{ moles}$. Les

rapports entre quantités de matière et les coefficients stoechiométriques deviennent alors :

$$\frac{2,5}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{13} = \frac{n(\text{CO}_2)}{8} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{10} \quad (\text{On a juste remplacé la quantité de matière } n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \text{ par sa valeur } 2,5). \text{ Ce qui donne :}$$

$$\text{↳ } n(\text{O}_2) = \frac{13 \times 2,5}{2} = 16,25 \text{ moles ;}$$

$$\text{↳ } n(\text{CO}_2) = \frac{8 \times 2,5}{2} = 10 \text{ moles ;}$$

$$\text{↳ } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{10 \times 2,5}{2} = 12,5 \text{ moles.}$$

Connaissant les quantités de matière, on calcule maintenant les masses à l'aide de l'incontournable formule $n = \frac{m}{M}$. Cette formule donne (par produit en croix) $m = n \times M$. On

obtient alors :

↳ $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times M(\text{CO}_2)$ avec $M(\text{CO}_2) = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$. D'où $m(\text{CO}_2) = 10 \times 44 = 440 \text{ g}$. La masse de dioxyde de carbone formée est donc $m(\text{CO}_2) = 440 \text{ g}$.

↳ $m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \times M(\text{H}_2\text{O})$ avec $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g/mol}$. D'où $m(\text{H}_2\text{O}) = 12,5 \times 18 = 225 \text{ g}$. La masse d'eau formée est donc $m(\text{H}_2\text{O}) = 225 \text{ g}$.