

CHIMIE

2nd LS

CHIMIE

Seconde LS



Table des Matières

Chapitre I : L'ATOME ET SA STRUCTURE	6
I- Les constituants du noyau	6
a) Les nucléons	6
1- Représentation d'un noyau	7
2- Les électrons	7
3- Notion Isotope	7
4- Élément chimique	8
5- Notation des atomes et des ions d'un élément	8
CHAPITRE II : STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS	9
I- STRUCTURE ELECTRONIQUE	9
1- Répartition des électrons autour d'un noyau	9
a) Nuage électronique d'un atome	9
b) Couches électroniques ou niveau d'énergie	9
2) Répartition des électrons dans les couches électroniques	9
II- STRUCTURE ELECTRONIQUE DES IONS MONOATOMIQUES	11
1- Représentation de Lewis d'un atome	11
2- Représentation de Lewis de quelques atomes	12
3- Représentation de Lewis de quelques molécules	13
4. Structure électronique	13
III- LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS	13
Chapitre 3: La mole	16
Définition légale de la mole, nombre d'Avogadro	16
1- Constante d'Avogadro	16
2- Représentation d'une mole de particule	16
3- Les masses molaires	17
4- Masse et quantité de matière	18
4. Cas des corps purs gazeux, volume molaire	19
Chapitre 4 : La réaction chimique	23
I- EQUATION BILAN D'UNE REACTION	23
II- Etude de quelques réactions chimiques	24
1- Bilans-molaires et massiques d'une réaction chimique	24

a) L'équation bilan et le bilan molaire.....	24
b) L'équation bilan et le bilan massique.....	25
III- Détermination du réactif en excès.....	27
2. Masse de l'oxyde de fer en excès.....	28
Bibliographie.....	30

Volume

$$1\text{L} = 1\text{dm}^3 = 10^{-3}\text{m}^3$$

$$1\text{cm}^3 = 1\text{ml} = 10^{-3}\text{L} = 10^{-6}\text{m}^3$$

$$1\text{m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3 = 10^3\text{L}$$

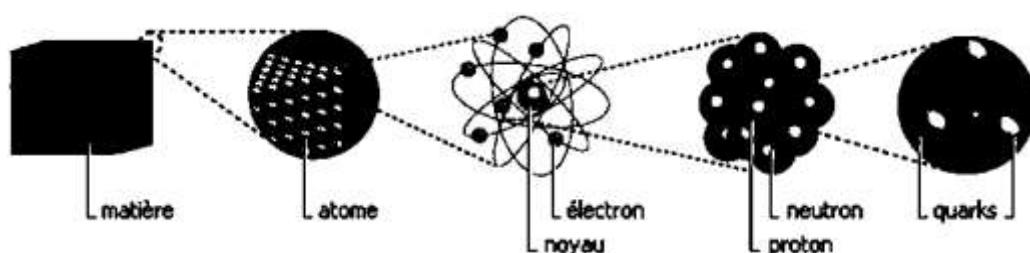
<u>Masse</u>	<u>Masse volumique</u>
$1 \text{ tonne} = 10^3\text{kg}$ $1\text{kg} = 10^3\text{g}$	$1\text{kg}/\text{m}^3 = 1\text{g}/\text{l}$ $1\text{kg}/\text{dm}^3 = 1\text{g}/\text{cm}^3$

Chapitre I : L'ATOME ET SA STRUCTURE

Définition: Toute substance, vivante ou inerte, est formée à partir de particules très petits: les atomes (du grec atomos qui veut dire *insécable*). Mais l'atome appartient à un monde difficile à explorer. Celui de l'infiniment petit. C'est ainsi que les chimistes utilisent une unité particulière pour mesurer les longueurs à l'échelle atomique: le pifomètre (Pm) $1\text{Pm} = 10^{-12}\text{m}$: le millième du milliardième du mètre.

1. Structure de l'atome

Les expériences doit montrer que l'atome est formé d'un noyau, très petit chargé d'électricité positive autour duquel se déplacent d'un mouvement rapide et désordonné, à grande distance, des électrons chargés d'électricité négative.



I- Les constituants du noyau

a) Les nucléons

Les particules contenues dans le noyau atomique portent le nom de nucléons. Les nucléons sont les protons et les neutrons.

Les caractéristiques (charge et masse) des protons et des neutrons sont données dans le tableau ci-dessous où e représente la charge élémentaire :

$$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ c (c = coulomb)}$$

Particule	Symbole	Charge	Masse
proton	p	+e	$m_p \cong m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron	n	o	

Le proton est donc une particule chargée portant une charge positive égale à la charge élémentaire +e et le neutron, une particule électriquement neutre. Le neutron et le proton ont sensiblement la même masse.

b) les nombres de A et Z

* le nombre de charge ou numéro atomique Z est le nombre de protons dans le noyau atomique le nombre de masse A est le nombre de nucléons (protons et neutrons) dans le noyau atomique.

Remarque : si N est le nombre de neutrons contenus dans un noyau, on peut donc écrire :

$$A = N + Z \Rightarrow N = A - Z$$

1- Représentation d'un noyau

Le noyau d'élément X est représenté symboliquement par A_ZX ou ${}^ZX^A$

Exemple : atome de Fer ${}^{55,8}_{26}\text{Fe}$ ou ${}^{26}\text{Fe}^{55,8}$ $\begin{cases} Z = 26 \\ A = 55,8 \end{cases}$

Carbone ${}^{12}_6\text{C}$ ou ${}^6\text{C}^{12}$

2- Les électrons

Les électrons du cortège électronique sont en mouvement rapide autour du noyau et il n'est pas possible de les localiser dans l'espace ou sur une trajectoire. Ils ont les caractéristiques suivantes :

Nom	Symbole	Charge	Masse
Electron	e^-	-e	$M_e = 9,1.10^{-31}\text{kg}$

Electron est une particule ayant une charge électrique négative.

Remarque : l'atome est un édifice électriquement neutre. Il en résulte que la charge $+Ze$ du noyau (Z protons de charge $+e$) est compensé par la charge $-Ze$ du cortège électronique ; celui-ci comporte donc $Z e^-$.

Le nombre de charge (ou numéro atomique) Z est aussi le nombre des e^- de l'atome

3- Notion Isotope

Les atomes isotopes d'un élément sont les ensembles d'atomes caractérisés par le même numéro atomique Z et des nombres de masse A différents.

