

Quatrième: Cours de Chimie

Y. Delhaye

23 février 2010

Copyright (c) 2004-2010 Yves Delhayé

Ce document est sous licence Creative Common CC BY-NC-SA

Paternité-Pas d'Utilisation Commerciale-Partage des Conditions Initiales à l'Identique 2.0 France

- Vous êtes libres :
 - de reproduire, distribuer et communiquer cette création au public,
 - de modifier cette création.
- Selon les conditions suivantes :
 - Paternité : Vous devez citer le nom de l'auteur original de la manière indiquée par l'auteur de l'oeuvre ou le titulaire des droits qui vous confère cette autorisation (mais pas d'une manière qui suggérerait qu'ils vous soutiennent ou approuvent votre utilisation de l'oeuvre).
 - Pas d'Utilisation Commerciale : Vous n'avez pas le droit d'utiliser cette création à des fins commerciales.¹
 - Partage des Conditions Initiales à l'Identique : Si vous modifiez, transformez ou adaptez cette création, vous n'avez le droit de distribuer la création qui en résulte que sous un contrat identique à celui-ci.
- voir <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/2.0/fr/legalcode>

1. Vous pouvez cependant faire des copies et les distribuer à prix coutant (par exemple à vos élèves).

Table des matières

I	Mole, concentration et stoechiométrie	1
1	La mole	3
1	La mole	4
A	Introduction	4
B	Le nombre d'Avogadro	4
a	Définition	4
C	Masse et quantité de matière	4
D	La mole	4
a	Définition	5
b	Exemples	5
c	Résumé	5
d	Schéma	5
E	Exercices	5
2	La masse molaire M	5
A	Définition	6
B	Schéma	6
C	Formule	6
a	Exemple	6
b	Remarque	6
D	Exercices	6
E	Application	7
3	Le volume molaire gazeux	7
A	Introduction	7
B	Des propriétés des gaz au modèle moléculaire	7
C	Les lois des gaz	8
D	Définition	9
E	Exemples	9
F	CNTP et CSTP	9
G	Exercices	9
4	schéma complet	9
5	EXERCICES RECAPITULATIFS	10

2	Concentrations	11
1	Exercices	12
	A Les unités	12
2	Les concentrations	12
	A La concentration massique	12
	B La concentration molaire	12
	a Molarité	13
3	La dilution :	13
3	La loi des gaz parfaits	15
1	La loi des gaz parfaits	16
2	Exercices	16
4	Stoechiométrie	17
1	Introduction	17
	A Analyse d'un article de journal : asphyxie dans une salle de bain	17
	B Présentation	17
2	Comment résoudre les problèmes stoechiométriques?	18
	A introduction	18
	B Méthode	18
	C Données en moles	18
	D Exemple :	18
	E Données en grammes	19
	F Exemple :	19
	G Données en volumes	19
	H Exemple :	19
	I Tout ensemble	20
	J Exemple :	20
	K 	20
II	Structure de l'atome et propriétés chimiques	21
5	Tableau Mendeleev	23
1	Introduction	24
2	Les familles	24
	A Premier exemple : Li, Na, K et La famille Ia	24
	B Deuxième exemple : Mg, Ca, Sr, Ba et la famille IIa	24
	C Troisième exemple : F, Cl, Br et la famille VIIa	25
	a Exemples	25
3	Les périodes	25

	b	Exemples :	26
4		Analyse du tableau périodique complet	26
	c	vertical	26
	d	horizontal	26
	A	Les familles	26
	a	Les familles a	26
	b	Les familles b	27
6		Atome de Bohr	29
1		Introduction	30
	A	Rappel : Le modèle de Rutherford-Chadwick	30
2		Faits expérimentaux	30
	A	Flammes colorées	30
	B	Le rayonnement du corps noir	30
	C	Constat	30
3		Le modèle de Bohr	30
	A	Les niveaux d'énergie des électrons	31
	a	Exemple des alcalins	31
	b	Niveaux fondamental et excité	31
	c	Niveaux d'énergie et couleurs	31
	d	Modification du modèle de Rutherford-Chadwick	31
	B	Le modèle de Bohr (1913)	32
	a	Les couches K, L et M	32
	b	Nombre d'électron par couche	33
	c	Répartition des électrons dans les atomes des périodes 1, 2, et 3	33
4		Le tableau périodique et le modèle de Bohr	33
5		Notion d'isotope	34
	i)	Exemple :	34
	A	Isotopes : Z, A	34
	B	Masse atomique	34
7		Ions	35
1		Introduction	36
	A	Mise en situation	36
2		L'électrisation des atomes	36
	A	Les ions dans les solutions aqueuses	36
	a	Notion d'ion	36
	b	Anions et cations : les deux types d'ions	37
	c	Nombre de charge des ions	37
	B	Les ions dans la plupart des solides ioniques	38
	a	Le sodium et le chlore dans $NaCl$	38

8 Octet	39
9 Liaisons	41
1 Octet et représentation de Lewis	42
A Structure électronique des orbitales : les doublets non-liants	42
a Représentation conventionnelle de Lewis	42
i) Seules les couches externes sont intéressantes	42
ii) Exemple	42
b Représentation de Lewis pour la troisième période	42
i) De Na à Si	42
ii) De P à Ar : les doublets non-liants	42
B Représentation de Lewis et molécules	42
a 2 exemples simples	42
i) NaCl	42
ii) MgO	42
2 Les liaisons chimiques	42
A Introduction	42
B Différence d'électronégativité	42
C Liaison ionique	43
D Liaison covalente	43
10 Chimie organique	45

Première partie

Mole, concentration et stoechiométrie

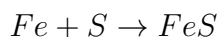
Chapitre 1

La mole

1 La mole

A Introduction

En 3ème, tu as appris à lire une équation chimique. Par exemple, si l'équation chimique qui rend compte de la synthèse du sulfure de fer est



tu la lis :

1 atome de fer réagit avec 1 atome de soufre pour former 1 molécule de sulfure de fer.

Bien sûr, il est impossible de travailler avec 1 atome de fer dans le laboratoire. Il est dès lors nécessaire de considérer une certaine quantité d'atomes ou de molécules.

B Le nombre d'Avogadro

Cette quantité, qui sert en quelque sorte d'unité, a été déterminée par Avogadro, savant italien du 18ème siècle.

a Définition

Ce nombre vaut 6.10^{23} , s'appelle le nombre d'Avogadro et se note N_{Av} .

C Masse et quantité de matière

On sait que les atomes n'ont pas tous la même masse.

