

Chimie Minérale L2 (SM)



1.0

Dr .Berrahou Ghezlane

Université Abou Beker
Belakid Tlemcen

Faculté des sciences

Département de chimie

Email : ghezlane.
berrahou@univ-tlemcen.dz

Mars 2024

Table des matières

Objectifs	3
Introduction	4
I - Exercice : Test 1 sur les prérequis	5
II - Exercice : Test 2 sur les prérequis	6
III - Exercice : Test 3 sur les prérequis	7
IV - Exercice	8
V - Exercice	9
VI - Chapitre I : Structure moléculaire et propriétés des corps covalents	10
1. Recherche d'une classification	10
2. Les propriétés périodiques	11
3. Les liaisons chimiques	13
4. Comment former une liaison dative ?	14
5. Le moment dipolaire μ :	14
6. Exercice :	15
7. TP N° 1 : Structure moléculaire et propriétés des corps covalents	16
8. Compte rendu TP1 : structure moléculaire et propriétés des corps covalents	17
Conclusion	19

Objectifs

Ce cours de chimie minérale présenté , s'adresse principalement aux étudiants de deuxième année licence chimie (Semestre 1).

Cet ouvrage est consacré aux travaux pratiques chimiques , mettant en avant l'évolution des propriétés physico-chimique des éléments et les relier à leurs structures électroniques et d'apprendre à distinguer les différentes liaisons conduisant à la formation de nouveaux composés chimiques.

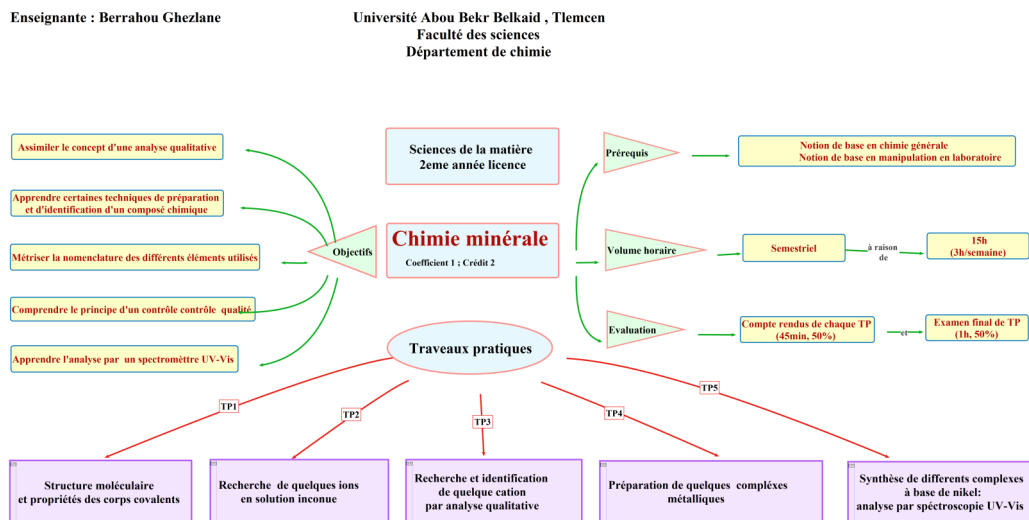
L'enseignement de ce module permet à l'étudiant d'atteindre différents objectifs :

- Assimiler le concept d'une analyse qualitative.
- Comprendre le principe d'un contrôle qualité en se familiarisant avec l'analyse par un spectromètre UV-Vis.
- Apprendre certaines techniques de préparation et d'identification d'un composé chimique.
- Maîtriser la nomenclature des différents éléments utilisés.

Introduction

La chimie minérale est la science qui étudie l'élaboration et la théorie des méthodes d'analyses chimiques à l'aide desquelles on met en évidence la composition chimique des substances. L'analyse permet de déterminer la composition qualitative de la substance considérée ; c'est-à-dire identifier les éléments ou les ions dont elle se compose alors que la composition quantitative: établie les proportions des éléments ou ions que l'on identifie.

Comme il est illustré dans la carte conceptuelle suivante . Ce module est composé de cinq chapitres sous forme de séances de travaux pratiques d'une durée de 3 heures , et qui se conclut par des comptes rendus d'une durée d'une heure .