[Pour un élément, il peut exister des isotopes naturels mais aussi des isotopes artificiels (dont les noyaux sont «fabriqués » par émission nucléaire dans un accélérateur de particules)]

Exemple : - isotopes d'hydrogène H

${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$ (Ou D) ; ${}^3_1\text{H}$ (ou T)

- Isotopes du carbone ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{13}_6\text{C}$; ${}^{14}_6\text{C}$
- Isotopes d'uranium ${}^{235}_{92}\text{U}$; ${}^{238}_{92}\text{U}$

Remarque : l'isotope ${}^2_1\text{H}$ de l'hydrogène (deuterium) existe dans l'eau lourde D_2O ;

l'isotope ${}^3_1\text{H}$ (tritium) n'existe pas dans la nature.

- Le carbone 14 (${}^{14}_6\text{C}$) sert dans la datation d'objets anciens.
- L'uranium 235 est à l'origine de l'énergie produite dans les centrales nucléaires.

4- Elément chimique

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des particules (atomes et ions) caractérisés par le même nombre Z de protons dans leur noyau.

Exemple : on considère les nucléides suivants désignés par (Z, A) : $(5,11)$; $(11,23)$; $(10,20)$; $(10,21)$; $(5,10)$; $(10,22)$.

Combien d'éléments chimiques sont représentés ?

Combien chacun d'eux a-t-il de représentants ?

Quel est leur nombre respectif de neutrons ?

Résolution :

Parmi les six couples (Z, A) proposés il n'y a que 3 valeurs différentes de Z : 5, 10 et 11. Les six nucléides proposés correspondent donc à trois éléments chimiques seulement.

L'élément caractérisé par $Z = 5$, le bore a deux représentants et les nombres de masse A sont respectivement 10 et 11. Leurs noyaux comportent $(A-Z)$ neutrons, soit 5 et 6 neutrons.

L'élément caractérisé par $Z = 10$ le néon a trois représentants dont les nombres de masse A sont respectivement 20, 21 et 22. Ils ont 10, 11 et 12 neutrons.

L'élément de $Z = 11$, le sodium a un seul représentant de masse $A = 23$.

5- Notation des atomes et des ions d'un élément.

nombre de masse $\rightarrow 24$ Mg^{2+} \rightarrow nombre de charge = nombre d'électron perdu
Numéro atomique $\rightarrow 12$

6- Les éléments présents connus sur la terre.

Il existe, en 1997, 112 éléments connus dont 109 ont reçu un nom officiel et un symbole. On trouvera ces noms et symboles dans la classification périodique.

Sur la terre, il existe 89 éléments naturels. Au-delà de l'uranium ($Z = 92$), tous les éléments sont artificiels, leurs noyaux ont été formés par des réactions nucléaires et ils ne sont pas stables.

Les plus courants sont les suivants.

Hydrogène	H	Fluor	F	Cuivre	Cu
Carbone	C	Sodium	Na	Zinc	Zn
Azote	N	Aluminium	Al	Brome	Br
Oxygène	O	Soufre	S	Argent	Ag

CHAPITRE II : STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

I- STRUCTURE ELECTRONIQUE

1- Répartition des électrons autour d'un noyau

a) Nuage électronique d'un atome

Les électrons sont en mouvements rapide et désordonné autour du noyau. Si on considère un électron de l'atome, sa trajectoire ne peut être déterminée. L'ensemble des positions occupées par les électrons d'un atome constitue le nuage électronique de l'atome.

b) Couches électroniques ou niveau d'énergie

Chaque électron est soumis à une action attractive de la part du noyau. Cette action est d'autant plus importante que l'électron, est plus proche du noyau. On peut donc caractériser un électron par la quantité d'énergie qu'il faut fournir pour l'extraire de l'atome.

Cette idée permet d'attribuer à chacun des électrons de l'atome un niveau d'énergie.

Les électrons ayant le même niveau d'énergie constituent une couche électronique. Les couches électroniques d'un atome sont numérotées.

$n = 1, 2, 3, 4, \dots$

Le nombre n qui caractérise chaque couche est appelé nombre quantique.

La couche de rang 1 est plus proche du noyau. En général, plus n est petit, plus les électrons sont proches du noyau. Il existe une seconde représentation qui consiste à associer à chaque couche une lettre majuscule, selon le tableau de correspondance suivant.

n	1	2	3	4	5	6	7
lettre	K	L	M	N	O	P	Q

On parle donc indifféremment des électrons de la couche K ou bien électron de la couche

$n = 1$

2) Repartition des électrons dans les couches électroniques

La répartition des électrons dans les différentes couches électroniques obéit à deux règles fondamentales.

a) Remplissage d'une couche déterminée

Une couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électron. Ce nombre maximal d'électron est $2n^2$ dans la couche de rang n .

Ainsi, le nombre maximal d'électron dans la couche K ($n = 1$) est : $2 \times 1^2 = 2$.

- La couche L ($n = 2$) est entièrement remplie à $2 \times 2^2 = 8 e^-$ (électron)

- Et la couche M ($n = 3$) est saturée à $2 \times 3^2 = 18 e^-$.

b) Remplissage des couches électroniques successives

Les électrons se placent dans les couches en suivant l'ordre suivant des nombres quantiques : d'abord la couche K, puis L, ..., le remplissage d'une couche ne commençant que lorsque la couche précédente est saturée.

Remarque : cette dernière règle subit quelques entorses pour les éléments du numéro atomique $Z \geq 19$. Il faut alors le remplacer par des règles plus fines qui ne peuvent être étudiées en 2^{nde}.

- Les deux premiers règles s'appliquent jusqu'à l'argon (Ar), $Z = 18$ de formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^8$.

Anomalie $\left\{ \begin{array}{l} - \text{atome de protonium: } k(Z = 19); (K)^2(L)^8 (M)^8 (N)^1 \\ - \text{atome de calcium la } (z = 20): (K)^2(L)^8 (M)^8 (N)^2 \end{array} \right.$;

c) Représentation des couches électroniques

Pour représenter le nuage électronique l'atome,

- Chaque électron est représenté par un point ;
- Chaque niveau d'énergie est représenté par un petit rectangle dans lequel on placera les électrons appartenant à ce niveau.

Exemple :

- 1- Pour atome K ($Z = 1$), l'unique électron se place sur la couche K.

On a : K $\boxed{\cdot}$

- 2- Pour l'atome d'hélium contenant $2e^-$ dans un nuage électronique k.