On a pu mettre en évidence que

- la masse de 6.10^{23} atomes d'hydrogène est de 1g,
- la masse de 6.10^{23} atomes de fer est de 56g,
- la masse de 6.10^{23} atomes de carbone est de 12g
- et ainsi de suite.

Ces masses correspondent à la masse atomique relative mais exprimée en grammes.

On peut donc affirmer :

Dans une masse d'atomes (en g) de n'importe quel type, correspondant à sa masse relative A, il y a toujours le même nombre N d'atomes.

De plus, nous pouvons tenir le même raisonnement pour les molécules. Tu peux donc écrire :

Dans une masse de molécules (en g) de n'importe quel type, correspondant à sa masse relative, il y a toujours le même nombre N de molécules.

D La mole

Par facilité, les chimistes ont donné le nom de mole à la quantité de matière contenant 6.10^{23} atomes ou molécules.

a DéfinitionDéfinition:

La **mole** est la quantité de matière contenant 6.10^{23} atomes ou molécules.

Son symbole est **mol**

et le nombre de moles est représenté par la lettre **n**.

b Exemples

- 1 mol d'atomes S contient 6.10^{23} atomes de S,
- 1 mol d'atomes S contient 6.10^{23} atomes de S,
- 1/2 mol d'atomes O contient 3.10^{23} atomes d'O,
- 0,1 mol de molécules de HCL contient 6.10^{22} molécules de HCL,
- 12.10^{23} atomes Al constituent 2 mol d'atomes Al.

On note $n(\text{Al}) = 2 \text{ mol}$.

c Résumé

Le nombre N d'Avogadro est le nombre constant 6.10^{23}

- d'atomes contenus dans une masse (en g) d'un corps pur correspondant à sa masse atomique relative ;
- de molécules contenus dans une masse (en g) d'un corps pur correspondant à sa masse moléculaire relative.

La mole est la quantité de matière contenant 6.10^{23} entités (molécules, atomes, ions).

d Schéma

Dessin

E Exercices

1. Calcule le nombre d'entités contenues dans :
 - (a) 2 mol de molécules de HNO_3 ;
 - (b) 0,1 mol d'atomes de Na ;
 - (c) 0,4 mol de molécules de NaCl.
2. Calcule la quantité de matière correspondant à :
 - (a) 2.10^{23} atomes Mg ;
 - (b) 3.10^{21} molécules CO_2 ;
 - (c) 24.10^{23} atomes Fe.

2 La masse molaire M

Comme on vient de le voir, la masse d'une mole d'atomes Na, par exemple, est la masse atomique relative du Na, exprimée en gramme : 23 g.

On l'appelle la **masse molaire** du sodium.

A Définition

La masse d'une mole d'atomes ou de molécules, appelée masse molaire (**M**), est la masse atomique relative ou moléculaire relative exprimée en **g/mol**.

B Schéma

Dès lors, la masse d'un corps (en g), est égale à la quantité de matière (en mol) multiplié par la masse molaire (en g/mol), comme le montre le schéma suivant :

Dessin

C Formule

$$m(g) = n(\text{mol}) \cdot M(g/\text{mol}) \quad (1.1)$$

où

- m est la masse de matière (en g),
- n est le nombre de môle (en mol),
- M est la masse molaire (en g/mol).

a Exemple

Calcule la quantité de matière présente dans 36g d'eau :

- La masse molaire de l'eau (H_2O) est : $M = (2 \times 1g) + 16g = 18g$
- Quantité de matière = masse du corps/masse molaire : ($n = \frac{m}{M}$)
- Quantité de matière = $36g / 18g \cdot mol^{-1} = 2 \text{ mol}$

b Remarque

$$g/\text{mol} = g \cdot \text{mol}^{-1}$$

D Exercices

1. Calcule la quantité de matière présente dans :
 - (a) 14g d'hydroxyde de potassium (KOH),
 - (b) 10g de carbonate de calcium ($CaCO_3$),
 - (c) 7g d'azote.
2. Calcule la masse en g de :
 - (a) 10 mol d'ammoniac (NH_3),
 - (b) 0,2 mol de C,
 - (c) 2,5 mol de propane C_3H_8 .

E Application

Le liquide physiologique (pour les lentilles ou les injections) a une composition de 9 mg de $NaCl$ pour 1ml d'eau.

Calculer le nombre de môle de $NaCl$ dans un litre de liquide physiologique !

- $m_{(NaCl)} = 9g$
- $M_{(NaCl)} = (23 + 35,5)g/mol = 58,5g/mol$
- $n_{(NaCl)} = m/M = 9g/58,5g/mol = 0,15mol$

Pour le même nombre de môle de glucose ($C_6H_{12}O_6$), quelle sera la masse de glucose ?

- $n_{(C_6H_{12}O_6)} = 0,15mol$
- $M_{(C_6H_{12}O_6)} = (6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16)g/mol = 180g/mol$
- $m_{(C_6H_{12}O_6)} = n \cdot M = 0,15mol \cdot 180g/mol = 27g$

RMQ : INCLURE LA CONCENTRATION ICI

3 Le volume molaire gazeux

Pour les gaz, il est plus facile de mesurer les volumes que les masses.

A Introduction

- Citez le nom de gaz que vous connaissez.
- Que savez vous des gaz : propriétés, constituants, ...
- Faites un dessin d'un récipient rempli de gaz. Dessinez l'image d'une petite partie de ce volume qui serait agrandie un très grand nombre de fois. Faites une légende pour votre dessin.

La matière existe sous trois états : solide, liquide et gazeux.

Les gaz sont tous moléculaires (O_2 , H_2 , CO_2 , ...) à l'exception des six gaz nobles (He, Ne, Xe, ...).

Tous les gaz sont constitués de petites molécules, elles-mêmes formées d'atomes de faibles masses atomiques. C'est la condition pour que les molécules (ou atomes) puissent se séparer facilement.

Définition:

Un gaz est une forme de la matière qui est fluide, qui remplit un récipient fermé et qui peut être comprimée facilement.

B Des propriétés des gaz au modèle moléculaire

Mettons en rapport les propriétés macroscopiques des gaz et les caractéristiques de leur modèle moléculaire.

Propriétés macroscopiques	caractéristiques moléculaires
Les gaz se dilatent pour remplir les récipients.	Les interactions sont faibles entre les molécules . Celles-ci peuvent donc s'écarter les unes des autres.
Les gaz remplissent quasi immédiatement les récipients.	Les molécules peuvent se déplacer très vite.
Les gaz sont très compressibles.	Les molécules sont très distantes les unes des autres.

Et donc :

Le modèle moléculaire des gaz décrit ceux-ci comme des ensembles de molécules ou d'atomes se déplaçant aléatoirement, rapidement, sans cesse, à grande distance les uns des autres.