Carte conceptuelle

Ce cours nécessite des notions de base en chimie générale , ainsi que des notions de base sur les règles de sécurités en laboratoire .

Pour cela et avant de commencer ce module , quelques petits rappelles sur les notions de sécurité en laboratoires sont nécessaires.

I Exercice : Test 1 sur les prérequis

Quels informations peut on avoir sur une étiquette d'un produit chimique ? (noté 3 réponses minimum)

- Précautions de stockage
- Pictogramme de danger
- Masse molaire
- Forme physique
- Méthodes de préparation
- Nature du contenant

II Exercice : Test 2 sur les prérequis

Que faire quand un liquide inflammable prend feu dans un bécher ?

- Jeter le liquide dans l'avaloir
- Étouffer les flammes à l'aide d'un chiffon humide
- Aroser avec de l'eau
- Ne rien faire

III Exercice : Test 3 sur les prérequis

Citer les différentes verreries utilisées pour mesurer un volume précis?

- Bécher
- Fiole jaugée
- Pipette graduée
- Burette
- Erlenmeyer
- Éprouvette

IV Exercice

Comment se forme une liaison covalente ?

V Exercice

Comment savoir quand une molécule est polaire ?

VI Chapitre I : Structure moléculaire et propriétés des corps covalents

La chimie minérale est la science qui décrit les corps simples et les composés de tous les éléments autres que le carbone, et de quelques molécules très simples contenant un seul atome de carbone .

Ce cours est consacré aux familles chimiques du tableau périodique, permet d'une part d'étudier l'évolution des propriétés physico-chimique des éléments et relier ces propriétés à leurs structures électroniques et d'autre part apprendre à distinguer.

Objectifs spécifiques :

Comprendre la liaison chimique.

Définir les types des liaisons chimiques (covalente, dative, ionique et à la liaison d'hydrogène).

Apprendre les notions fondamentale sur la manipulation et l'utilisation des produits chimiques .

1. Recherche d'une classification

Avant le XV siècle on ne connaissait que neufs éléments chimiques dont :

- Sept métaux (Au, Ag, Pb, Hg, Fe, Cu, Sn),
- Deux non métaux (C, S).

Boyle, chimiste Irlandais (1627 - 1691) cite dans ses travaux 12 éléments.

Quant à Lavoisier, chimiste Français (1734 - 1794) cite 31 éléments. Puis vers 1850, une soixantaine d'éléments fus identifier, pour atteindre maintenant les 117 éléments de la classification périodique.

En 1869 Mendeleïev classa les 66 éléments connus à son époque dans l'ordre de masse atomique croissante, dans un tableau formé de lignes et de colonnes de telle sorte que les éléments présentant des analogies se retrouvent dans la même colonne. Mendeleïev alla plus loin en laissant des cases vides pour des éléments non connus à son époque et découverts beaucoup plus tard comme le germanium.

Il est à noter que la classification périodique des éléments est fondée sur des observations expérimentales, et les configurations électroniques de ces mêmes éléments fondées sur un modèle théorique, ces deux modèles.

Le tableau périodique est constitué de 3 blocs (figure 1).

1.1. La Période :

Les éléments d'une même ligne constituent une période, qui comporte un nombre variable d'éléments, et possèdent des numéros atomiques croissant.

1.2. Le Groupe

Un groupe est une famille d'éléments possédant la même configuration externe, c'est-à-dire le même nombre d'électrons de valence.

1.3. Les Blocs

Suivant la configuration externe des éléments on distingue 4 blocs dans la classification périodique :

- **Bloc S** : ou bloc des éléments métalliques, se sont des éléments dont la configuration électronique se termine par la sous couche S.
- **Bloc P** : C'est l'ensemble des éléments dont la structure électronique se termine par la sous couche P.
- **Bloc D** : ou bloc des éléments de transition, c'est l'ensemble des éléments dont la structure électronique se termine par la sous couche D.
- **Bloc F** : ou bloc des éléments de transition interne ou lanthanide ou actinide.