On a : K $\boxed{\cdot\cdot}$

- 3- Pour le carbone ($z = 6$)

L $\boxed{\cdot\cdot}$ K $\boxed{\cdot\cdot}$

- 4- Pour chlore (cl : $Z = 15$)

M $\boxed{\cdot\cdot\cdot}$ L $\boxed{\cdot\cdot\cdot}$ K $\boxed{\cdot\cdot}$

Pour K ($z = 19$)

N $\boxed{\cdot}$ M $\boxed{\cdot\cdot\cdot}$ L $\boxed{\cdot\cdot\cdot}$ K $\boxed{\cdot\cdot}$

Notons ici que la couche N ($n = 4$) commence à se remplir avant que la couche M (qui peut contenir $18 e^-$) ne soit saturée. C'est l'une des entorses aux règles de remplissage ci-dessus.

Pour représenter les structures électroniques d'un atome, on peut aussi utiliser sa formule électronique, formule dans laquelle les couches électroniques sont représentées par les éléments portant en exposant le nombre d'électron contenus dans la couche correspondante.

Exemple : H ($z = 1$) : $(K)^1$; C ($z = 6$) : $(K)^2(L)^4$; Cl ($z = 17$) : $(K)^2(L)^8(M)^7$;

K ($z = 19$) : $(K)^2(L)^8(M)^8(N)^1$

Exercice d'application :

- 1- Déterminer la formule électronique de l'atome de soufre ($z = 16$).
- 2- Quel est le numéro atomique de l'élément dont les atomes ont pour formule électronique $(K)^2(L)^8(M)^5$

II- STRUCTURE ELECTRONIQUE DES IONS MONOATOMIQUES

La structure électronique d'un ion monoatomique s'obtient par la règle de remplissage utilisée pour un atome.

Exemple : ion fluorure F^- est un atome fluor qui a capté un électron, le nuage électronique contient : $9 + 1 = 10 e^-$

Sa formule électronique : $(K)^2(L)^8$

- Ion calcium Ca^{2+} est un atome de calcium qui a perdu 2 électrons, le nuage électronique contient : $20 - 2 = 18 e^-$
- Sa formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^8$

1- Représentation de Lewis d'un atome

Les électrons de la couche la plus éloignée du noyau (appelée couche externe) ont une très grande importance en particulier, ces électrons périphériques ou électrons de valences sont responsables des propriétés chimiques de l'élément. Les électrons périphériques peuvent :

- Soit se grouper par deux, pour constituer ce qu'on appelle un doublet d'électron ;
- Soit resté seuls ; ils sont dit alors électron célibataires ou non appariés.

Ce sont des électrons célibataires d'un atome qui sont engagés dans les liaisons avec d'autres atomes, ils permettent donc d'expliquer les propriétés chimiques d'un atome.

En raison de l'importance des électrons de valence, Lewis (Gilbert Newton, chimiste américain 1876-1946), propose une représentation simplifiée de l'atome.

- Les électrons célibataires sont représentés par un point (\bullet) ;
- Les doublets par un tiret ($—$)

Remarque :

Comment connaître le nombre d'électron célibataire d'un atome ? Jusqu'à 4 électrons sur la couche externe, ils sont tous célibataires. Au-delà de 4 électrons de valence, les électrons supplémentaires constituent progressivement des doublets.

Exercice d'application :

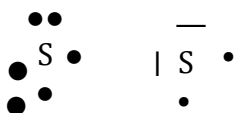
Etablir la représentation de Lewis de l'atome de soufre sachant que $z = 16$

Résolution

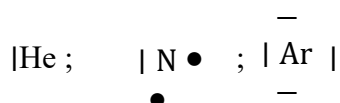
Formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^6$

Il y a 6 électrons de valence sur cette couche. On place d'abord 4 électrons célibataires ; il reste 2 électrons qui vont s'associer à 2 électrons pour constituer 2 doublets.

On a finalement 2 doublets et 2 électrons célibataires. D'où la représentation de Lewis :



A partir de cet exemple, en connaissant les structures électroniques de l'hélium : $(K)^2$, de l'azote : $(K)^2(L)^5$, de l'argon : $(K)^2(L)^8(M)^8$. Nous déduisons leurs modèles :

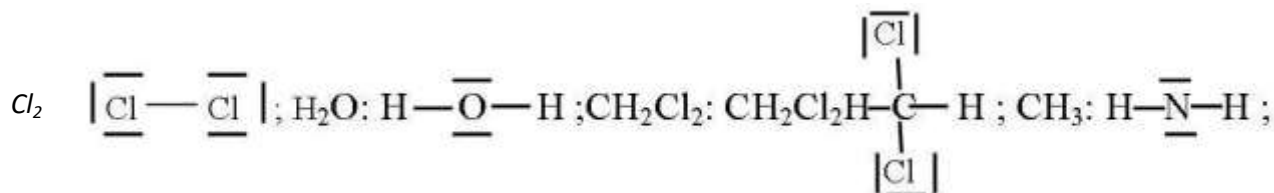
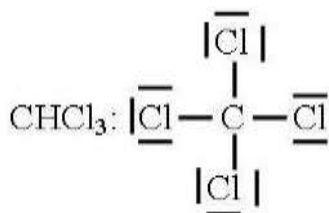


2- Représentation de Lewis de quelques atomes

- Atome de carbone : $\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet C \bullet \\ \bullet \end{array}$; sodium : $\bullet Na$; magnésium : $\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet Mg \bullet \\ \bullet \end{array}$; $\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet Al \bullet \\ \bullet \end{array}$; $\begin{array}{c} \bullet \\ | Cl \bullet \\ \bullet \end{array}$
- $\begin{array}{c} \bullet \\ | Ne \\ \bullet \end{array}$

3- Représentation de Lewis de quelques molécules

Le dioxygène $|O = O|$; le dioxyde de carbone : $|O = C = O|$; le diazote $N_2 : |N \equiv N|$;



a) Règle de l'octet

Dans les molécules, les atomes partagent leurs électrons de valence afin d'acquérir la formule électronique du gaz rare qui les suit dans la classification périodique. Chaque atome « s'entoure » des huit (08) électrons périphériques à l'exception de l'Hélium qui s'entoure de 2 e⁻.

b) Valence d'un atome.

La valence d'un atome est le nombre de doublets liants qu'il est susceptible de former.

