

UNIVERSITÉ KASDI MERBAH -OUARGLA-

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département des Sciences Agronomiques



PROJET DE FIN D'ÉTUDE

En vue de l'obtention du diplôme de

LICENCE

En Sciences Agronomiques

Spécialité : Sol et Eau

Thème

**L'implication de quelques fondement chimiques dans
le fonctionnement du sol(exemples concrets)**

Présenté par :

M^{elle} : BOUHELAL Imane

M^{elle} :MEBROUKI Itidal

M^{me} OULED SELME Rabia

M^{elle} BELHESINE Imane

Encadré par :

M.IDDER Mouhamed Abdelhak

Année Universitaire : 2016/2017

Dédicace

Rien n'est aussi beau à offrir que le fruit d'un labeur
qu'on dédie du fond du cœur à ceux qu'on aime et qu'on
remercie en exprimant la gratitude et la reconnaissance
durant toute notre existence.

Ma mère MADJIDA et mon père KHALIL, et Mama FATIMA,
je n'aurai pas abouti à stade d'étude, que dieu puisse
m'aider à l'honorer, le servir et le combler.

Ames frères : ALI, IBRAHIME, AYEBE, ABD ALAHE,
M.ALAMINE, ANES.

A Mes sœurs: AICHA, AMINA.

A Les enfant : ABRARE, SALAHE ALDINE, ABDE
ALBASTE, M.IRCHÉDE, SARA, IGRAA, AMJED.

Amon très chères amies : AMINA, ZINEBE, BAGMA, SAFIA
KHAWLA, REMAIGA, MABREKA, WIGGAM, YASMIN, AMEL.

Mon chère : AHMEDE.

A toute ma famille et mes proches : BOUEHLAL,
KHABBAZE ALZAHY, LKBICHI, YAKOUBE,

MAMA

Dédicace

Rien n'est aussi beau à offrir que le fruit d'un labeur
qu'on dédie du fond du coeur à ceux qu'on aime et qu'on
remercie en exprimant la gratitude et la reconnaissance
durant toute notre existence.

Ma mère SALHA et mon père TAHERE je n'aurai pas
abouti à stade d'étude, que dieu puisse m'aider à
l'honorer, le servir et le combler.

Ames frères: SALAHE, TAKAI, ABDO.

FATIMA, HERIA, HADJIRA, SARA, HEDA, NADJAH

A Mes soeurs

A Les

Enfant: NARIMANE, FATIMA, LEBNA, SAMI, MEHAMED, ILHAME,
HIBA, CHAEKI, MASEED, ARIJE.

A mon très chères amies: SALIMA.

A toute ma famille et mes proches: MEBROUKI, MECHRIE.

A tous mes amies en particulier:

A tous mes enseignants.

A toute les la promotion 2017.

3DLAT.COM

3DLAT.COM



Remerciements

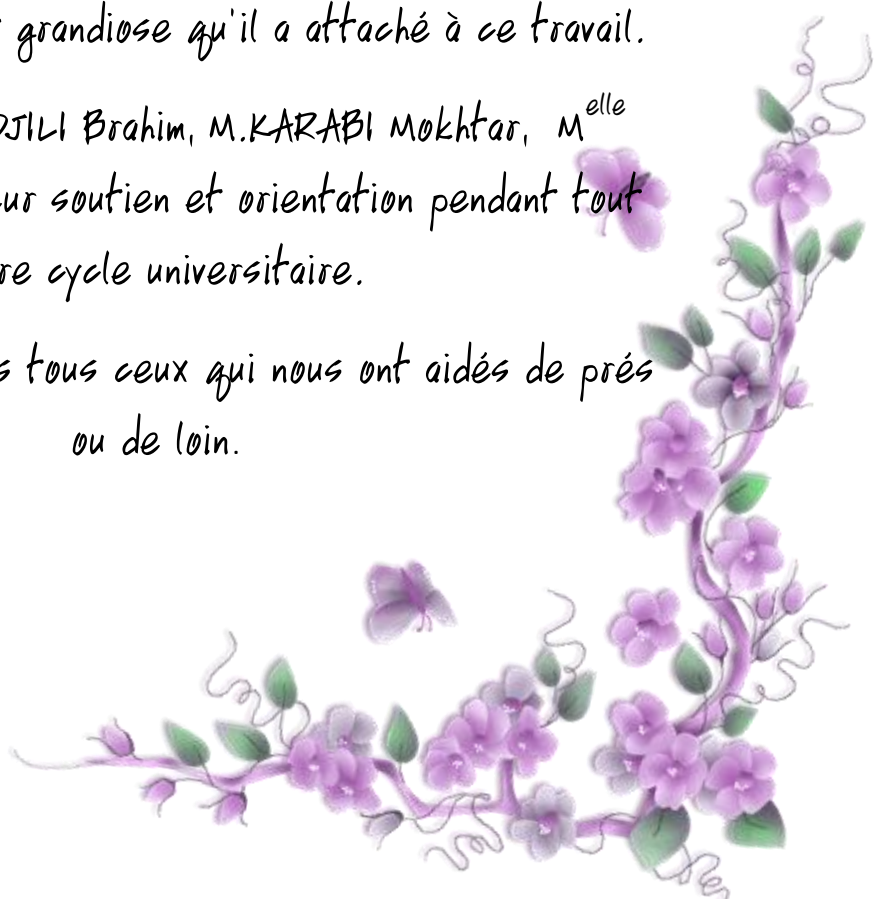
Avant tout nous remercions Dieu le tout puissant de nous
avoir

Accordé la force, le courage et les moyens afin de pouvoir
Accomplir ce modeste travail

Nous remercions infiniment notre promoteur M. IDDER
Abdellhak, qui a accepté de nous encadrer ainsi, pour l'
honneur qu'il nous a fait en nous encourageant, pour ses
conseils et l'intérêt grandiose qu'il a attaché à ce travail.