	Bloc S		Bloc D										Bloc P						
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	ns^1	ns^2	$n'd^1$ ns^2	$n'd^2$ ns^2	$n'd^3$ ns^2	$n'd^4$ ns^2	$n'd^5$ ns^2	$n'd^6$ ns^2	$n'd^7$ ns^2	$n'd^8$ ns^2	$n'd^9$ ns^2	$n'd^{10}$ ns^2	ns^2	ns^2	ns^2	ns^2	ns^2	ns^2	ns^2
1	₁ H																		₂ He
2	₃ Li	₄ Be												₅ B	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne
3	₁₁ Na	₁₂ Mg												₁₃ Al	₁₄ Si	₁₅ P	₁₆ S	₁₇ Cl	₁₈ Ar
4	₁₉ K	₂₀ Ca	₂₁ Sc	₂₂ Ti	₂₃ V	₂₄ Cr	₂₅ Mn	₂₆ Fe	₂₇ Co	₂₈ Ni	₂₉ Cu	₃₀ Zn	₃₁ Ga	₃₂ Ge	₃₃ As	₃₄ Se	₃₅ Br	₃₆ Kr	
5	₃₇ Rb	₃₈ Sr	₃₉ Y	₄₀ Zr	₄₁ Nb	₄₂ Mo	₄₃ Tc	₄₄ Ru	₄₅ Rh	₄₆ Pd	₄₇ Ag	₄₈ Cd	₄₉ In	₅₀ Sn	₅₁ Sb	₅₂ Te	₅₃ I	₅₄ Xe	
6	₅₅ Cs	₅₆ Ba	₅₇ La	₇₂ Hf	₇₃ Ta	₇₄ W	₇₅ Re	₇₆ Os	₇₇ Ir	₇₈ Pt	₇₉ Au	₈₀ Hg	₈₁ Tl	₈₂ Pb	₈₃ Bi	₈₄ Po	₈₅ At	₈₆ Rn	
7	₈₇ Fr	₈₈ Ra	₈₉ Ac																
				Bloc F															
				₅₈ Ce	₅₉ Pr	₆₀ Nd	₆₁ Pm	₆₂ Sm	₆₃ Eu	₆₄ Gd	₆₅ Tb	₆₆ Dy	₆₇ Ho	₆₈ Er	₆₉ Tm	₇₀ Yb	₇₁ Lu		
				₉₀ Th	₉₁ Pa	₉₂ U	₉₃ Np	₉₄ Pu	₉₅ Am	₉₆ Cm	₉₇ Bk	₉₈ Cf	₉₉ Es	₁₀₀ Fm	₁₀₁ Md	₁₀₂ No	₁₀₃ Lr		

Tableau Périodique des éléments :

2. Les propriétés périodiques

Chaque groupe est caractérisé par des propriétés périodiques.

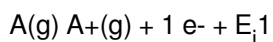
2.1. Le caractère métallique (χ_m)

Le caractère métallique d'un élément est lié à la faculté de perdre 1, deux ou trois électrons.

- Les éléments du groupe I A : (métaux alcalins) qui n'ont qu'un seul état d'oxydation +1, possède un caractère métallique important.
- Les éléments du groupe II A : (alcalino-terreux) qui n'ont qu'un seul état d'oxydation +2, sont aussi des métaux. Leurs caractères métalliques est inférieur à celui des métaux alcalins.
- Les éléments du groupe III A : possède aussi le caractère métallique.
- Les éléments de transitions ont des états d'oxydation variables ont plus ou moins un caractère métallique et sont appelés métaux de transition.
- Les éléments des groupes IVA; VA; VI A; VII A (à quelques éléments près), ils tendent à capter des électrons. Les gaz rares sont aussi des non-métaux.

2.2. L'énergie d'ionisation (E_i)

Considérons l'ionisation d'un atome:



Il faut fournir une énergie E_{i1} pour ioniser l'atome A.

E_{i1} : est appelée énergie de la première ionisation.

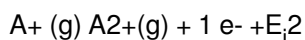
On appelle énergie d'ionisation, l'énergie nécessaire pour arracher un électron (et l'envoyer à l'infini) à un atome pris à l'état gazeux.

La valeur d' E_{i1} varie d'une façon régulière dans le tableau périodique:

- Dans une même période E_{i1} augmente avec le numéro atomique Z.
- Dans un même groupe E_{i1} diminue quand Z augmente.