4. Structure électronique

- Donner la structure électronique et ions suivant:

Li, Ca, B, Ne, Si, O²⁻, S²⁻, Na⁺, Be²⁺, Al³⁺

Quel atome a deux électrons sur la couche M? Donner sa structure électronique complète.

Identifier les atomes de formules électroniques.

- (k)²(L)¹, (k)²(L)⁸(M)³; (k)²(L)⁷; (k)²(L)⁷; (k)²(L)⁸(M)⁶; (k)²(L)⁸(M)⁸(N)¹.

1- Identifier l'élément dont l'ion X a pour formule électronique: (k)²(L)⁸.

2- Quelles sont les autres éléments dont le cation anion a la même formule électronique?

III- LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

La classification périodique a depuis longtemps préoccupé les chimistes. Après plusieurs tentatives échouées par divers chercheurs, c'est le chimiste Russe Mendeleïev Dimitri (1834 – 1907) qui constata en 1869, qu'en rangeant les éléments par ordre de masses croissantes, on avait une périodicité dans les propriétés.

a) Principe de la classification

- ✓ La classification moderne est faite par ordre de numéro atomique Z croissant. De nos jours, on connaît 112 éléments dont les 92 premiers sont des éléments naturels tandis que les suivants sont artificiels et tous radioactifs.

- ✓ Le tableau comporte 18 colonnes ou groupes et 7 lignes ou périodes. Ainsi, la 1^{ère} période correspond au remplissage de la couche K, la 2^{ème} à celle de la couche L, la 3^{ème} correspond au remplissage partiel de la couche M,...

Lorsqu'une couche est remplie, on passe à la période suivante de sorte que tous les éléments d'une même colonne aient le même nombre d'électron de valence.

b) Intérêt de la classification périodique

Dans une colonne, tous les atomes ont le même nombre d'électron périphériques. Il en résulte que ces éléments de la même colonne possèdent des propriétés chimiques semblables et constituent des familles ou groupe homogènes.

Exemple de quelques familles.

a) Groupe des alcalins (électropositivité croissante)

Les éléments de la colonne 1, à l'exception de Hydrogène qui a des propriétés très particulières, constituent la famille des alcalins ; ce sont : le lithium (Li), sodium (Na), le potassium (K), le Rubidium (Rb), le césium (Cs) et le francium (Fr).

Tous ces atomes possèdent un électron de valence, d'où la représentation de Lewis : \dot{Li} , \dot{Na} , \dot{K} , $\bullet Rb$, $\bullet Cs$, $Fr \bullet$

b) Famille des alcalino terreux

Ce sont des éléments de la colonne 2. Ils possèdent 2 électrons périphériques. C'est le béryllium, magnésium.... Leurs modèles de Lewis sont : \ddot{Be} , \ddot{Mg} , \ddot{Ca} , \ddot{Ba} , \ddot{Ra}

c) Les éléments de 3^{ème} à la 10^{ème} colonne

C'est la famille des éléments de transition. Ils manifestent le paramagnétisme permanent. Les ions de transitions sont colorés.

Remarque pour les éléments de transitions :

Toutes substances ayant des électrons célibataires sont attirées par un champ magnétique : elles sont dites paramagnétiques dans le cas contraire, elles sont diamagnétiques.

d) Les éléments de la 16^{ème} colonne

Avec comme éléments l'oxygène, le soufre, sélénium, ce sont des éléments non métalliques à caractère électronégatif qui donnent les anions divalents du type O^{2-} , S^{2-} par capture de 2 électrons selon la réaction $O + 2 e^- \rightarrow O^{2-}$

e- Le groupe de la colonne 17

Ces atomes ont 7 électrons sur la couche externe (3 doublets et 1 e^- célibataire). C'est le fluorure (F) ; le chlore (Cl), le brome (Br), et l'astate. C'est le groupe des halogènes. Ce sont

des éléments non métalliques à caractère électronégatif très marqué qui donnent des anions monovalents du type X^- par capture d'un électron selon la réaction $X + e^- \rightarrow X^-$:

Exemple : $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$.

f- La colonne des gaz rares (colonne 18)

Dans la colonne 18, on trouve l'hélium (He), le néon,... les gaz existent en très petites quantités dans l'atmosphère, d'où leur appellation gaz rares. Mais à part l'hélium dont la couche externe est la couche K à 2 e^- , ils possèdent tous 8 e^- périphériques, groupés en 4 doublets, ne possédant pas d'électrons célibataires dans leurs couches périphériques. Ce sont des éléments inertes, leurs atomes ne réagissent pas ni entre eux, ni avec d'autres. Ils ont une configuration plus stable.

Exercices

Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes :

HCl, H₂S, PH₃ ; Si ; HCN ; C₂H₂ (éthyle ou acétylène) ; CCl₃F

Chapitre 3: La mole

Définition légale de la mole, nombre d'Avogadro

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaire qu'il y a d'atomes dans 0,12kg de carbone.

Exemple : calculons le nombre d'atomes contenus dans un volume de 1mm^3 de métal cuivre sachant qu'un atome de cuivre a une masse de $10,5 \cdot 10^{-25}\text{kg}$.

Calculons d'abord la masse, m , de 1mm^3 de métal cuivre.

La masse volumique a du métal cuivre est :

$$a = 8,96\text{g.cm}^{-3}$$

$$a = \frac{m}{v} \Rightarrow m = a \times v \text{ avec } v = 1\text{mm}^3 = 10^{-3}\text{cm}^3$$

$$m = 8,96\text{g} \times 10^{-3} = 8,96 \cdot 10^{-3}\text{g} \Rightarrow m = 8,96 \cdot 10^{-3}\text{g} = 8,96 \cdot 10^{-6}\text{kg}$$

Le nombre d'atome contenus dans 1mm^3 de cuivre est donc :

$$\frac{8,96 \cdot 10^{-6}}{10,5 \cdot 10^{-26}} = 8,5 \cdot 10^{19}$$

Il est donc impossible à notre échelle de mesurer une quantité de matière par le dénombrement des particules qu'elle comporte, c'est ainsi que les chimistes ont défini à leur échelle : la mole (symbole mol).

Ces entités élémentaires peuvent être des ions, des atomes, des molécules, des protons,...

1- Constante d'Avogadro

Soit un système comportant N entités élémentaires, des atomes par exemple. Soit n , la quantité de matière correspondante.