Nous remercier M. DJILI Brahim, M. KARABI Mokhtar, M^{elle}
OMIRI Nawel, pour leur soutien et orientation pendant tout
notre cycle universitaire.

Enfin nous remercions tous ceux qui nous ont aidés de près
ou de loin.



Liste des tableaux

Tableau 1: la représentation de la géométrie moléculaire:	25
Tableau 2: identification des espèces chimiques:	28
Tableau 3: classification des éléments du tableau périodique	29

SOMMAIRE

INTRODUCTION	1
--------------	---

Chapitre I :la bibliographie de sol

I.1.Définition du sol	2
I.2.Dosage des sulfates	2
I .3. Dosage de l'azote total(méthode kjeldahl)	6
I .4 . Dosage de l'azote ammoniacal et nitrique	10
I.5.Mesure de la conductivité électrique	14
I.6.Structure de phyllosilicates	14

Chapitre II :La bibliographe de chimie.

II.1.Définition de la chimie	16
II.2.Les acides	16
II.3.Les bases	16
II.4. solution	16
II.5.Solvant	17
II.6.Le soluté	17
II.7.la solubilité	17
II .8.La composition en pourcentage massique	18
II.9.Les ions	18
II.10.Concentration	19
II.10.1.concentration pondérale (ou la teneur)T	19
II.10.2.concentration molaire (M)	19
II .10.3.concentration molale (molalité)	19
II.10.4. Concentration équivalente (normalité) (N)	19
II .10.5.Concentration en pourcentage (%)	20
II .10.6. Fraction pondérale (fraction massique)	20
II .11.les sels	20
II.12.La masse molaire	20
II.13.la densité	21

II .14.Constitution de la matière	21
II .15.Les atomes	21
II.16. La masse atomique	22
II.17.Les molécules	22
II.18. la dilution	22
II.19.pH (potentiel hydrogène)	23
II .20.Les alcalins	24
II. 21.les alcalino-terreux	24
II .22.La géométrie moléculaire	25
II .23.La liaisons	26
II.24.Oxydoréduction	27
Tableau périodique	29
Conclusion	30

INTRODUCTION

Introduction:

L'objet de ce travail intitulé : l'implication de quelques fondements chimiques dans le sol exemples concrets, mérite d'être étudié et examiné pour plusieurs raisons. Premièrement le manque de connaissances chez les étudiants en matière de sol et de la chimie et sur toute la relation existante entre les deux disciplines. Nous, nous proposons premiers volontaires à vouloir établir la corrélation entre l'agronomie principalement (sol) et la chimie.

Dans ce travail nous avons recherché et recensé toutes les parties et tous les passages au niveau des protocoles d'analyse des sols entiers et de taillés et au niveau de quelques documents, qui ont un lien avec la chimie.

Notre travail vise à mettre en évidence les passages agronomiques recensés dans les protocoles et dans la bibliographie comme il a été signalé ci-dessus afin d'établir la relation avec la chimie dominer des explication si nécessaire.

La méthode que nous avons adapté est la suivante, nous aurons à souligner les termes adéquats aux deux disciplines pour ensuite les rapprocher à la chimie selon l'ordre d'apparition dans le texte.

CHAPITRE I
LA BIBLIOGRAPHIE DE SOL

Après lecture des protocoles d'analyse du sol .Nous avons choisi celui du dosage des sulfates et celui de l'azote parce qu'ils contiennent plusieurs termes objet de notre étude.

I .1.Définition du sol:

Produit de l'altération, de remaniement et de l'organisation des couches supérieures de la croûte terrestre sous l'action de la vie, de l'atmosphère et des échanges d'énergie qui s'y manifestent. (AUBERT, 1978).

Le sol est le support de la vie terrestre. Il résulte de la transformation de la couche superficielle de la roche –mère ,la croûte terrestre ,dégradée et enrichie en apports organiques par les processus vivants.

I.2.Dosage des sulfates:

I.2.1. Principe:

En raison du gypse très faiblement soluble, il est nécessaire d'utiliser de l'eau acidulée pour extraire totalement les sulfates.

Le dosage ne peut se faire qu'après avoir éliminé les ions gênants (Al^{+++} , Fe^{+++} , Ca^{++}). Il consiste à précipiter SO_4^{2-} sous forme de sulfate de baryum, en présence de $BaCl_2$ (AUBERT, 1978).

I.2.2. produits chimiques et matériel :

- Acide Chlorhydrique.
- Ammoniaque pure.
- Carbonate d'ammonium $(NH_4)_2CO_3$ en solution saturée .
- Chlorure de baryum $BaCl_2$ en solution à 10%.
- Méthyle orange en solution à 0.02 %.
- Ballons en pyrex de 250 ml à col rodé adaptable sur une colonne réfrigérante. (AUBERT, 1978).