En effet dans une même période, les électrons périphériques sont d'autant plus difficiles à arracher que Z augmente, car la force d'attraction du noyau augmente.

De même:

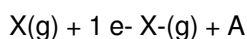


Remarque: Pour un élément donné, $E_{i1} < E_{i2} < \dots < E_{in}$

Ceci s'explique par le fait que la 2, 3, ..., n^{ème} ionisations concerne des cations et non un atome neutre. Plus le cation est chargé, plus les électrons restants sont beaucoup plus attirés par le noyau ref1

2.3. L'affinité électronique (A)

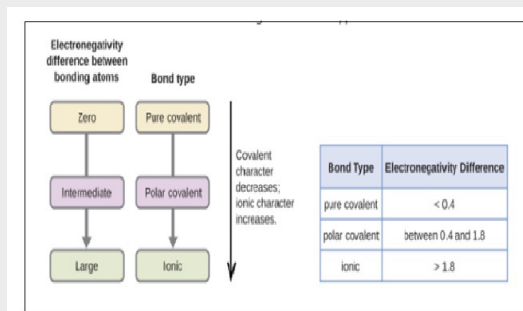
L'affinité électronique est l'énergie mise en jeu lorsqu'un électron est capté par un atome à l'état gazeux. Elle correspond à l'équation chimique:



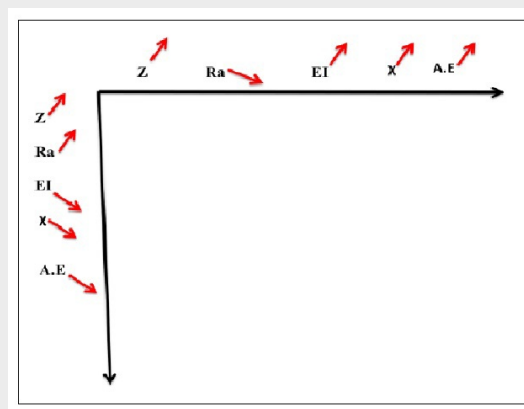
En générale, l'affinité électronique varie en sens inverse de l'énergie d'ionisation.

Cette notion concerne les atomes liés formant des molécules et non les atomes à l'état libre. L'électronégativité est la tendance que possède un atome à attirer les électrons au sein d'une molécule.

Afin de pouvoir comparer quantitativement cette tendance chez les divers éléments de la classification périodique, plusieurs échelles d'électronégativité ont été proposées:



Évolution de l'électronégativité :



Évolution électronégativité dans tableau périodique

3. Les liaisons chimiques

Les molécules existent parce qu'il existe des forces intramoléculaires attractives entre les atomes que l'on appelle les liaisons. Bien que les liaisons puissent être décrites par un modèle unique ref2, il est commode de distinguer deux types de liaisons :

3.1. La liaison ionique :

Elle résulte de l'attraction de deux ions de signe opposé, tels que $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$.

3.2. la liaison covalente :

Elle résulte de la mise en commun de deux électrons entre deux noyaux. Comme la répulsion entre les deux noyaux est amoindrie par la présence de ces deux charges négatives qui résident partiellement entre ces noyaux, l'édifice est plus stable que les deux atomes séparés : A..B

-(Doublet liant ou liaison covalente)

-(Liaison de coordination ; cas particulier d'une liaison covalente)

3.2.a. Liaison covalente et liaison ionique :

Dans une liaison ionique l'élément électronégatif capte toute la charge de l'électron de l'élément lié à lui .

Par contre dans une liaison covalente, l'élément électronégatif capte une certaine quantité de la charge de l'électron de l'atome lié à lui.

Il existe deux types de liaisons covalentes selon le mode de formation :

3.2.b. liaison covalente simple:

chaque atome donne 1 électron et elle peut prendre deux formes :

Une liaison covalente pure : si les deux atomes qui forment la liaison sont identiques (exemple H₂).

Une liaison covalente à caractère ionique : si les deux atomes formant la liaison sont différents avec une différence d'électronégativité ($\leq 1,7$). Un atome donne un doublet et l'autre une case vide .

Remarque

La liaison dative se forme dans le cas où la différence entre le nombre des électrons célibataires de l'atome central et les atomes adjacents est supérieur à 2 (chaque différence de 2 ϵ se traduit par une liaison dative).