C Les lois des gaz

Partant des propriétés que nous venons de voir, explorons ce que nous appellerons désormais les lois des gaz.

Au *XVII^{ème}* siècle, deux savants font les premières mesures “sérieuses” des propriétés des gaz et arrivent tous deux aux mêmes conclusions. Ils donnent leur noms à la loi suivante.

Loi de Boyle-Mariotte :

$$p \cdot V = cste. \quad (1.2)$$

où :

- p = pression du gaz (Pa)
- V = volume du gaz (m^3)

Au *XIX^{ème}* siècle, la passion des montgolfières, fait découvrir à eux français une nouvelle loi.

Loi de Charles :

$$\frac{V}{T} = cste'. \quad (1.3)$$

où :

- V = volume du gaz (m^3)
- T = température absolue du gaz (K)
- T = t + 273,15
- avec t = température en $^{\circ}C$

Cette loi exprime que si l'on chauffe un gaz, son volume augmente en proportion de l'augmentation de température. (cfr. la dilatation des solides et des liquides)

En 1811, Avogadro affirme qu'à une même température des volumes égaux de gaz différents vont contenir le même nombre de “particules de gaz”.

En combinant C, C et Avogadro, nous pouvons écrire la loi des gaz parfaits.

La loi des gaz parfaits :

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (1.4)$$

où :

- p = pression du gaz (Pa)
- V = volume du gaz (m^3)
- n = le nombre de moles de gaz (mol)
- R est la constante des gaz = $8,314 \text{ m}^3 \cdot \text{Pa} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
- T = température absolue du gaz (K)
- T = t + 273 $^{\circ}C$

TABLEAU UNITES

Donc, une mole de n'importe quel gaz, pris dans des conditions définies de température et de pression occupe toujours le même volume.

Calculez, en utilisant C, le volume d'une môle de gaz à $0^{\circ}C$ et à une pression de 1 atmosphère.

D Définition

Définition:

Ce volume est appelé volume molaire gazeux et est noté V_m .
A 0°C et à une pression de 1 atmosphère, le volume molaire gazeux vaut 22,4 l/mol.

Définition:

Une température de 0°C et une pression de 1 atmosphère seront désormais désignés comme les conditions normales de température et de pression. (CNTP)

E Exemples

- A 0°C et à une pression de 1 atmosphère, 2 mol de Cl_2 occupent un volume de $2 \times 22,4 \text{ l} = 44,8 \text{ l}$.
- Un volume de 22,4l d'oxygène correspond donc à une môle d' O_2 . Sa masse sera de 32g.
- Un volume de 22,4l d'hydrogène correspond donc à une môle d' H_2 . Sa masse sera de 2g.
- Un volume de 22,4l de dioxyde de carbone correspond donc à une môle de CO_2 . Sa masse sera de 44g.

F CNTP et CSTP

Dans les laboratoires, la température est plus proche de 25°C . En utilisant **C**, Calculez le volume d'une môle de gaz à cette température.

Définition:

Une température de 25°C et une pression de 1 atmosphère seront désormais désignés comme les conditions standards de température et de pression. (CSTP)

G Exercices

1. Calcule la quantité de matière (en mol) correspondant à :
 - (a) 11,2 L d' O_2 (CNTP),
 - (b) 180 L de méthane (CH_4),
2. Calcule le volume occupé en L par les gaz suivants (CNTP) :
 - (a) 15 mol de dioxyde de soufre,
 - (b) 0,01 mol d'ammoniac.

4 schéma complet

Dès lors, tu es à même de représenter le schéma complet des transformations possibles :

Dessin

5 EXERCICES RECAPITULATIFS

1. Une puce, utilisée dans un circuit imprimé pour micro-ordinateur, contient 5,68 mg de silicium Si. Combien d'atomes Si sont présents dans cette puce ?
2. Combien de molécules d'eau avales-tu lorsque tu bois un verre d'eau de 0,2 L ?
3. En 1989, le produit chimique le plus utilisé dans le monde a été le sulfate d'hydrogène. On en a produit, cette année-là, $4 \cdot 10^{11}$ mol. Calcule la production correspondante en tonnes.
4. Lors d'une électrolyse de l'eau, on obtient, à CNTP, un dégagement de 125 mL d' O_2 . Quelle quantité de matière (mol) et quelle masse (g) de dioxygène ont-elles été produites ?

Chapitre 2

Concentrations

2DO : 2008 2009 convertir les notes de Marianne pour la théorie et utilisez ce qui suit pour les exercices. Voir le CS pour latexisation Remarque : 1 molaire = $1\text{mol}/1 = 1\text{ M}$

1 Exercices

A Les unités

exercice 1 : relever et classer les unités des valeurs ci-dessous

prise de sang , étiquette de bouteille et extrait d'un catalogue de réactifs chimiques

ccl : il ya différentes façons d'exprimer la quantitéde matière présente dans un volume donné de solution, c'est-à-dire la concentration

2 Les concentrations

Dans le liquide physiologique, il y a 9 g de sel par litre de liquide.

Lorsqu' après une opération nous devons être nourris par une solution d'eau sucrée, La quantité de sucre par litre de liquide ne peut être laissée au hasard : le nombre de mole de sucre doit être le même que le nombre de môle de sel dans le liquide physiologique.

Calculez la masse de sucre par litre de solution.

A La concentration massique

Certaines unités font référence à une masse présente dans une certaine dans un certain volume de solution (les élèves donnent des exemples)

en chimie nous utiliserons le g/L

Définition:

$$\text{concentration massique } (\gamma) = m \text{ (g)}/V \text{ (L)}$$

B La concentration molaire

l'autre unité utilisée dans l'exercice 1 fait référence à un nombre de Moles présentent dans un certain volume de solution (les élèves donnent des exemples)

en chimie , nous utiliserons la mole/L

Définition:

$$\text{concentration molaire } (C) = n \text{ (mol)}/V \text{ (L)}$$

exercice 2 :

Il y a 1mole de NaOH dans un litre de solution Il y a 0,2mole de HCl dans un litre de solution Il y a 3mole de KNO₃ dans un litre de solution

a Molarité

Remarque : Dans la pratique, la concentration molaire est appelée molarité. Une solution de 1 mol/L est une solution dite 1 molaire (1M)

Donc sur les flacons, il pourrait être écrit...