I.2.3. Mode opératoire :

a) Extraction :

- Peser 5 g de terre fine et les introduire dans un ballon de 250 ml à col rodé, adaptable sur une colonne réfrigérante.
- Verser par petites quantités d'acide chlorhydrique pour décomposer les carbonates se trouvant dans les terres calcaires. L'excès de HCl doit être de 2 ml environ.
- Adapter le ballon sur une colonne réfrigérante et chauffer.
- Faire bouillir durant 30 minutes.

- Transvaser le liquide surnageant du ballon, sur un filtre à plis.
- Laver le filtre avec une solution chaude de HCl à 2 %.
- Introduire le filtre et son contenu dans le ballon contenant encore la terre, et effectuer une deuxième puis une troisième extraction identique à la première.
- Après la 3^{ème} extraction, filtrer sur filtre plat ou centrifuger. Laver avec soin le résidu à HCl chaud, à 2 %.
- Recueillir les 3 filtrats dans un même bécher en pyrex de 600 ml (**AUBERT, 1978**).

b) Elimination des cations gênants :

- Verser dans un tube à centrifuger de 50 ou 100 ml en pyrex, 20 ml de la solution d'extraction.
- Ajouter dans le tube à centrifuger :
 - ✓ 2 ml d'ammoniaque concentrée et pure, pour faire précipiter les Sesquioxides.
 - ✓ 2 ml de carbonate d'ammonium en solution saturée et bouillante,

Pour faire précipiter le calcium :

- Agiter avec un agitateur en verre.
- Centrifuger, puis recueillir le surnageant contenant les ions SO_4^{2-} dans un autre tube à centrifuger en pyrex, de 100 ml.
- Laver plusieurs fois avec NH_4OH et $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Le précipité contenu dans le tube à centrifuger. Les surnageants successifs seront ajoutés au premier.
- Si on constat un précipité ou un trouble dans le tube à centrifuger de 100 ml, centrifuger et transvaser le surnageant dans un autre tube à centrifuger de 100 ml en pyrex (**AUBERT, 1978**).

c) Précipitation des ions SO_4^{2-} :

- Mettre quelques gouttes de méthylorange dans le tube à centrifuger, et verser de l'acide chlorhydrique concentré jusqu'au virage du réactif.
- Placer le tube à centrifuger dans un bain-marie bouillant. Dès que le contenu du tube est sur le point de bouillir, verser goutte à goutte du chlorure de baryum en solution à 10 %, jusqu'à ce qu'il n'ya plus de formation de précipité de BaSO_4 .
- Laisser durant 10 minutes le tube dans le bain-marie bouillant.
- Retirer le tube à centrifuger, puis centrifuger.
- Eliminer le surnageant sans perdre de BaSO_4 .
- Verser dans le tube à centrifuger, 20 ml d'eau distillée bouillante.
- Agiter à l'aide d'un agitateur en verre pour laver le culot.
- Centrifuger et éliminer le surnageant.
- Effectuer au moins deux autres lavages.

- Après la dernière centrifugation, éliminer le surnageant, essuyer correctement la paroi extérieure du tube à centrifuger. Placer ce dernier dans une étuve à dessiccation.
- Peser le tube à centrifuger et son culot, dès leur sortie de l'étuve. Soit P1 le poids.
- Eliminer le précipité et laver correctement le tube à centrifuger.
- Sécher le tube à centrifuger à l'étuve et le peser dans les mêmes conditions. soit P2 le poids du tube vide (**AUBERT, 1978**).

I.2.4. Calculs :

1 g de BaSO₄ correspond à 0.411 g de SO₄²⁻ et à 8.56 meq et de SO₄²⁻.

Soient : **p** : le poids en gramme du précipité (**p₁-p₂**) recueilli dans le tube à Centrifuger,

P : le poids de terre analysée.

V : le volume de la solution d'extraction,

v : le volume de la solution d'extraction utilisé pour doser

BaSO₄.

- La teneur en meq/100 g de terre est égale à :

$$8.56 * \frac{V}{v} * \frac{p}{P} * 100 = \frac{856 Vp}{vP}$$

- La teneur en % est égale à :

$$0.411 * \frac{V}{v} * \frac{p}{P} * 100 = \frac{41.1 Vp}{vP}$$

Explication des calculs :

1. Acide chlorhydrique :

2. Ammoniaque pure :

3. Carbonate d'ammonium :

Produit	Formule	Classe	Masse molaire	Etat	Couleur	Densité	%	Solvant utilisé
Carbonate d'ammonium	(NH ₄) ₂ CO ₃	Sel	96.09	Soluté solide	Blanc	1.50	99	Eau

4. Chlorure de baryum 10 %

Produit	Formule	classe	Masse molaire	Etat	Couleur	D	%	Solvant utilisé
Chlorure de baryum	BaCl ₂	Sel	208.3	Soluté solide	blanc	3.86	100	Eau

10% de chlorure de baryum correspond à :

10g → 100 ml

x g → 1000 ml , x=100 g/l

Verser cette quantité dans une fiole de 1 L puis ajouter l'eau jusque 3/4 de la fiole. Boucher et agiter de façon à dissoudre la totalité du soluté.

Compléter avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Agiter à nouveau pour homogénéiser.