Si on double par exemple N , il va de soi que la quantité de matière (exprimée en mol) est également doublée. il existe une relation de proportionnalité entre N et n soit :

$N = N_A \cdot n$

N_A est la constante de proportionnalité appelée **constante d'Avogadro**. Son unité est le mol^{-1} et cette constante est $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}\text{mol}^{-1}$

- N : est un nombre pur (sans unité) ;
- n : est en mol.

2- Représentation d'une mole de particule

a) Représentation de la mole d'atomes

La mole d'atomes est représentée par le symbole de l'élément.

Par exemple :

- C représente la mole de carbone ;
- Cu représente la mole du cuivre ;

b) Représentation de la mole de molécule

Une mole de molécules est représentée par la même formule que la molécule. Par exemple :

H₂O représente une mole de molécules d'eau ;

NH₃ représente une mole de molécule d'ammoniac ;

c) Représentation de la mole d'ions

Une mole d'ions est représentée par la même formule que l'ion correspondant :

Par exemple : Cl⁻ représente une mole d'ion chlorure

SO₄²⁻ représente une mole d'ion sulfate.

3- Les masses molaires

a) Définition générale :

La masse molaire d'une espèce est la masse d'une mole de cette espèce. On symbolise la masse molaire par M. la masse molaire M s'exprime donc en g/mol.

b) Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée. La masse molaire atomique d'un élément figure dans la classification périodique.

Elle tient compte des proportions des différents isotopes de l'élément rencontré dans la nature.

Exemple 1 : le chlore naturel est constitué de deux isotopes :

- $^{35}_{17}\text{Cl}$: 75,77% ; $M_1 = 34,969\text{g/mol}$
- $^{37}_{17}\text{Cl}$: 24,23% ; $M_2 = 36,966\text{g/mol}$

Calculer la masse molaire atomique de l'élément

$$M = \frac{75,77}{100} \times 34,969 + \frac{24,23}{100} \times 36,966$$

$M = 35,45 \text{ g/mol}$

Exemple : la masse molaire atomique

M (c) = 12g/mol; M (fe) = 55,8g/mol ; M(o) = 16g/mol ; M(h) = 1g/mol.

c) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'un corps est la masse d'une mole de molécule de ce corps.

Cette masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomique des atomes qui constituent la molécule (en tenant compte des coefficients de la formule moléculaire).

On écrit par exemple : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O})$; $M(\text{HCl}) = M(\text{H}) + M(\text{Cl})$.

$M(\text{NH}_3) = M(\text{N}) + 3M(\text{H})$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O})$

Exemple:

Calculons-les masse molaires moléculaires suivants:

NaHCO_3 ; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; ZnCl_2 ; NH_4Cl ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; NH_4NO_3 .

d) Masse molaire ionique

La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée. En négligeant la masse des électrons par rapport à la masse du noyau d'un atome.

La masse molaire d'un ion monoatomique est pratiquement égale à celle de l'atome considéré.

Ainsi ; $M(\text{Na}^+) \approx M(\text{Na}) = 23\text{g/mol}$ et $M(\text{Cl}^-) \approx M(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$

La masse molaire d'ion moléculaire est la somme des masses molaires de chaque entité comportant l'ion.

$M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{S}) + 4M(\text{O}_4^{2-})$

4- Masse et quantité de matière

En chimie, il faut fréquemment résoudre le problème :

Quelle est la quantité de matière n contenue dans un échantillon de masse m d'une espèce X dont la masse molaire est M .

L'espèce X peut être constituée de quelques atomes, ions.... Une mole de matière a une masse égale à M (masse moléculaire).

Donc n moles ont pour masse : $m = n \times M$ où m en g ; n en mol ; M en g/mol.

On en déduit : $n = \frac{m}{M}$

Exemple de calcul :

- a) calculer la quantité de matière contenue dans 28g de fer.

on donne $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$.

$$\text{Par définition : } n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{28 \text{ g}}{55,8 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

- b) Calculons la masse d'un échantillon contenant 0.5 mol de soufre

On donne $M_{(\text{S})} = 32 \text{ g/mol}$

$$M_{(\text{g})} = n_{(\text{S})} \times M_{(\text{S})} = 0,5 \times 32 = 16 \text{ g}$$

4. Cas des corps purs gazeux, volume molaire

D'après la loi d'Avogadro-Ampère, des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et pression, renferment la même quantité de matière (même nombre de molécule). Dans les mêmes conditions de température et pression, une mole de tout gaz occupe le même volume. C'est le volume molaire V_m .

a) définition du volume molaire

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz. D'après la loi d'Avogadro-Ampère, le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz considéré :

Dans la même condition de température et de pression, tous les gaz ont un même volume molaire.

Les physiciens définissent les conditions normales de température et de pression (CNTP) par :

Température : $t = 0^\circ$; pression normale : $P = 1,013 \text{ pa}$. Le volume molaire dans ces conditions vaut :

$V_m = 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$
--

b) Relation entre volume et la quantité de matière

- ❖ Pour une température et une pression données, une mole de gaz occupe un volume V_m ;
- ❖ Dans les mêmes conditions, une mole de gaz occupent le volume V tel que :

$V = n \times V_m$

V = en litre (l) ; n = en mole (mol) ; V_m = en litre par mole (l/mol).

On déduit :

$n = \frac{V}{V_m}$

c) Relation entre la masse molaire atomique et la quantité de matière

$$M = n \cdot M$$

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

M la masse molaire atomique (g/mol)

n = la quantité de matière (mol)

m = masse de l'échantillon en gramme (g)

Remarque :

La Densité par rapport à l'air d'après la loi d'Avogadro- Ampère

$$M = 29 \times d$$

d= densité

Exercice : calculer la quantité de matière dans un flacon d'un litre, rempli de dichlore, ce flacon a été rempli dans les conditions où le volume molaire vaut 24l/mol.

En déduire la masse de dichlore dans le flacon.

Résolution :

Quantité de matière contenue dans le flacon.

$n = \frac{V}{V_m}$, en vérifiant V_{Cl_2} et V_m ont été menés dans les CNTP.

$$n = \frac{1}{24} = 0,0417 = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Masse du dichlore } m_{Cl_2} = n \times M = 4,17 \cdot 10^{-2} \times 35,5 = 2,96 \text{ g}$$

Exercice 3 :

On considère un échantillon de soufre, de masse 1,6g.

- 1- Quelle quantité de matière renferme cet échantillon ?
- 2- Quel nombre d'atome contient-il ?

