



Université L'Arbi Ben M'hidi
Faculté des sciences de la terre et d'architecture
Département de géologie

Cours de Géochimie

L2 Géologie

Préparé par/ A. OUDDAH

2023-2024

1. Introduction

La Géochimie est l'étude de la chimie des enveloppes de la terre. Pour y parvenir, elle met en œuvre les outils et les concepts de la chimie et de la géologie. C'est une discipline des géosciences qui étudie la composition chimique et isotopique des matériaux géologiques (roche, eau, sol, gaz, minéraux...), leur comportement, leur migration, dispersion, concentration et abondance.

La géochimie est la science qui étudie l'abondance, la distribution, la migration et l'accumulation des éléments chimiques dans la Terre (lithosphère, atmosphère, biosphère et hydrosphère).

2. Rappels

2.1. Un atome est la plus petite particule d'un élément qui conserve encore les propriétés de cet élément.

L'atome est formé d'un nuage d'électrons gravitant autour d'un petit noyau extrêmement dense. Le noyau atomique contient les protons qui sont chargés positivement et les neutrons qui ne sont pas chargés. Les électrons, qui sont chargés négativement, se déplacent autour du noyau sur des trajectoires complexes, qui forment le nuage électronique.

Le noyau représente à lui seul la masse de l'atome.

Z est le numéro atomique, il correspond au nombre de protons qui est caractéristique de chaque espèce atomique, N représente le nombre de neutrons et A correspond à la masse atomique : $A = Z + N$

Dans certains éléments un nombre variable de neutrons est associé à un nombre fixe de protons, il s'agit **des isotopes** qui diffèrent les uns des autres par leur masse atomique mais possède le même numéro atomique. Exemple : K dont $Z = 19$ mais N peut être $N = 20, 21, 22$ on aura donc 3 isotopes du Potassium (K) : ^{39}K , ^{40}K , ^{41}K .

2.2. Un ion est un atome ou un groupe d'atomes qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

Les atomes qui **perdent** un ou plusieurs électrons ont un excédent de charge positive et sont appelés **cations**. Ex. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^-$ $11 p^+ + 10 e^- = 1$ charge positive = +1

Les atomes qui **gagnent** un ou plusieurs électrons ont un excédent de charge négative et sont appelés **anions**. Ex. $\text{Cl} + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ $17 p^+ + 18 e^- = 1$ charge négative = -1

2.3. Une molécule est un groupe d'au moins deux atomes liés par une/des liaison(s) chimique(s).

Deux atomes liés ensemble forment un système physique dont l'énergie potentielle est plus basse que celle de deux atomes non liés. La nature cherche à minimiser l'énergie d'un système, les atomes ont donc tendance à former des liaisons. Les atomes se trouvent dans un état plus stable quand ils participent à une liaison que quand ils sont isolés.

Les forces qui maintiennent les atomes ensemble dans une molécule sont appelées **liaisons chimiques** (ou liaisons intramoléculaires).

On divise les liaisons chimiques en cinq familles différentes :

- **La liaison ionique** : la liaison ionique est le résultat du transfert d'un ou plusieurs électrons depuis un métal vers un non-métal. Ex. Essayons de former une molécule avec du sodium et du chlore (Fig. 1).

- ❖ Le sodium a tendance à perdre un électron de valence pour former le cation Na^+

- ❖ Le chlore a tendance à gagner un électron de valence pour former l'anion Cl^-

Le sodium et le chlore ont tous les deux un intérêt à former une liaison. L'atome de sodium va perdre un électron qui sera récupéré par l'atome de chlore. Ils compléteront tous les deux leur couche de valence avec huit électrons.

- **La liaison covalente** : une liaison covalente résulte du partage d'une ou plusieurs paires d'électrons entre deux atomes.

Considérons deux atomes d'hydrogène qui s'approchent l'un de l'autre. Tous les deux ont un seul électron, et chacun a besoin d'un électron supplémentaire pour avoir la même configuration électronique que l'hélium. Dans cette situation, les électrons de liaison sont partagés. C'est une liaison covalente qui maintient les atomes ensemble. Les deux atomes d'hydrogène remplissent leur couche de valence avec les électrons qu'ils se prêtent mutuellement.