5. Orange de méthyle 0.02% :

Produit	Formule	Masse molaire	Etat	Couleur	Densité	%	Solvant
Orange de méthyle (Hélian-tine)	C ₁₄ H ₁₄ N ₃ O ₃ SNa	327.34	Soluté solide	Orange	1	100	éthanol

0.02% de méthyle orange correspond à : 0.02 g → 100ml

Verser cette quantité dans une fiole de 100ml et complété avec l'éthanol jusqu'au trait de jauge.

Destination des produits chimiques :

Acide chlorhydrique : a acidifier le milieu pour la décomposition de carbonate.

Ammoniaque pur : la précipitation des sesquioxides (oxyde ayant pour **atomes** 3 d'oxygène 2 atomes de métal).

Carbonate d'ammonium : la précipitation de calcium.

Chlorure de baryum : la précipitation des sulfates sous formes de sulfate de baryum.

Méthyl orange : c'est un indicateur utilisé pour déterminer la fin de la **réaction** .

I.3. Dosage de l'azote total (méthode Kjeldahl)**I.3.1. Principe :**

L'azote des composés organiques est transformé en azote ammoniacal sous l'action de sulfurique **l'acide concentré** qui porté à ébullition, se comporte comme un **oxydant**.

Les substances organiques sont décomposées : le carbone se dégage sous forme de gaz carbonique, l'hydrogène donne de l'eau, et l'azote est transformé en azote ammoniacal. Ce dernier est fixé immédiatement par l'acide sulfurique sous forme de sulfate d'ammonium.

Pour accroître l'action oxydante de l'acide sulfurique, on élève sa température d'ébullition en ajoutant du sulfate de cuivre et du sulfate de potassium. Ces derniers jouant le rôle de catalyseur.

Lorsque la matière organique a été totalement oxydée, **la solution** contenant le sulfate d'ammonium est récupérée. Puis on procède au dosage de l'azote ammoniacal par distillation. Après l'avoir déplacé de sa combinaison par une solution de soude en excès (**AUBERT, 1978**)

I.3.2. produits chimiques et matériel :**a-Produits chimiques :**

- H_2SO_4 concentré.
- H_2SO_4 .
- $CuSO_4$.
- H_2SO_4 à **N / 70** coloré par le rouge de méthyle.
- NaOH à **60 %** (600 g par litre).
- Alcool éthylique pour appareil de Bouat.
- $(NH_4)_2SO_4$ à N/70 pour vérification de l'appareil.

b-Verrerie :

- Matras de 750 ml pour attaque
- Matras de 100 ml adaptable à l'appareil de Bouat
- Fioles jaugées de 100 ml
- Pipette de 20 ml
- Eprouvette de 20 ml pour NaOH

c-appareils :

- Balance (au 1/10 de g)
- Rampe d'attaque Kjeldahi
- Centrifugeuse
- Appareil de Bouat.

d-Divers :

- Tube à centrifuger de 100 ml
- Pissette d'eau déminéralisée.

I.3.3. Mode opératoire :

- Introduire dans un matras Kjeldahi de 750 ml :
 - ❖ 5 g de terre fine.
 - ❖ 20 ml de H_2SO_4 concentré.
 - ❖ 5 g de K_2SO_4 .
 - ❖ 5 g de $CuSO_4$ anhydre.
 - ❖ 0.25 g de sélénium.
- Porter le matras sur la rampe d'attaque placée sous une hotte.
- Chauffer d'abord doucement, puis augmenter progressivement l'intensité du chauffage jusqu'à ce que le contenu du matras soit porté à ébullition.
- Lorsque le mélange se décolore et prend une teinte légèrement verdâtre, noter l'heure et pour suivre l'attaque à ébullition durant une heure.
- Laisser ensuite refroidir progressivement le matras.
- Lorsque la température du mélange est voisine de celle du laboratoire, verser de temps en temps par petites quantités et en prenant des précautions, de l'eau déminéralisée pour diluer la suspension contenue dans le matras : cette dernière ne doit pas excéder de beaucoup 50 ml.
- Attendre la fin du refroidissement du matras qui s'est réchauffé au moment de la dilution.

- Transvaser le contenu du matras dans un tube à centrifuger de 100 ml. Rincer le matras avec de l'eau déminéralisée.
- Centrifuger durant 5 à 10 minutes à 2500 ou 3000 tours/minute de façon à obtenir un surnageant limpide.
- Récupérer le surnageant dans une fiole jaugée de 100 ml.
- Compléter au trait de jauge avec l'eau déminéralisée.
- Jeter le culot du tube à centrifuger.
- Homogénéiser par retournement le contenu de la fiole de 100 ml.
- Assurer que le niveau du liquide est en face du trait de jauge.
- A l'aide d'une pipette de 20 ml, prélever 20 ml de solution contenue dans la fiole. Verser ce prélèvement dans un matras de 100 ml s'adaptant sur l'appareil de Bouat conçu pour distiller et doser l'ammoniac.
- Ajouter dans le matras de 100 ml, 12 g de soude en pastilles ou 20 ml de soude à 60 % (on doit observer un précipité de couleur bleu d'hydrate de cuivre, avant que l'on verse les dernières ml de soude. Sinon ajouter encore un peu de soude jusqu'à apparition du précipité bleu).
- Après le versement de la soude, raccorder immédiatement le matras à l'appareil de Bouat.
- Chauffer fortement le matras, les vapeurs d'ammoniac et d'eau sont entraînées dans une colonne réfrigérante où elles se condensent.
- L'ammoniaque est recueillie dans un vase à doser.
- Le dosage s'effectue à l'aide d'acide sulfurique à N/70 et en présence d'un indicateur de pH (rouge de méthyle). Soit "X" le nombre de ml de H₂SO₄ nécessaire pour neutraliser l'ammoniaque.
- Effectuer un témoin sans terre ou avec de la terre calcinée.
- Soit "Y" le nombre de ml d'H₂SO₄ nécessaire pour neutraliser les éventuelles traces d'azote dans les produits utilisés.