Solution :

1- $n = \frac{m}{M}$, $M(s) = 32$ or $n = \frac{1,6}{32} = 0,05 \text{ mol}$

2- nombre N d'atome de soufre contenu dans 0,05 mol.

Il y a $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ atome de soufre dans une mole de soufre.

Dans $n = 0,05 \text{ mol}$ de soufre il y aura N atomes de soufre tel que :

$$N = n \cdot N_A = 0,05 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{22} \text{ atomes.}$$

Exercice 3:

Calculer la masse de chlorure de sodium obtenue en faisant brûler 0,46g de radium dans un excès de dichlore.

Résolution :

1^{ère} méthode :

- calculer la quantité de matière introduite :

$$n_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Na}}}{M_{\text{Na}}} = \frac{0,46}{23} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

- Ecrire l'équation bilan : $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
- Faire un bilan de matière correspondant aux coefficients stœchiométriques.
- Noter la quantité de matière connue et reconnue : $2 \times 10^{-2} \text{ mol} + \text{excès} \rightarrow n \cdot \text{mol}$
- Dédire la quantité cherchée du tableau de proportionnalité.

$$\frac{n}{2} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{2} \Rightarrow n = 2 \cdot 10^{-2}$$

- Calculer la masse cherchée : $m_{\text{NaCl}} = n \cdot M$ avec $M_{(\text{NaCl})} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$

$$m_{\text{NaCl}} = 2 \cdot 10^{-2} \times 58,5 = 1,17 \text{ g.}$$

Exercice 4: on exprime parfois la composition d'un corps composé par une formule centésimale, molaire ou massique. Une telle formule indique les pourcentages molaires ou massiques, des différents éléments qui composent le corps étudiée.

Etablir les formules centésimales saccharose (le sucre) dont la formule est $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

1- Formule centésimale molaire

Le pourcentage molaire d'un élément X se calcule par :

$$100 \times \frac{\text{nombre d'atomes de X dans la formule}}{\text{nombre total d'atomes dans la formule}}$$

Le saccharose est un composé moléculaire d'atomicité égale à 45. D'où, le pourcentage molaire en élément vaut :

$$\text{Carbone} = 100 \times \frac{12}{45} \approx 26,7 ; \text{hydrogène} = 100 \times \frac{22}{45} \approx 48,9$$

$$\text{Oxygène} = 100 \times \frac{11}{45} \approx 24,4$$

2- Formule centésimale massique :

Le pourcentage massique d'un élément X se calcule par :

$$100 \times \frac{\text{masse de l'élément X contenu dans une mole}}{\text{masse molaire du composé}}$$

$$M_{\text{C}} = 12 \times 12 = 144 \text{ g/mol}; \quad M_{\text{O}} = 11 \times 16 = 176 \text{ g/mol}; \quad M_{\text{H}} = 22 \times 1 = 22 \text{ g/mol}.$$

$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342 \text{ g/mol}$. D'où pourcentage massique en élément :

$$\text{Carbone} = 100 \times \frac{144}{342} \approx 42,1 \quad ; \quad \text{Hydrogène} = 100 \times \frac{22}{342} \approx 6,2$$

$$\text{Oxygène} = 100 \times \frac{176}{342} \approx 51,5$$

Exercice 27.1 : Ecrire les formule des molécules suivantes ; calculer leur atomicité et préciser s'ils sont des corps simples ou composés. Diazote, néon, dioxyde d'azote ; octasoufre, pentachlorure de phosphore ; hexafluorure d'ammonium ; tétraphosphore.

Exercice 27.2 : combien y a-t-il de mol d'eau dans un litre d'eau ? La masse volumique de l'eau liquide est voisine de 10^3 kg/mol . Combien y a-t-il de molécules dans un litre d'eau ?

Exercice 27.7 : déterminer la quantité de matière contenue dans 100g des corps : dihydrogène ; bromure de potassium Kbr, chlorophylle $C_{55}H_{72}N_4O_5Mg$.

Exercice 27.9 : calculer la composition centésimale molaire et massique des molécules suivants : NO ; NO₂ ; N₂O₅.

Exercice 27.4 : les bougies sont constituées de molécules d'acide stéarique de formule $C_{18}H_{36}O_2$. Quelle est l'atome de l'acide stéarique ? Quelle est sa masse molaire ? Combien y a-t-il de moles d'acide stéarique dans une bougie de 180g ? Combien y a-t-il de molécules ?

$$\text{Résolution : } 56 ; M = 0,52 \text{ mol} ; 3,18 \cdot 10^{23} \text{ mol}$$

$$a = 10^3 \text{ kg/m}^3 ; V = 1l \Rightarrow 1l = 0,001 \text{ m}^3$$

$$N = n \times N_A \Rightarrow n = \frac{m}{M} = a \times V \times M$$

$$a = \frac{m}{V} \Rightarrow m = a \times V$$

$$.n = 10^3 \text{ kg/m}^3 \times 10^3 \text{ m}^3 \times 18 \cdot 10^{-3}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{a \times v}{M} \frac{1000.0}{0,018}$$

$n = 55,56 \text{ mol}$

Exercice : le sucre est un composé bien défini : le saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$. Par chauffage en vase clos, il donne du carbone et de la vapeur d'eau. Ecrire l'équation bilan de la réaction et calculer la masse de carbone obtenue à partir de 48,3g de sucre.

Chapitre 4 : La réaction chimique

I- EQUATION BILAN D'UNE REACTION.

1- Définition de la réaction chimique.

Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle, les corps purs appelés **réactifs** disparaissent en donnant des corps purs différents appelés **produits**.

Exemple : réaction du soufre avec le soufre $S + O_2 \rightarrow SO_2$.

Les réactifs sont : S et O, les produits : SO_2

2- conservation de la matière au cours d'une réaction chimique **Loi de Lavoisier.**

Au cours d'une réaction chimique, tous les éléments constituant les réactifs se retrouvant dans les produits de la réaction : on dit qu'il y a conservation des éléments : cette conservation constitue la loi de Lavoisier.

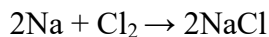
3- comment équilibrer une équation bilan

Pour écrire l'équation bilan équilibrée d'une réaction :

- On écrit les formules des réactifs et des produits en prévoyant l'espace des coefficients stœchiométriques.

Exemple : $\square Na + \square BCl_2 \rightarrow \square NaCl$.