Exercice 3 : calculer le nombre de moles dans un volume donné de solution :

100 mL de la solution 1 : 0,1 moles de NaOH 250 mL de la solution 2 : 0,05 moles de HCl 500 mL de la solution 3 : 1,5 moles de KNO₃

Exercice 4 : calculer le nombre de grammes dans un volume donné de solution :

En sachant que la masse molaire de NaOH est 40 g/mol 100 ml de la solution 1 : 4g de NaOH

Exercice 5 : calculer la concentration molaire d'une solution Calcium (étiquette d'eau minérale) : 65 mg/L

En sachant que la masse molaire de Ca²⁺ est de 40 g/mol

$C = 0,0015 \text{ moles/L}$

3 La dilution :

Diluer consiste à prélever un volume donné d'une solution initiale et à rajouter à ce volume un volume déterminé d'eau pour obtenir une solution finale de concentration plus faible (solution diluée)

exercice 6 : calculer la concentration molaire finale on dilue 10 fois une solution 1 molaire de NaOH avec de l'eau distillée dans 1 L de la solution de départ il y a 1 mole de NaOH dans 10L de la solution finale il y a 0,1 mole de NaOH

CCL : le nombre de moles reste identique entre la solution de départ et la solution finale CCL 2 : si on dilue 10 fois, en fait on divise la concentration de départ par 10

exercice 7 : calculer la concentration molaire finale on dilue 20ml de solution NaOH 1M avec 80 mL d'eau distillée

dans la solution de départ il y a 1 mole dans un litre donc 0,02 mole pour 20 mL dans la solution finale il y a 0,02 moles dans 100mL la concentration finale est de 0,2 moles par litre

autre approche : on dilue 5 fois la solution, donc on peut diviser la concentration de départ par 5 : $1/5 = 0,2 \text{ M}$

exercice 8 : calcul du volume initial de solution à prélever combien de mL d'une solution de NaOH 0,02M doit-on prélever pour obtenir 100mL d'une solution 0,005 M ?

dans la solution initiale il y a 0,02 moles dans 1L or, nous voulons 0,005 moles/L, il faut donc prélever 25mL

autre approche de la dilution : nous avons conclu après l'exercice 6 que le nombre de moles présentes dans la solution initiale (ni) est égal à celui de la solution finale (nf), or nous savons (par la définition) que $n = C V$

donc $C_i V_i = C_f V_f$

Chapitre 3

La loi des gaz parfaits

1 La loi des gaz parfaits

2 Exercices

Chapitre 4

Stoechiométrie

Temps prévu :

– périodes

Objectifs :

– .

Savoirs :

–

1 Introduction

A Analyse d'un article de journal : asphyxie dans une salle de bain

B Présentation

La chimie est omniprésente dans la fabrication des objets manufacturés qui vous entourent. Plastiques, médicaments, colorants, engrais, fibres textiles, tous sont des produits de la chimie.

Vous savez qu'une réaction chimique implique la transformation des réactifs en produits.

Chaque jour, les chimistes sont confrontés à des problèmes concrets qu'ils doivent résoudre :

- Quelle est la quantité des réactifs nécessaires à la fabrication de 5 millions de comprimés d'aspirines ?
- Quelle quantité de graisse animale faut-il pour fabriquer 200 000 savonnets ?

Les problèmes qui consistent à chercher la quantité de réactifs nécessaires pour obtenir la quantité voulue de produits (ou la quantité de produits issus de la réaction d'une quantité donnée de réactifs) sont appelés les problèmes stoechiométriques.

Nous allons utiliser les notions de moles et de concentration vues précédemment.

2 Comment résoudre les problèmes stoechiométriques ?

A introduction

Voici un exemple de question : Quelle est la masse de $CaCO_3$ présente dans une craie ? Nous avons vu au laboratoire qu'en faisant chauffer la craie, le CO_2 s'échappait et que la différence entre la masse de la craie au départ et la masse de la craie à l'arrivée permettait de calculer la masse de CO_2 et donc de déterminer la masse de $CaCO_3$.

Voici un autre exemple : Combien de moles de dihydrogène et de dioxygène sont produites par électrolyse de 10g d'eau ?

Ou encore : Combien de litres d'air faut-il injecter dans un moteur pour que la combustion de 100g de méthane soit complète ?

Ces problèmes stoechiométriques, nous pourrions les comparer à ceux d'une équipe de montage dans un garage :

Pour fabriquer une voiture, j'ai besoin :

- d'un châssis,
- d'un volant,
- de quatre roues,
- de trois pédales,
- de cinq portières...

La réaction chimique peut alors se comparer à l'assemblage de ma voiture : $4Roues + 3Pedales + 1Volant + 5Portieres + \dots \rightarrow 1Voiture$

Si mon équipe de montage a trois volant, 15 pneus , 20 portières, 8 pédales,... Combien de voitures peuvent-ils fabriquer ?

B Méthode

La lecture molaire de l'équation correctement pondérée est le passage qui permet la résolution des problèmes stoechiométriques.

C Données en moles

1. Écrire l'équation chimique pondérée de la réaction correspondante et sous celle-ci écrire sa lecture molaire.
2. Écrire les données et les inconnues sous la lecture molaire.
3. Déduire à partir des proportions données par la lecture molaire, combien de moles de produits sont obtenues.
4. Exprimer en une phrase la (ou les) réponse(s) trouvée(s).

D Exemple :

1. .
2. .
3. .

4. .

E Données en grammes

1. Écrire l'équation chimique pondérée de la réaction correspondante et sous celle-ci écrire sa lecture molaire.
2. Écrire les données et les inconnues sous la lecture molaire.
3. * Transformer les données exprimées en grammes en données exprimées en moles.
4. Déduire à partir des proportions données par la lecture molaire, combien de moles de produits sont obtenues.
5. * Calculer les masses m_1 et m_2 correspondant aux moles de produits formés.
6. Exprimer en une phrase la (ou les) réponse(s) trouvée(s).

F Exemple :

1. .

2. .

3. .

4. .

5. .

6. .

G Données en volumes

Même procédure qu'au point précédent mais en remplaçant gramme par litre.

H Exemple :

1. .

2. .

3. .

4. .

5. .

6. .

I Tout ensemble**J** Exemple :

1. .

2. .

3. .

4. .

5. .

6. .

définie.

K

Deuxième partie

Structure de l'atome et propriétés chimiques

Chapitre 5

La classification périodique des éléments.

Objectifs :

1 Introduction

Grâce à la classification qui porte son nom, Mendéléev (1834 - 1907), figure parmi les fondateurs de la chimie moderne. Son fameux tableau n'est pas le résultat d'une intuition géniale, mais résulte d'observations minutieuses et d'une longue réflexion.

Nous allons ici chercher

- à comprendre la démarche de Mendéléev dans l'élaboration de la classification qui porte son nom,
- à comprendre et prévoir les propriétés des éléments en fonction de leur emplacement dans le Tableau de Mendéléev.