I.3.4. Calculs :

-1 ml de H₂SO₄ à N/70 correspond à 0.2 mg d'azote.

-Le poids d'azote total de la prise de terre est égal à :

$$(X - Y) * 0.2 * 5 \text{ telle que } (X - Y) \text{ mg d'azote}$$

Le résultat peut s'exprimer en ‰, pour cela, calculer le nombre de mg d'azote contenu dans 1 g de terre :

$$N \text{ ‰} = \frac{(X - Y)}{5}$$

Explication des calculs :**1. H₂SO₄ à N/70 :**

N/70 de l'acide sulfurique correspond à :

$$m = N \cdot V \cdot \frac{Mm}{\alpha}, m = 0.014 \cdot 1 \cdot \frac{98}{2} = 0.68 \text{ g}, d = \frac{m}{v} \text{ donc } v = \frac{m}{d} = \frac{0.68}{1.84}, v = 0.36 \text{ ml}$$

Dans une fiole de 1l, mettre un volume aléatoirement de l'eau, verser les 0.36 ml d'acide. Compléter avec l'eau jusqu'au trait de jauge.

2. NaOH 60% :

60% de NaOH correspond à :

$$60 \text{ g} \longrightarrow 100 \text{ ml}$$

$$X \text{ g} \longrightarrow 1000 \text{ ml}, X = 1000 \cdot 60 / 100 = 600 \text{ g/l}$$

Dans une fiole de 1l mettre 600 g de NaOH, ajouter l'eau jusque 3/4 de la fiole. Boucher et agiter de façon à dissoudre la totalité du soluté . . .

Compléter avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Agiter à nouveau pour homogénéiser.

3. Sulfate de potassium :

Produit	Formule	Classe	Masse molaire	Etat	Couleur	D	%	Solvant utilisé
Sulfate de potassium	K ₂ SO ₄	Sel	174.25	Soluté solide	Blanchâtre	2.66	>90	Eau

4. Sulfate de cuivre :

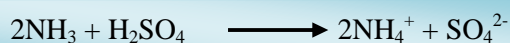
Produit	formule	classe	Masse molaire	Etat	Couleur	d	%	Solvant utilisé
Sulfate de cuivre	Cu SO ₄	Sel	249.40	Soluté solide	Bleu	2.28	100	Eau

5. Sulfate d'ammonium:

Produit	Formule	Classe	Masse molaire	Etat	Couleur	D	%	Solvant utilisé
Sulfate d'ammonium	(NH ₄) ₂ SO ₄	Sel	132.14	Soluté solide	blanc	1.77	>99	Eau

Destination des produits chimiques :

H₂SO₄ : En présence d'acide sulfurique concentré et chaud, le carbone, l'oxygène, l'hydrogène et l'azote des composés organiques se retrouvent sous forme de CO₂, H₂O et NH₃. L'acide sulfurique étant en excès, on a :



K₂SO₄ + Cu SO₄ : jouent le rôle de catalyseur, ils permettent d'accroître l'action oxydante de l'acide sulfurique dont le 1^{ère} permet d'élever la température d'ébullition de l'acide sulfurique à 350-400°C tandis que le second est le catalyseur de minéralisation proprement dit, il augmente la vitesse de minéralisation.

NaOH : permet d'alcaliniser le minéralisât, transforme les ions ammonium en ammoniac selon la réaction suivante:



I.4. Dosage d'azote ammoniacal et nitrique :

I.4.1. Principe :

L'azote minéral peut se trouver dans le sol à l'état ammoniacal ou nitrique, c'est-à-dire sous une forme directement assimilable par les végétaux, d'où l'importance de connaître parfois le taux d'azote minéral dans les différents horizons d'un profil afin d'évaluer la fertilité de ces dernières (AUBERT, 1978).

Etant donné que les sels ammoniacaux et les nitrates résultent de l'activité microbienne du sol, il est indispensable d'effectuer des dosages sur la terre fraîchement prélevée dans son humidité normale (AUBERT, 1978).

Pour l'extraction de l'ammonium et des nitrates, on utilise une solution saline (KCl par exemple) qui, d'une part déplace NH₄⁺ fixé essentiellement sous forme échangeable, et d'autre part fait passer les nitrates à l'état dissous (AUBERT, 1978).

L'azote ammoniacal et l'azote nitrique sont dosés successivement sur la même prise d'essai (AUBERT, 1978).

I.4.2. Produits chimiques et matériel :

a) Solutions et produits chimiques:

- KCl en solution et renfermant quelques gouttes de toluène.
- Magnésie calcinée.
- H₂SO₄ à N/70 contenant du rouge de méthyle.
- Alliage DEWARDA.

b) verreries :

- Flacons en verre ordinaire de 500 ml avec bouchons.
- Fioles jaugées de 200 ml.
- Matras de 100 ml adaptables sur l'appareil de Bouat.
- Pipette de 20 ml.
- Eprouvette de 20 ml et de 200 ml.

c) Appareils :

- Balance.
- Agitateur mécanique.
- Rampe de filtration.
- Appareil de Bouat.

d) Divers :

- Entonnoirs et papier filtre (AUBERT, 1978).