4. Comment former une liaison dative ?

L'interaction entre le doublet de l'atome central et la case vide de l'atome le plus électronégatif (le plus souvent est l'oxygène) forme une liaison dative (le mot dative ça vient du verbe « donner »).

Exemple : la représentation de la molécule SO₂

1) Calcule : 4 ϵ célibataires d'oxygène 2 ϵ célibataires de soufre = 2 ϵ , donc le soufre (le moins électronégative) doit former une liaison dative avec l'un des oxygène.

2) L'oxygène doit coupler 2 électrons célibataires pour vider une case.

3) Formation des liaisons covalentes entre le S et le 1^{er} O puis la liaison dative avec le 2^{ème} O.

4.1. Liaison simple, double et triple :

Les liaisons doubles et triples (liaison) peuvent aussi se former en plus de la liaison simple (liaison) si les atomes possèdent plus qu'un électron célibataire.

Exemple :

4.2. La charge formelle :

En générale, on calcule la charge formelle pour chaque atome de la molécule.

Exemple :

La molécule (ammonium) est cation :

La charge formelle de H = donc la charge sur les H est nul

La charge formelle de N = , l'azote prend la charge

5. Le moment dipolaire μ :

Le moment dipolaire électrique μ est due principalement à la différence d'électronégativité entre deux atomes (l'atome le plus électronégatif a une densité électronique plus importante).

μ : moment dipolaire électrique s'exprime en Debye (D) ou Coulomb Mètre (C.m) (1 D = $3,33 \cdot 10^{-30}$ C.m) ;

d: distance qui sépare les deux charges.

q: c'est la charge de l'électron en Coulomb .

Remarques :

* Le système est formé de deux charges partielles portées par les deux atomes, elle sont égales avec un signe opposé (les notations $-q$ et $+q$ peuvent être remplacées par δe et $-\delta e$) séparées par une distance d.

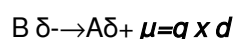
* l'orientation du vecteur moment dipolaire est toujours de la charge négative vers la charge positive.

* Si la valeur du moment dipolaire est nul, la molécule est dite apolaire ; dans le cas contraire la molécule est polaire.

* Le moment dipolaire totale μ_{total} d'une molécule polyatomique est la somme vectorielle des moments dipolaires des liaisons constituant la molécule c'est à dire c'est la résultante des vecteurs des moments dipolaires de chacune des liaisons qui est représenté par la relation suivante :

$$\mu_{total} = \mu_i \times \cos(\theta/2)$$

Dans une liaison A-B, dans le cas où l'électronégativité de B est supérieur à celle de A, on écrit :



Exemple :

Le moment dipolaire expérimentale de la molécule dioxyde de soufre SO_2 est $5,39 \cdot 10^{-30}$ C.m la longueur de la liaison est de $1,431 \text{ \AA}$ et l'angle α de la liaison est de 119° .

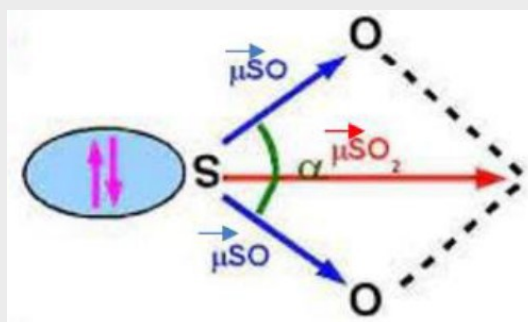
Calculer le moment dipolaire de la liaison

Quelle est la nature de la liaison S-O.

Le moment dipolaire total de la molécule est la somme des moments dipolaires vectorielles des liaisons. \Rightarrow

Pour déterminer la nature de la liaison , il faut calculer la charge portée par chaque atome et d'en déduire le pourcentage ionique : \Rightarrow

La liaison est partiellement ionique à 23%.