2 Les familles

A l'époque, seulement 63 éléments étaient connus et on avait remarqué que certains d'entre-eux présentaient des analogies en ce qui concernent leurs propriétés chimiques.

Une Famille sera donc définie comme un groupe d'éléments présentant des similitudes de propriétés.

A Premier exemple : Li, Na, K et La famille Ia

Tous les trois présentent les caractéristiques suivantes :

Moins denses que l'eau. (Ils flottent.)

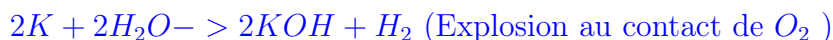
Mous (Nous les coupons au canif.)

Très réactifs :

Réactions violentes avec l'oxygène, l'eau et le chlore.

(hydroxydes corrosifs)

Exemple de réaction avec l'eau :



B Deuxième exemple : Mg, Ca, Sr, Ba et la famille IIa

Tous présentent également des propriétés chimique semblables.

Chauffés en présence d' O_2 \rightarrow Ils s'enflamment et donnent des oxydes.
 Réactions lentes avec H_2O \rightarrow hydroxydes ($Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$)

Ce sont les métaux alcalino-terreux. (Car on les trouve dans les terres alcalines.)

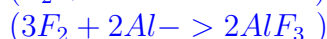
C Troisième exemple : F, Cl, Br et la famille VIIa

Tous trois sont très réactifs autant avec les métaux qu'avec les non-métaux

Molécules biatomiques : F_2O Cl_2O Br_2O

Ce sont les halogènes (= qui engendrent des sels.)

a Exemples



3 Les périodes

Mendéléev eut l'idée de classer les éléments par ordre croissant de masse atomique. Il remarque alors que les propriétés chimiques évoluent progressivement d'un élément au suivant, pour subir brusquement une modification nette, à partir de laquelle les éléments qui suivent présentent à nouveau des propriétés analogues à celles des éléments de la série précédente.

C'est ce qu'il appela la périodicité. Elle apparaît clairement si nous rangeons les éléments sur des rangées ou périodes :

Li Be B C N O F (Ne)

Na Mg Al Si P S Cl (Ar)

Les propriétés des éléments de Li à F se répètent de Na à Cl.

Mendéléev ignorait l'existence des gaz rares (ou nobles), il entama donc une nouvelle période avec K, placé sous Li et Na, les trois ayant des propriétés similaires.

Son idée de génie a été de disposer les éléments en périodes, de masse atomique croissante en laissant des cases vides pour respecter la périodicité. Ces cases correspondent à des éléments inconnus à cette époque. Il prédit ainsi l'existence de nombreux éléments.

b Exemples :

Il laisse deux cases vides entre Zn et As.

Il préfère placer As sous P car il a des propriétés comparables, et il prédire l'existence de 2 éléments manquants et leurs propriétés avant leur découverte.

4 Analyse du tableau périodique complet

La classification périodique présente à la fois un arrangement

c vertical

En familles, numérotées de I à VIII.

Attention : chiffres latins.

d horizontal

En périodes, numérotées de 1 à 7.

Attention : chiffres arabes.

A Les familles

a Les familles a

8 familles a dites familles principales

- 3 familles regroupant des éléments à caractère métallique :
 - Ia : les alcalins (de l'arabe alcali : soude, qui vient de la cendre) ex :...
 - IIa : les alcalino-terreux (Dont les propriétés sont intermédiaires entre celles des alcalins et celles des terreux.) ex :...
 - IIIa : les terreux (L'aluminium est un des éléments les plus abondants dans la croûte terrestre.) ex :...
- 4 familles regroupant des éléments à caractères non-métalliques :
 - IVa : les carbonides (Famille du carbone) ex :...
 - Va : les azotides (Famille de) ex :...
 - VIa : les sulfurides (Famille de) ex :...

- VIIa : les halogènes (.....) ex :...
- Une famille rassemblant des éléments qui se distinguent par une absence presque totale de réactivité :
 - Les gaz inertes (ou nobles ou rares car présents dans l'air en très faibles quantités.). ex :...

b Les familles b

Chapitre 6

L'atome de Bohr

1 Introduction

A Rappel : Le modèle de Rutherford-Chadwick

Atome constitué de

- noyau t.q.
 1. au centre de l'atome
 2. constitué de p^+ et n^0
 3. n_{p^+} fixe identité de l'atome
 4. $m_{p^+} \simeq m_{n^0}$
 5. $m_{atome} \simeq m_{noyau}$
 6. $\varnothing_{atome} \simeq 10^4 \cdot \varnothing_{noyau}$
- électrons t.q.
 1. en orbite autour du noyau (cfr. système planétaire)
 2. $|q_{e^-}| = q_{p^+}$
 3. $n_{e^-} = n_{p^+}$: atome électriquement neutre
 4. $m_{e^-} \simeq \frac{1}{1000} m_{p^+}$

2 Faits expérimentaux

Certains faits expérimentaux ne peuvent pas s'expliquer par le mod atomique de Rutherford.

A Flammes colorées

En effet, certaines substances chauffées émettent un rayonnement lumineux caractéristique du métal qu'elles contiennent.

- $NaCl$ chauffé conduit à l'apparition d'une lumière *orange*.
- $LiCl$ chauffé conduit à l'apparition d'une lumière *pourpre*.
- KCl chauffé conduit à l'apparition d'une lumière *violette*.

B Le rayonnement du corps noir

De même, au début du 20^{ème} siècle, les ingénieurs cherchent à déterminer la température des métaux en fusion grâce à la couleur du rayonnement lumineux émis.

C Constat

Cette émission de lumière ne s'explique pas par le modèle de Rutherford !

3 Le modèle de Bohr

Bohr a proposé un modèle qui, lui, permet d'expliquer ces observations.

A Les niveaux d'énergie des électrons

a Exemple des alcalins

Li, *Na* et *K* font tous trois partie de la famille des *alcalins*.

Ils possèdent donc des propriétés similaires. Pourtant, ils se comportent différemment dans une flamme !

b Niveaux fondamental et excité

Avant d'être mis dans la flamme, les atomes sont dans un état stable, appelé *état fondamental*.

Dans la flamme, l'énergie calorifique reçue par le métal n'est pas suffisante pour perturber le noyau de l'atome.

Mais les électrons, eux, absorbent cette énergie calorifique. Ils sont alors excités à dire qu'ils sont passés d'un niveau d'énergie fondamental (E_a) à un niveau d'énergie supérieure

Or, suivant un principe de physique élémentaire, plus un corps possède de l'énergie, plus il a tendance à la perdre .