Dans de nombreuses molécules, les atomes vont partager plus d'une paire d'électrons célibataires. Une liaison covalente peut être simple, double ou triple, selon le nombre de paires d'électrons partagés.

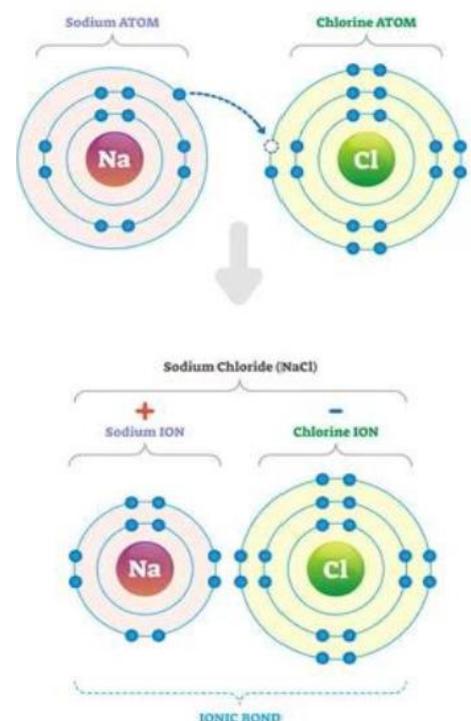


Fig. 1- Liaison ionique

- **La liaison métallique :** est une liaison chimique dans laquelle les électrons mobiles sont partagés entre plusieurs noyaux. Le modèle de la liaison métallique propose que tous les atomes du métal partagent leurs électrons de valence pour former un “océan” d’électrons. Les électrons externes sont libres de se déplacer dans tout l’échantillon. Les noyaux sont positionnés dans cet océan de manière ordonnée à des endroits précis. La forme de l’échantillon est maintenue par l’attraction électrostatique entre les cations métalliques (charge positive) et les électrons de valence mobiles (charge négative).

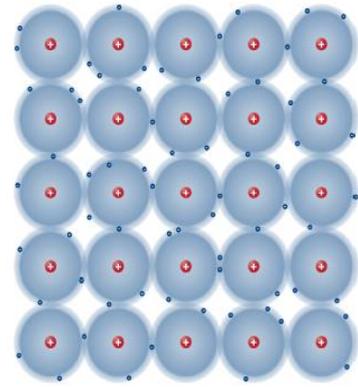


Fig. 2- La liaison métallique

La capacité qu’ont les électrons de valence de se déplacer dans tout l’échantillon donne au métal ses propriétés physiques.

- Les solides métalliques sont de bons conducteurs de l’électricité et de la chaleur.
- Ils sont malléables (Ils peuvent être martelé en feuilles très minces).
- Ils sont ductiles (Ils peuvent être étirés en fils très fins).

- **Liaisons de Van der Waals :** elles sont très faibles par rapport aux autres. Ce sont les forces de liaison propres aux réseaux dont les nœuds sont occupés par des molécules neutres (cas de la plupart des composés organiques). Dans les rares minéraux à réseaux moléculaires : soufre, realgar, les forces intramoléculaires sont de nature covalente et fortes, alors que les molécules sont faiblement liées par des forces de Van der Waals.

- **Liaisons hydrogène :** elle se manifeste uniquement entre une molécule qui comporte un atome d’hydrogène lié à un atome électronégatif (N, O ou F).

2.4. Isotypisme : deux espèces minérales sont isotopes lorsqu’elles ont des compositions chimiques distinctes mais des formules structurales analogues, elles appartiennent au même système cristallin et les polyèdres de coordination impliqués dans les deux structures sont identiques ou comparables. Ex. L’halite : NaCl ; et la sylvine : KCl Sont isotopes et elles appartiennent toutes les deux au groupe cubique à faces centrées.