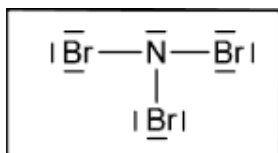
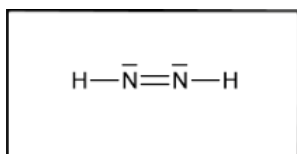


6. Exercice :

Exercice sur liaison covalente :

Représenter toutes les liaisons covalentes de la molécule $N_2H_2 \cdot NBr_3$

Corrigé :



7. TP N° 1 : Structure moléculaire et propriétés des corps covalents

1. Introduction :

Les corps covalents sont des corps dont les molécules sont formées d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes dites :

- Liaisons normales : lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes formant la liaison

$$\Delta E < 0,5.$$

- Liaisons polarisées ou semi-polaires : lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes formant la liaison est $0,5 < \Delta E < 1,9$.

2. But :

Le but de cette manipulation est d'étudier quelques propriétés de ces corps covalents.

3. Manipulation :

a. Produits

Eau (H_2O), cyclohexane (C_6H_{12}), Diéthyle éther ($C_2H_5OC_2H_5$), méthanol (CH_3OH), Iode (I_2), Sulfate de cuivre(II) ($CuSO_4$).

b. Étude de la miscibilité

Dans des tubes à essais, introduire les mélanges indiqués dans le tableau. Boucher les tubes, agiter, laisser reposer et observer.

Noter les observations et schématiser dans le tableau suivant :

	<i>Eau+Diethyl éther</i>	<i>Eau+ Méthanol</i>	<i>Diethyl éther+Cyclohexane</i>
Schéma après repos			
Phase homogène /hétérogène

Miscible / non Miscible

.....

.....

.....

c. Étude de la solubilité des corps covalents :

Dans un tube à essais, verser de l'eau et le cyclohexane pour un rapport 1/1. Laisser reposer et localiser (sur un schéma) chacun de ces corps et justifier.

Ajouter quelques paillettes d'iode (solide). Noter les observations.

Répéter la même expérience en remplaçant le cyclohexane par le diéthyle éther.

Refaire les opérations de l'expérience précédente en remplaçant l'iode solide par le sulfate de cuivre (II) solide.

Cf. "Miscibilité des différents liquides"

8. Compte rendu TP1 : structure moléculaire et propriétés des corps covalents

Q1 : Donnez les définitions de ce qui suit : (chaque réponse sur 0.5points)

La Miscibilité :

La Solubilité :

Un Solvant Polaire :

Un Solvant aprotique :

Q2 : Reporter les résultats de l'expérience dans le tableau suivant : (chaque réponse sur 0.25 points) 3.75points

Corps	Eau	Cyclohexane+ Diéthyl éther	Dichlorométhane+Eau	Diéthyl éther+Eau	Méthanol +Eau
-------	-----	-------------------------------	---------------------	----------------------	------------------

Nature du solvant					
-------------------	--	--	--	--	--

Polaire

Protique /Aprotique					
---------------------	--	--	--	--	--

Observations

Q3 : Reporter les résultats des tests de solubilité dans le tableau suivant : (chaque réponse sur 0.25 points) 1.5 points

Solubilité	Sulfate de cuivre II	Iode
------------	----------------------	------

Dans l'eau		
------------	--	--

Dans le cyclohexane

Dans l'ethanol		
----------------	--	--

Q4 . Que peut-on déduire de ces expériences ? (1.5 points)

.....

.....

.....

Q5 . Expérience (5 point)

Dans un tube à essais, On verse 2ml d'eau et 2ml de cyclohexane. On le laisse reposer . On ajoute après quelques paillettes de sulfate de Fer (II) (solide).

Localiser, sur le schéma, les phases et donner une explication

Schéma

Remarques et explication

Schéma	Remarques et explication
Eau+Cyclohexane ajouter sulfate de fer II 	

Q6 . Conclusion : (1.25points)

.....

.....

.....

.....

[cf. Corrigé TP1]

Conclusion

En chimie minérale, la classification des ions repose sur les différences de solubilité des sels et des hydroxydes qu'ils forment, différences qui permettent de séparer les groupes d'ions les uns des autres.

Le nombre des cations les plus importants est environ 25 . Les anions les plus connus sont à peu près autant ≈ 25 , mais le nombre des sels neutres formés par ces derniers combinés dépassent 600.

En solution tous ces sels sont dissociés en ions, l'analyse qualitative permet donc de les identifier, il suffit de connaître les réactions de formation des ions pour savoir rechercher n'importe lequel de ces sels.