I.4.3. Mode opératoire:

a. Extraction:

- Verser dans un flacon de 500 ml:
100 g de terre fraîche homogénéisée et 200 ml de solution normale de KCl.
- Agiter le contenu du flacon durant 1 heure.
- Filtrer la suspension de terre. Récupérer le filtrat dans une fiole jaugée de 200 ml. Compléter à 200 ml avec l'eau déminéralisée (AUBERT, 1978).

b. Dosage de l'azote ammoniacal:

- Prendre 20 ml de filtrat et les verser dans matras de 100 ml adaptable sur l'appareil de Bouat.

- Ajouter 1 g de magnésie calcinée.
- Raccorder le matras à l'appareil de Bouat.
- Distiller et doser l'azote ammoniacal suivant la technique d'écrit dans le dosage de l'azote totale.

c. Dosage de l'azote nitrique :

- Lors que la distillation de l'azote ammoniacal est terminée, enlever le matras de l'appareil
- Ajouter : 10 à 20 ml d'eau déminéralisée.

0.5 g d'alliage DEWARDA, ce dernière réduisant l'azote nitrique en azote ammoniacal.

- Raccorder de nouveau le matras à l'appareil.
- Distiller et doser comme précédemment.

Comme pour l'azote total 1 ml de H_2SO_4 a N/70 correspond a 0.2 mg d'azote (ammoniacal ou nitrique) (AUBERT, 1978).

Remarque :

A fin d'éviter des variations notables de la teneur en azote ammoniacal et nitrique, dans l'intervalle de temps séparant le prélèvement sur le terrain et le dosage au laboratoire, il est conseillé de transporter les échantillons dans des emballages hermétiquement fermée et placés dans des containers réfrigérés.

La teneur de l'azote minéral peut varier énormément en un même point d'une période à une autre de l'année, suivant l'activité microbienne du sol.

Les résultats doivent être exprimés en % par rapport à la terre séchée à 105° et non par rapport à la terre fraîche, plus au moins humide, pour cela, faire sécher à l'étuve un poids P de terre fraîche, puis repeser à l'état sec.

Explication des calculs :

1. KCl en solution de 1N :

Produit	Formule	Classe	Masse molaire	Etat	Couleur	d	%	Solvant utilisé
Chlorure de potassium	KCl	Sel	74.55	Soluté solide	Blanc	1.98	99.3	Eau

Pour préparer 1 litre d'une solution de KCl à 1N, il faut connaître la masse de soluté :

$$m = N \cdot V \cdot \frac{Mm}{\alpha}, m = 1 \cdot 1 \cdot \frac{74.5}{1} = 74.5 \text{ g/l}$$

Donc verser cette quantité dans une fiole de 1 l puis ajouter l'eau jusque 3/4 de la fiole. Boucher et agiter de façon à dissoudre la totalité du soluté.

Compléter avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Agiter à nouveau pour homogénéiser.

2. Toluène :

produit	Formule	Classe	Masse molaire	Etat	Couleur	d	%	Solvant utilisé
Toluène	C ₇ H ₈	Sel	92.14	Soluté liquide	Incolore	0.87	98	Eau

3. Magnésie calcinée :

Produit	Formule	Classe	Masse molaire	Etat	Couleur	d	%	Solvant utilisé
Oxyde de magnésium (Magnésie calcinée)	MgO	Sel	40.3	Soluté solide	Blanc	2.5	100	Eau

4. H₂SO₄ à N/70 :

N/70 de l'acide sulfurique correspond à :

$$m = N \cdot V \cdot \frac{Mm}{\alpha}, m = 0.014 \cdot 1 \cdot \frac{98}{2} = 0.68 \text{ g}, d = \frac{m}{v} \text{ donc } v = \frac{m}{d} = \frac{0.68}{1.84}, v = 0.36 \text{ ml}$$

Dans une fiole de 1l, mettre un volume aléatoirement de l'eau, verser les 0.36 ml d'acide. Compléter avec l'eau jusqu'au trait de jauge.

5. Alliage DEWARDA :

Produit	Formule	Classe	Masse molaire	Etat	Couleur	d	%	Solvant utilisé
Alliage DEWARDA	H ₃ AlCuZn	Sel	158.94	Soluté solide	gris claire	5.79	100	Eau

Destination des produits chimiques :

KCl : il permet l'extraction de NH_4^+ .

Alliage DEWARDA : la réduction de NO_3^- et NO_2^- en NH_4^+ .

I.5. Mesure de la conductivité électrique :**I.5.1. Appareillage:**

la conductivité électrique est mesurée par une électrode reliée à un appareil électro métrique (pont de Wheatstone) .si l'électrode n'a pas été utilisée pour une longue période , elle doit être activée par une solution d'acide sulfurique 0.2 N.

I.5.2. Réactif:

solution standard de KCl 0.2 N (dans une fiole de 100ml faire dissoudre 1.492 g KCl séché à 105°C) ,ou (solution de KCl à 0.1M).

Dans une fiole de 1000ml faire dissoudre 7.45g de KCl séché à 105°C).