2.5. Isomorphisme : deux espèces minérales sont isomorphes, si elles sont isotopes, constituées de cations et d’anions de rayons ioniques voisins pour envisager leur syn cristallisation en cristaux mixtes. Les deux espèces forment des solutions solides. Ex : les

péridots dont la composition varie depuis un terme magnésien (Mg_2SiO_4) la forstérite à un terme ferrique (Fe_2SiO_4) la fayalite. Le terme intermédiaire étant l'olivine.

Les substitutions isomorphiques ne seront possibles que si certaines conditions sont réalisées :

a) Les rayons ioniques doivent être voisins, la différence entre les rayons ioniques ne doit pas dépasser les 15%. K et Na ne peuvent pas se substituer car le rayon ionique de K = 1.33Å et le rayon ionique de Na est de 0.97Å (la différence entre les 2 rayons ioniques est supérieure à 15%).

b) Les polyèdres de coordination doivent avoir des formes identiques, de même que la coordination.

c) La valence et la structure électronique doivent être semblables.

2.6. Le polymorphisme : deux espèces minérales ou plus sont dites polymorphes si elles ont la même composition chimique mais des structures cristallines différentes. Ce changement de forme est lié aux variations de la température et de la pression. Ex : SiO_2 si elle cristallise dans le système rhomboédrique, il s'agit du *quartz α* , si elle cristallise dans le système hexagonal, il s'agit de la *tridymite*, si elle cristallise dans le système quadratique, il s'agit de la *crystalite* et si elle cristallise dans le système monoclinique, il s'agit de la *coésite*, si elle cristallise dans le système quadratique, il s'agit de la *stishovite*

Lorsque ces espèces minérales concernent des éléments simples tels que Fe, C, S, etc... elles sont dites allotropes. Ex : le carbone C quand il cristallise dans le système cubique, il donne le *diamant* et quand il cristallise dans le système hexagonal, il donne le *graphite*.

3. La formule structurale des minéraux :

L'objectif du calcul des formules structurales est de passer de la composition en % poids d'oxyde donnée par la microsonde en fraction molaire, en respectant la formule de l'architecture du minéral. Par exemple, on va calculer la formule d'une olivine. Les olivines forment une solution solide entre la fayalite (pôle ferrique) et la forstérite (pôle magnésien).

Soit une olivine dont la composition est donnée par la colonne [1] :

Olivine	[1]	Masse Moléculaire [2]	Proportion Molécules [3]	Cations / mol [4]	Nombre de cations [5]	Oxygène / mol [6]	Nombre d'oxygènes [7]	Nombre / cations [8]
SiO_2	34,96	60,09	0,58	1	0,58	2	1,164	0,99
FeO	36,77	71,85	0,51	1	0,51	1	0,512	0,87
MgO	27,04	40,3	0,67	1	0,67	1	0,671	1,14
MnO	0,52	70,94	0,01	1	0,01	1	0,007	0,01
Total	99,29						2,354	

Colonne [2] : masse molaire moléculaire ;

Colonne [3] : proportions moléculaires. Résultat de la division de la composition par la masse molaire de l'oxyde ;

Colonne [4] : nombre de cations dans une mole d'oxyde ;

Colonne [5] : nombre de cations à partir de la composition. Multiplier [3] par [4] ;

Colonne [6] : nombre d'oxygène dans chaque oxyde. Comptabiliser le nombre d'oxygènes dans chaque oxyde ;

Colonne [7] : multiplier la proportion moléculaire par [3] le nombre d'oxygène [6]. Faire le total ;

Colonne [8] : diviser le résultat de l'étape [5] par le total de l'étape [7] et multiplier par le nombre d'oxygène du modèle d'architecture (attention : les oxygènes liés à l'eau ne sont pas comptabilisés). Dans le cas de l'olivine, c'est 4.

La formule structurale est : $[\text{Si}_{0.99} \text{O}_4] (\text{Fe}_{0.87} \text{Mg}_{1.14} \text{Mn}_{0.01})$

Le rapport $\text{Fe}/(\text{Fe}+\text{Mg})$ est de 0.43, soit 43% de fayalite dans cette olivine.