C'est pourquoi les électrons excités reviennent à leur niveau fondamental d'énergie en restituant l'énergie absorbée sous forme d'énergie lumineuse.

c Niveaux d'énergie et couleurs

Mais alors, pourquoi une coloration caractéristique pour chaque métal ?

Nous savons que la lumière blanche peut être

- assimilée à de l'énergie ;
- décomposée dans un prisme en une série de raies de lumières colorées, chacune des couleurs correspondant à une énergie bien précise .

Représentons ici le spectre des couleurs et schématisons les énergies associées.

Donc, la coloration pourpre propre au *lithium* traduit une restitution d'énergie moins importante que celle, orange du *sodium*, qui elle-même est moins importante que celle violette du *potassium*.

Si la quantité d'énergie restituée est différente , c'est que la quantité d'énergie absorbée était différente dans les trois cas.

Les électrons excités peuvent atteindre des niveaux d'énergie différents.

En conséquence, il faut admettre que les électrons sont situés à différents niveaux d'énergie dans les atomes !

d Modification du modèle de Rutherford·Chadwick

Le modèle de Rutherford·Chadwick doit donc être modifié, et il faut admettre que les atomes se différencient non seulement par leur nombre total d'électrons, mais aussi par les différents niveaux d'énergie occupés par ces électrons.

En fait, on peut concevoir ces niveaux d'énergie comme les marches d'un escalier au pied duquel se trouve le noyau. L'électron peut être sur une marche, mais pas entre deux marches. A chaque marche, correspond un niveau d'énergie bien précise, et les énergies intermédiaires n' existent pas !

L'énergie est donc *quantifiée* et non continue.

Dans la flamme, grâce à l'énergie reçue, l'électron monte l'escalier, puis il redescend d'une marche en émettant un rayonnement lumineux caractéristique .

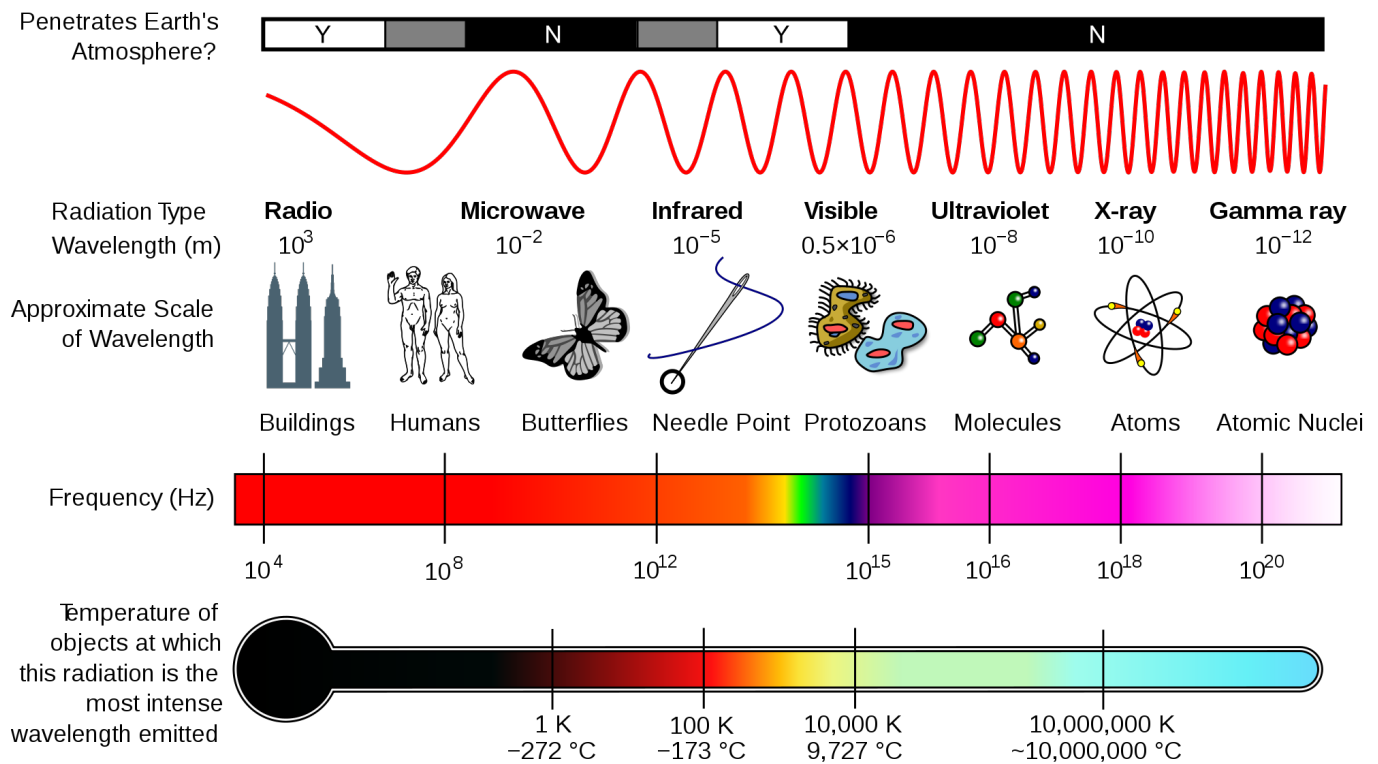


FIGURE 6.1 – Spectre de la lumière et des ondes électromagnétiques

B Le modèle de Bohr (1913)

Atome constitué de

– noyau t.q.

1. au centre de l'atome
2. constitué de p^+ et n^0
3. n_{p^+} fixe identité de l'atome
4. $m_{p^+} \simeq m_{n^0}$
5. $m_{\text{atome}} \simeq m_{\text{noyau}}$
6. $\varnothing_{\text{atome}} \simeq 10^4 \cdot \varnothing_{\text{noyau}}$

– électrons t.q.

1. $|q_{e^-}| = q_{p^+}$
2. $n_{e^-} = n_{p^+}$: atome électriquement neutre
3. $m_{e^-} \simeq \frac{1}{1000} m_{p^+}$
4. en orbite autour du noyau
5. situés sur des orbitales (couches) distinctes correspondant à des niveaux d'énergie

L'électron ne peut donc se trouver que sur une marche, une « couche » bien précise, correspondant chacune à un niveau d'énergie : son énergie est donc quantifiée.

a Les couches K, L et M

A partir du noyau, on trouvera :

- la couche *K* où se trouvent les électrons de niveau d'énergie $n = 1$ (niveau d'énergie le plus bas) ;
- la couche *L*, où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 2$;
- la couche *M* où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 3$;
- et ainsi de suite...

b Nombre d'électron par couche

Selon ce modèle, chacune des couches est occupée par un ou plusieurs électrons.