- On constate qu'il y a le même nombre de mole Na dans chaque membre, par contre, pour 2 moles d'atomes de chlore (Cl) dans le membre de gauche (dans $NaCl_2$), il n'y a qu'une mole d'atome Cl dans le membre de droite (dans NaCl).
- On exprime alors la conservation de l'élément chlore en plaçant le coefficient 2 devant NaCl et le coefficient 1 devant Cl_2 .
- Mais par convention, le coefficient 1 ne s'écrit pas. On obtient alors.



C'est l'équation bilan équilibrée qui se traduit par le bilan suivant :

2 moles de Na réagissant avec 1 mole de dichlore pour donner 2 moles de NaCl.

Exemple d'application : équilibrer les équations bilans suivants :

- 1- $Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3 + 3CO$
- 2- $H_2S + O_2 \rightarrow H_2 + SO_2$
- 3- $Fe + O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

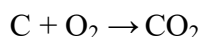
Résolution

- 1- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C} + 3\text{Cl}_2$
- 2- $\text{H}_2 + \frac{3}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- 3- $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$.

II- Etude de quelques réactions chimiques

a) Etude de quelques combustions

- La combustion du carbone dans un le dioxygène (O_2) conduit au dioxygène de carbone CO_2 (gaz qui trouble l'eau de chaux). Son équation bilan est:



- La combustion du soufre dans le O_2 donne le SO_2 (gaz soluble dans l'eau et qui décolore le permanganate de potassium).

Equation bilan: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$.

- La combustion des alcanes:

La combustion des alcanes avec le (dioxygène) O_2 donne le CO et la valeur d'eau si le O_2 est utilisé à défaut, mais en général cette combustion donne le CO_2 et la vapeur d'eau.

- Combustion complète donne CO_2 et H_2O
- Combustion incomplète donne CO et H_2O .

Les alcanes ont pour formule générale: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Pour $n = 1$, CH_4 ; pour $n=2$, C_2H_6 ; pour $n = 3$, C_3H_8 .

Exemple: de combustion avec le O_2 .

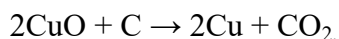
- $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_2\text{H}_6 + \frac{7}{2}\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.

1- Bilans-molaires et massiques d'une réaction chimique

a) L'équation bilan et le bilan molaire

Montrons sur un exemple que l'équation bilan d'une réaction peut être traduite en termes de quantité de matière.

Exemple: l'action du carbone sur l'oxygène de cuivre donne de dioxyde de carbone et du cuivre métal.



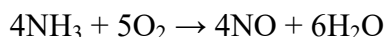
Traduisons le bilan en quantité de matière:

2 moles de (CuO) + 1 mole \rightarrow 2 moles (Cu) + 1 mole (CO).

Ce bilan signifie que la formation de chaque mole de CO₂ s'accompagne nécessairement de:

- La formation de deux moles de Cu;
- La consommation de 2 moles de CuO et d'une mole de carbone.

Exemple 2: on considère la réaction suivante:



On a obtenu 60 moles de NO par cette réaction; quelles quantités X et Y d'ammoniac et dioxygène ont été nécessairement consommées? Quelle quantité d'eau z s'est formée simultanément?

Solution:



Bilan molaire: 4 moles (NH₃) + 5 moles (O₂) \rightarrow 4 moles (NO) + 6 moles (H₂O)

Système étudié: x (mol) + y (mol) \rightarrow 60 mole + z mole.

X mole \rightarrow 60 mole

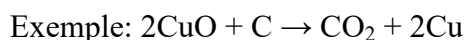
$$4 \text{ moles} \rightarrow 4 \text{ moles} \Rightarrow x = \frac{60 \times 4}{4} = 60 \text{ mol}(\text{NH}_3)$$

$$y = \frac{5 \times 60}{4} = 75 \text{ mole (O)} ; z = \frac{6 \times 60}{4} = 90 \text{ mol}(\text{H}_2\text{O}).$$

Remarque : l'équation bilan d'une réaction chimique traduit des relations de proportionnalité entre les variations des équations de matières dans différents corps purs intervenant dans la réaction.

b) L'équation bilan et le bilan massique.

L'équation bilan, qui traduit des relations de proportionnalité entre les variations des quantités de matière des différents corps purs intervenant dans la réaction, traduit aussi les relations de proportionnalité entre les différentes masses de ces corps.



Le bilan massique de cette réaction s'écrit:

$$2 \times 79,5\text{g} + 12\text{g} \rightarrow 44\text{g} + 2 \times 63,5\text{g}$$

Ce bilan signifie que l'obtention de 44g de CO₂ s'accompagne nécessairement de:

- La formation de 127g de Cu;

- La consommation de 159g de CuO et de 12g de carbone.

Exemple: calculer la masse de NaCl obtenue en faisant brûler 0,44g de sodium dans un excès de dichlore.

Solution:

Equation bilan: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

Bilan massique:
$$\begin{cases} 2 \times 23\text{g} + 35,5\text{g} \rightarrow 2 \times (23 + 35,5) \\ 46\text{g} + 71\text{g} \rightarrow 117\text{g} \end{cases}$$

Système étudié: $0,46\text{g} + \text{excès} \rightarrow x$

$$X = m = \frac{117 \times 0,46}{46} = 1,17\text{g}$$

Exercice 1: écrire les équations bilans des réactions suivantes:

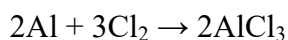
- Sodium + chlore;
- Dibrome aluminium (produit obtenu est le brome d'Al AlBr_3)
- Sodium + eau.
- Fer + dichlore (le produit est le chlorure de fer)

Exercice 2 : le sucre est un composé bien défini: le saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Par chauffage en vase clos, il donne du carbone et de la vapeur d'eau.

Ecrire l'équation bilan de la réaction et calculer la masse de carbone obtenue à partir de 48,3g de sucre.

Exercice 3: on fabrique du chlorure d'aluminium AlCl_3 grâce à la réaction dont l'équation bilan s'écrit: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$. On souhaite obtenir 0,25 mole de chlorure aluminium, quelles sont les quantités de matières d'aluminium et de dichlore nécessaire?

Résolution exercice 3:



2 moles + 3 moles \rightarrow 2 mol

1 mole + x mole \rightarrow 0,25 mol

2 moles (AlCl_3) \leftrightarrow 3 moles (Cl_2)

$$0,25 \text{ moles } (\text{AlCl}_3) \leftrightarrow x \text{ mol } (\text{Cl}_2) \Rightarrow \frac{0,25}{2} = \frac{x}{3} \Rightarrow x = \frac{3 \cdot 0,25}{2}.$$

Exercice 4: écrire l'équation bilan pour chacune des réactions d'écrites ci-dessous.