I.5.3. Mode opératoire:

Après rinçage de l'électrode avec de l'eau distillée ou activation si nécessaire on suit les étapes suivantes :

a)étalonnage de l'appareil de mesure , pour la détermination de la constante de la cellule K .ceci se fait par la mesure de la CE et de la température de la solution de KCl (0.02Nou 0.1 M préparée .puis correction de l'effet de la température par le coefficient de correction f(t)

b)Mesure de la CE et de la température de la solution à analyser et correction des résultats (DJILI B .,2016) .

I.6. Structure de phyllosilicates:

Les unités tétraédriques et unités octaédrique constituent les structures de base des réseaux des phyllosilicates dans la structure tétraédriques quatre atomes d'oxygène liants sont coordonnés par un Si^{4+} central.

La structure octaédriques fondamental est caractérisée par la présence de six groupes les OH coordonnés autour d'un cation central qui peut être Al^{3+} , Fe^{2+} , Mg^{+2} .

I.6.1. Classification des phyllosilicates :

Pour la classification des phyllosilicates plusieurs paramètres sont proposés (05 paramètres). Dont le plus utilisé correspond en nombre et séquence des feuillets tétraédriques et octaédriques. Ce paramètre nous permet d'avoir la classification suivante:

a- phyllosilicates de type 1:1

feuillelet tétraédrique et octaédrique il s'agit alors de phyllosilicates de type 1:1.

Le minérale typique de ce groupe est la kaolinite. Ici le silicium est le seul cation présent dans le feuillet tétraédrique alors que dans le feuillet octaédrique il peut y avoir des ions Al^{3+} ou Mg^{2+} . Si le centre de l'octaèdre il y a seulement Al^{3+} il s'agit alors de la véritable kaolinite. Si au lieu de Al^{3+} il y a de Mg^{2+} il s'agit alors antigorite.

b- phyllosilicates de type 2:1

Dans les phyllosilicates de type 2:1 l'unité structurale est composée d'un feuillet octaédrique pris au sandwich entre deux feuillets tétraédriques.

Les minéraux de type 2:1 diffèrent les uns les autres tant par leur type que par l'importance de processus de substitution isomorphe qui se vérifie au niveau tétraédrique et octaédrique. Donnant lieu à charges négatives en excès localisées à l'intérieur du cristalle. Ces charges en excès doivent être neutralisées par d'autres cations qui sont présents à l'intérieur de la structure cristalline ou à l'extérieur la valeur de la charge neutralisée par des cations externes est appelée **charge de couche**.

L'intensité de telle charge a un rôle important dans la détermination de la force et de la nature d'un **liaisons** qui peuvent c'est à dire au niveau de base. Lorsque la charge de nulle c'est le cas de la pyro phillite, la liaison est de type : **van der waals** (liaison faible).

Plus la charge de couche est élevée plus la force de liaisons entre les couches est grande. Les smectites sont caractérisées par la faible valeur de charge de couche et par conséquent des liaisons entre les couches faibles permettant la pénétration facile de l'eau, les micas présentes au contraire une valeur de charge la plus élevée et donc une forte liaison empêchant la pénétration de l'eau ce qui rend ces minéraux non dilatables. Les vermiculites présentes le cas intermédiaire entre les smectites et les micas.

c- Les minéraux de type 2:1:1

Le chlorite représentant ce groupe a toujours entre les couches de silicates de type 2:1 un feuillet octaédrique appelé brucite. (OMIRI N.,2016).

CHAPITRE II
LA BIBLIOGRAPHIE DE
CHIMIE

Dans ce chapitre on essayera de donner les réponses chimiques aux termes soulignés dans le chapitre I les réponses serrant données sous forme de définitions ou de définitions accompagnes d'exemples.

II.1. Définition de la chimie :

C'est la science qui étudie la composition, les réactions et les propriétés de la matière en se penchant sur les atomes qui composent la matière et leurs interactions les uns avec les autres .la taille des composés étudiés en chimie varie de la réaction entre de simples atomes jusqu'à des édifices moléculaires.

II.2. Les acides:

Sont les espèces qui en solution dans l'eau fournissent des ions H^+_{aq} [18.1.2c] exemple: $(HCl + H_2O = H^+_{aq} + Cl^-_{aq})$. (ROUQUEROL et al, 2007).

Tout composé moléculaire qui ,s'ionisant ou en se divisant dans l'eau ,donne une solution contenant des ions H^+ et des anions. (JOHN W.HILL et al, 2008).

II.3. Les bases :

Sont les corps qui en solution dans l'eau donnent des ions HO^-_{aq} exemple: $NaOH + H_2O = Na^+_{aq} + HO^-_{aq}$.(ROUQUEROL et al, 2007).

Est un composé qui ,en s'ionisant dans l'eau ,donne une solution contenant des ions OH^- et des cations. certaines bases, dont $NaOH$ et KOH ,sont des composés ioniques .En se dissolvant dans l'eau ,les ions hydroxydes et les cations se s'éparent .Cependant ,la majorité des bases ne sont pas des composés ioniques .Elles ne contiennent pas d'ions hydroxyde .Ces derniers ,de même qui les cations ,sont produits lorsque la base réagit avec l'eau .(JOHN W.HILL et al, 2008).

II.4. solution:

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs corps purs dans des proportions variables et sans qu'il y ait réaction chimique (KADRI A ,CHATER M ., 2006).