Les électrons de même charge négative exercent des forces de répulsion entre eux. Il ne peut pas y avoir plus de $2n^2$ électrons par couche. D'autres règles entrent en jeu qui dépassent le cadre de ce cours.

$$\begin{aligned} \text{Couche K : } n=1 &\Rightarrow 2 \times 1^2 = 2 \text{ électrons} \\ \text{'' M : } n=2 &\Rightarrow 2 \times 2^2 = 8 \text{ électrons} \\ \text{'' L : } n=3 &\Rightarrow 2 \times 3^2 = 18 \text{ électrons} \end{aligned}$$

Pour un atome au repos, les électrons occupent les niveaux énergétiques les plus bas, c'est à dire les niveaux les plus proches du noyau.

Plus l'atome est lourd, plus le remplissage des dernières couches peut devenir irrégulier, car l'attraction du noyau se fait moins sentir.

Un apport d'énergie égal à la différence d'énergie entre deux niveaux peut provoquer le passage d'un électron à un niveau d'énergie supérieur : l'atome est alors excité. Il retombera au niveau fondamental quand l'électron regagnera son niveau d'énergie initial en restituant l'énergie excédentaire sous forme de lumière.

c Répartition des électrons dans les atomes des périodes 1, 2, et 3

Grace au modèle de Bohr, on peut proposer une répartition des électrons par niveau d'énergie (par couche). Les électrons se répartissent en saturant d'abord le premier niveau, la première couche (là où l'attraction du noyau est la plus forte) puis ils remplissent la seconde couche et ainsi de suite.

	Couche K ($n = 1$)	Couche L ($n = 2$)	Couche M ($n = 3$)	Couche N ($n = 4$)	lumière
<i>H</i>	$1e^-$				
<i>He</i>	$2e^-$				
<i>Li</i>	$2e^-$	$1e^-$			pourpre
<i>Be</i>	$2e^-$	$2e^-$			
<i>B</i>	$2e^-$	$3e^-$			
↓					
<i>F</i>	$2e^-$	$7e^-$			
<i>Ne</i>	$2e^-$	$8e^-$			
<i>Na</i>	$2e^-$	$8e^-$	$1e^-$		orange
↓					
<i>Ar</i>	$2e^-$	$8e^-$	$8e^-$		
<i>K</i>	$2e^-$	$8e^-$	$8e^-$	$1e^-$	violette

4 Le tableau périodique et le modèle de Bohr

Existe t'il une correspondance entre la structure atomique des différents atomes et leur position dans le tableau ?

En effet,

- tous les alcalins possèdent $1e^-$ sur leur couche externe ;
- tous les alcalino-terreux possèdent $2e^-$ sur leur couche externe ;
- ...
- tous les halogènes possèdent $7e^-$ sur leur couche externe ;
- tous les gaz rares (sauf He) possèdent $8e^-$ sur leur couche externe.

Les atomes d'une même famille a possèdent donc tous le même nombre d'électrons externes. Le numéro de la famille correspond à ce nombre d'électrons.

Remarque : On comprend mieux à présent la situation de l'hydrogène situé dans la première famille, bien qu'il ne soit pas un alcalin, car il ne possède qu'un seul électron sur sa couche externe. Les similitudes de propriétés des éléments d'une même famille sont liées à la similitude de la structure électronique de leur couche externe.

5 Notion d'isotope

C'est le nombre de protons qui donne l'identité chimique d'un élément. Le nombre de neutrons peut être variable.

Des *isotopes* sont des éléments qui ont le même nombre de protons mais des nombres différents de neutrons.

i) Exemple : Le carbone courant est le carbone 12 : $6 p^+$ et $6 n^0$. Mais tout le monde connaît le carbone 14 : $6 p^+$ et $8 n^0$.

Reprécisons quelques notations :

A Isotopes : Z, A

L'isotope d'un élément X va désormais s'écrire de la manière suivante :

$${}^A_ZX \quad (6.1)$$

où :

- X est le symbole chimique de l'élément tel qu'utilisé dans le tableau périodique ;
- Z est le numéro atomique (= le nombre de p^+ = la "place" dans le tableau périodique) ;
- A est le nombre de masse (= le nombre de nucléons = le nombre de p^+ + le nombre de n^0).

B Masse atomique

La notion d'isotope permet de comprendre les valeurs parfois surprenantes des masses atomiques trouvées dans le tableau périodique.

Celles-ci sont en effet la moyenne pondérée des masses atomiques des isotopes d'un même élément. La proportion des différents isotopes change selon les éléments.

Chapitre 7

Les ions

1 Introduction

· Nous allons chercher à comprendre pourquoi dans la nature, on trouve rarement du chlore, du sodium, de l'aluminium à l'état atomique. Nous allons apprendre comment et pourquoi ces atomes existent essentiellement sous forme d'ions stables Cl^- , Na^+ , Al^{3+} , dans différents composés. ·

Théoriquement, les atomes sont électriquement neutres et donc :

$$n_{p^+} = n_{e^-}$$

Mais en fait, dans la nature, la plupart des atomes ne se rencontrent pas dans cet état neutre.

A Mise en situation

Si tu regardes une étiquette de bouteille d'eau minérale, tu peux y voir :

2 L'électrisation des atomes

Comme nous avons pu le constater, les différentes eaux des bouteilles d'eau minérale contiennent des ions.

A Les ions dans les solutions aqueuses

a Notion d'ion

Si l'atome est électriquement neutre¹, l'apparition d'une charge + ou - ne s'explique que par :

- soit l'apparition ou la disparition d'un *proton* p^+ ;
- soit l'apparition ou la disparition d'un *électron* e^- .

Étudions les différents mécanismes envisageables :

- ion chargé positivement :
 - soit l'apparition d'un (ou plusieurs) *proton(s)* p^+ ;
 - soit la disparition d'un (ou plusieurs) *électron(s)* e^- .
- ion chargé négativement :
 - soit la disparition d'un (ou plusieurs) *proton(s)* p^+ ;
 - soit l'apparition d'un (ou plusieurs) *électron(s)* e^- .

Mais la variation du nombre de protons du noyau implique la mise en jeu d'une quantité d'énergie considérable, appelée énergie nucléaire, inaccessible dans les conditions habituelles.

L'ionisation ne peut donc s'expliquer que par le déplacement des électrons.

On donnera le nom d'ion à tout atome chargé électriquement.