- La combustion incomplète de l'éthane (C_2H_6) dans le dioxygène forme du carbone et de l'eau.
- L'eau oxygénée H_2O_2 se décompose en eau et dioxygène.

- c) Le chauffage du carbonate de calcium CaCO_3 forme de l'oxyde de calcium CaO et du dioxyde de carbone.
- d) Le dihydrogène brûlé dans le dichlore en formant du chlorure d'hydrogène

Masse molaire.

$\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_6$ acide ascorbique (vitamine c), $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_2\text{N}_4$ (caféine)

$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ (aspirine); $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$ (cholesterol), Na_2SO_4 (sulfate de Na)

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de cuivre; $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}$.

III- Détermination du réactif en excès

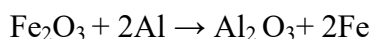
Lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions correspondant à celle des coefficients de l'équation-bilan, on dit que l'on se place dans les proportions "stœchiométriques": les réactifs disparaissent alors totalement. Il n'en est pas toujours : un des réactifs peut être en excès vis-à-vis de l'autre.

On réalise une réaction aluminothermie en mélangeant $m_1 = 31,92\text{g}$ d'oxyde de fer, de formule Fe_2O_3 , et $m_2 = 6,75\text{g}$ d'aluminium. La réaction étant amorcée à l'aide d'un ruban de magnésium en flamme, il se forme de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 et du fer.

- 1- Quel est le réactif en excès?
- 2- Déterminer la masse m'' du réactif en excès qui n'a pas réagi.
- 3- Quelle masse m de fer est formé?
- 4- Quelle est la masse m' d'oxyde d'aluminium formé?

Solution

1. Détermination du réactif en excès
- L'équation bilan de la réaction s'écrit:



- **Quantité de matière relative à l'équation bilan:**

1	2	1	2
---	---	---	---

Masse s relatives au problème:

1m	m ₂	m?	m?
----	----------------	----	----

- Quantité de matières relatives au problème

1n = $\frac{m_1}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)}$	1n = $\frac{m_2}{M(\text{Al})}$	n?	n?
---	---------------------------------	----	----

On détermine les masses molaires

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,6 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol} ; M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{31,92}{159,6} = 0,2 \text{ mol} ; n_2 = \frac{6,75}{27} = 0,25 \text{ mol}$$

- Calculons la quantité de matière n_2 d'aluminium nécessaire à la consommation totale de 0,2 mole d'oxygène de fer.

D'après l'équation bilan, pour 1 mole d'entités Fe_2O_3 il faut 2 moles d'atomes d'aluminium donc pour n_1 moles d'entités Fe_2O_3 il faut $n_2 = 2n_1$ moles soit $n_2' = 0,40$ mole d'atomes d'aluminium.

$N_2 = n_2'$: l'aluminium est en défaut ce qui correspond à excès d'oxyde de fer.

2. Masse de l'oxyde de fer en excès

L'aluminium étant en défaut, c'est lui qui va limiter la réaction. En effet lorsqu'il aura totalement disparu, la réaction s'arrêtera:

L'oxyde de fer en excès ne réagira pas. **Il faut donc raisonner sur le réactif en défaut.**

- Calculons la quantité de matière n_1' d'oxyde de fer nécessaire à la consommation totale des 0,25 moles d'aluminium. Pour 2 moles d'atomes d'aluminium il faut 1 mole d'entités Fe_2O_3 donc pour n_2 mole il en faut $n_1' = \frac{n_2}{2}$ soit $n_1' = 0,125$ mol d'entités Fe_2O_3 .
- La quantité de matière le Fe_2O_3 en excès sera:

$$n_1'' = n_1 - n_1' = 0,20 - 0,125 = 0,075 \text{ mol}$$

- La masse d'oxyde de fer en excès sera donc de:

$$m'' = n_1'' \times M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,075 \times 159,6$$

$$m''_{(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = 11,97 \text{ g.}$$

3. La masse de fer formé.

- D'après l'équation bilan pour 2 moles d'atomes d'aluminium il se forme 2 moles d'atomes de fer, donc, pour n_2 moles il s'en formera $n = n_2$ soit.

$$n_{(\text{Fe})} = 0,25 \text{ mole.}$$

$$\text{La masse de fer formée est: } m = n_{(\text{Fe})} \times M_{(\text{Fe})} = 0,25 \times 55,8$$

$$m_{(\text{Fe})} = 13,95 \text{ g}$$

Remarque: conservation de la masse. Au départ la masse des réactifs est de:

$$31,92 + 6,75 = 38,67\text{g.}$$

Lorsque la réaction est terminée il s'est formé : $13,92 + 12,75 = 26,70\text{g}$ de produits. Sachant qu'il reste $11,97\text{g}$ d'oxyde de fer qui n'ont pas réagi, après réaction il y a bien la même masse qu'avant la réaction: $26,70 + 11,97 = 38,67\text{g}$.

3- Masse de dioxyde d'aluminium formé

De même pour 2 moles d'atomes d'aluminium Al_2O_3 , donc, pour n_2 moles il s'en formera

$$n' = \frac{n_2}{2} \text{ soit } n'_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 0,125 \text{ mol.}$$

- La masse d'oxygène aluminium formé est:

$$.m' = n'_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} \times M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 0,125 \times 102 = 12,75\text{g}$$

$m'_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 12,75\text{g}$
--

Bibliographie

1. G. Fontaine, A. Tomasino, Chimie Seconde, Nathan, 1990
2. JP. Lecardonnell, JG Villar, Physique Chimie Seconde, Collection Galiléo, Bordas, 2000
3. Physique Chimie Seconde, Collection Eurin-Gie, Nouvelle Edition 87, Hachette



Numéro atomique	4	9,0	Masse atomique en g.mol ⁻¹ (1)
Nom	Be	Symbole (2)	
	Beryllium		

(2) état physique du corps simple à 25°C et 1,013 bar

[illegible]

Partenariat
Lycée Saint François Xavier
Label 109



Livret à ne pas vendre

Contact
info@label109.org

Télécharger gratuitement les applications et livres numériques sur le site:
<http://www.tchadeducationplus.org>

 Mobile et WhatsApp: 0023566307383



Rejoignez le groupe: <https://www.facebook.com/groups/tchadeducationplus>