Remarque : Les groupements SO_4^{2-} , NO_3^- , ... sont aussi des ions.

1. $n_{p^+} = n_{e^-}$

b Anions et cations : les deux types d'ions

Regardons à nouveau les étiquettes de bouteille d'eau. Sur certaines étiquettes, les ions sont classés en deux colonnes.

$Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, \dots$		$SO_4^{2-}, Cl^-, HCO_3^-, \dots$
Ions chargés positivement		Ions chargés négativement
Cations		Anions

Remarque : Si nous plongeons deux électrodes dans de l'eau, alors, soumis à un courant électrique, les cations iront vers la cathode, négative et les anions iront vers l'anode, positive.

c Nombre de charge des ions

- Na^+ et K^+ possèdent 1 charge +.
- Ca^{2+} et Mg^{2+} possèdent 2 charges +.
- Cl^- et F^- possèdent 1 charge -.

Pour expliquer le nombre de charge d'un ion, on ne peut admettre que la perte ou le gain d'un électron e^- .

Observons ce que cela implique dans les deux tableaux suivants :

			<u>Cations</u> :			
atome	p^+	e^-	\implies	p^+	e^-	ion
Na	11	11	$-1e^-$	11	10	Na^+
K	19	19	$-1e^-$	19	18	K^+
Mg	12	12	$-2e^-$	12	10	Mg^{2+}
Al	13	13	$-3e^-$	13	10	Al^{3+}
Ca	20	20	$-3e^-$	13	10	Ca^{2+}

Attention : en vertu de la loi de de Lavoisier², les électrons ne disparaissent pas. Nous ne pouvons donc pas les soustraire mais uniquement les additionner.

Nous écrirons donc :

- $Na \rightarrow Na^+ + 1e^-$
- $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$
- $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$

			<u>Anions</u> :			
atome	p^+	e^-	\implies	p^+	e^-	ion
F	9	9	$+1e^-$	9	10	F^-
O	8	8	$+2e^-$	8	10	O^{2-}
Cl	17	17	$+1e^-$	17	18	Cl^-

Nous écrirons donc :

- $F + 1e^- \rightarrow F^-$
- $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$

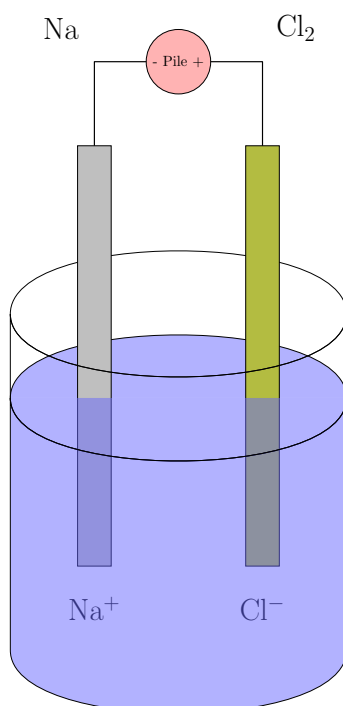
2. Rien ne se crée ; rien ne se perd ; tout se transforme.

B Les ions dans la plupart des solides ioniques

Nous allons nous limiter à un seul cas.

a Le sodium et le chlore dans $NaCl$

Pour savoir si Na et Cl sont sous forme atomique ou ionique dans $NaCl$. On réalise l'électrolyse de $NaCl$ fondu (température de fusion très élevée, procédé industriel).



1

FIGURE 7.1 – Électrolyse de $NaCl$

Chapitre 8

L'octet

Chapitre 9

Les liaisons chimiques

1 Octet et représentation de Lewis

A Structure électronique des orbitales : les doublets non-liants

a Représentation conventionnelle de Lewis

i) Seules les couches externes sont intéressantes

ii) Exemple

b Représentation de Lewis pour la troisième période

i) De Na à Si

ii) De P à Ar : les doublets non-liants

B Représentation de Lewis et molécules

a 2 exemples simples

i) NaCl

ii) MgO

2 Les liaisons chimiques

Quid de CO_2 ?

A Introduction

En chimie, une liaison chimique est un lien entre atomes voisins.

Principaux types de liaison chimique :

- liaison ionique,
- liaison covalente,
- liaison hydrogène,
- liaison de van der Waals.

Comment prévoir le type de liaison ?

B Différence d'électronégativité

La différence d'électronégativité se note $\Delta\epsilon^-$. Il faut faire la différence entre la plus grande valeur d' ϵ^- et la plus petite.

C Liaison ionique

si $\Delta\epsilon^- \geq 1,7$

On appelle liaison ionique le lien causé par le transfert d'un ou de plusieurs électrons de valence (de la couche électronique externe) **entre un atome (donneur) et un autre atome (receveur)** .

La liaison ionique peut se décrire simplement par l'interaction électrostatique (attraction coulombienne de charges électriques opposées) entre des ions. Les sels sont des cristaux dont les ions sont liés par une liaison ionique.

D Liaison covalente

si $1,7 \geq \Delta\epsilon^- \geq 0$

En chimie, une liaison covalente est une liaison chimique dans laquelle chacun des atomes liés met en commun un ou plusieurs électrons de ses couches externes. C'est ce qui produit l'attraction mutuelle entre atomes.

La liaison covalente implique généralement, le partage équitable d'une seule paire d'électrons, chaque atome fournissant un électron ; la paire d'électrons étant délocalisée entre les deux atomes. Le partage de deux ou trois paires d'électrons s'appelle liaison double ou liaison triple. Les liaisons triples sont relativement rares dans la nature, on le trouve par exemple dans le monoxyde de carbone CO. Parfois, un électron est délocalisé sur plusieurs atomes, comme dans le cas des cycles aromatiques et d'autres structures résonnantes, telles que le benzène. Lorsque les électrons sont délocalisés sur de nombreux atomes, on a une liaison métallique.

La liaison covalente se produit le plus fréquemment entre des atomes d'électro-négativité semblables. La différence de niveau d'énergie entre les deux atomes n'est pas suffisante pour produire « le vol » d'électrons d'un atome vers l'autre. Les liaisons covalentes sont plus communes entre non-métaux, tandis que la liaison ionique est plus fréquente lorsqu'un ou chacun des deux atomes sont des métaux.

La liaison covalente tend à être plus forte que d'autres types de liaison, telle que la liaison ionique. De plus, au contraire des liaisons ioniques où les atomes sont liés par attraction coulombienne non-directionnelle, les liaisons covalentes sont fortement directionnelles. En conséquence, les molécules liées par covalence tendent à former des formes caractéristiques possédant des angles de liaison spécifiques.

Chapitre 10

La chimie du carbone