Les constituants de solution majoritaire est appelé solvant .Le ou les composé(s) minoritaire(s) sont appelé soluté (s).

Le solvant disperse les molécules ou les ions du soluté (**BARDEZ E ., 2008**) .

Le terme solution est utilisé pour décrire une phase liquide ou solide contenant plus d'une substance quand, par commodité, une substance (appelée solvant) est traitée différemment des autres substances (appelées solutés) . (**ROUQUEROL et al , 2007**) .

II.5.Solvant:

C'est la phase ou le milieu dispersant, c'est d'une manière générale un liquide dans lequel se fait la solution (**KADRI A ,CHATER M.,2006**). On peut citer par exemple H₂O.

II.6.Le soluté:

Le soluté est constitué par les particules dispersées ;c'est le corps dissous dans le solvant (**KADRI A,CHATER M.,2006**). On peut citer comme exemple:

*Solide :sel

*Liquide: alcool

*Gaz:HCl,O₂

NB: la T° d'ébullition du soluté est environ 300 fois > à la d'ébullition du solvant.

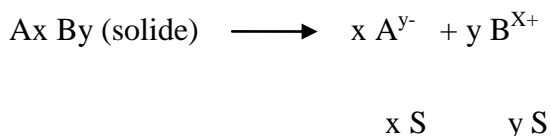
II.7.la solubilité:

La solubilité d'une espèce chimique est la quantité maximale qu'on peut dissoudre dans un volume donné de solvant, obtenant ainsi une solution saturée. Elle varie dans de larges limites, en fonction de la nature du solvant et de celle du soluté, ainsi qu'en fonction de la température. (**ROUQUEROL et al ,2007**) .

Certaines solutions peuvent être réalisées dans des proportions solvant /soluté quelconques. L'eau et l'alcool éthylique sont miscibles en toutes proportions leur solubilité réciproque est toujours totale.

Mais très souvent la concentration en soluté dans une solution a une limite, par exemple, à la température ordinaire, on peut dissoudre au maximum 365g de chlorure de sodium dans un litre d'eau. La solubilité dans un solvant donné est extrêmement variable selon les substances, ainsi que la solubilité d'un corps dans différents solvants. (**ROUQUEROL et al ,2007**) .

La solubilité produit de solubilité : la solubilité d'un solide ou d'un sel dans un liquide à une température donnée est le nombre de moles de ce solide ou de ce sel que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant (l'eau généralement).



$$\text{soit: } K_s = [A^{Y-}]^X [B^{X+}]^Y$$

En fonction de la solubilité on a : $K_s = (xS)^X (yS)^Y$.

$$\text{D'où } K_s = S^{X+Y} \cdot X^X \cdot Y^Y \text{ et } S = \left(\frac{K_s}{x^x \cdot y^y} \right)^{1/X+Y}$$

II.8.La composition en pourcentage massique:

Donne la proportion de chaque élément constitutive d'un composé ,c'est -à-dire le nombre de grammes que compte chaque élément par 100gde composé. (**JOHN W.HILL et al ,2008**).

II.9.Les ions :

La formation d'un ion résulte toujours de la perte ou du gain d'électrons ;elle ne s'accompagne pas d'un changement du nombre de protons dans le noyau de l'atome .s'il y a perte d'électrons ,l'ions possède plus de protons que d'électrons :sa charge est positive .S'il y a gain d'électrons ,l'ions possède plus d'électrons que de protons :sa charge est négative .un ion monoatomique se forme lorsqu'un atome cède ou reçoit un ou plusieurs électrons .quand un atome de sodium cède un électron, il acquiert une charge positive (+1); on représente l'ion produit par Na^+ .quand un atome de chlore reçoit un électron , il acquiert une charge négative (-1); on représente l'ion produit par Cl^- . .

- cation : un ion chargé positivement .
- anion: un ion chargé négativement .(**JOHN W.HILL et al,2008**).

II. 10. Concentration :**II.10.1. concentration pondérale (ou la teneur) T:**

C'est la quantité de substance (d) dissoute exprimée en gramme dans un litre de solution (CROS A .,1973). C'est le nombre de gramme (ou de litre pour un gaz) de soluté contenu dans un litre de solution .T est exprimée en g (KADRI A,CHATER M.,2006).

II.10.2. concentration molaire (M):

La molarité M d'une solution est le rapport du nombre de moles molécules ou de former les unités du soluté dans volume (exprimé en litres) de solution (ATKINS , JONES .,2004).

$$M = \frac{\text{nbr de mole dde soluté}}{1 \text{ litre de solution}}$$

$$M = \text{en mole l}^{-1}$$

II.10.3. concentration molale (molalité):

C'est le rapport du nombre de moles, de soluté au par 1000 gramme de solvant (TAIBI et al .1990).

$$m = \frac{\text{nbr de solute}}{100 \text{ g de solvant}}$$

$$m = \text{en mole kg}^{-1}$$

II.10.4. Concentration équivalente (normalité) (N):

C'est le nombre d'équivalente – gramme de substance dissoute dans un litre de

Solution (PIOVITT L . ,1973).

L'équivalent gramme d'un composé est la quantité de substance qui met en jeu une mole d'ion H^+ (acide – base) ou une mole d'électrons (oxydoréduction) (KADRI A , CHATER M ., 2006).

II.10.5. Concentration en pourcentage (%):

C'est la masse du soluté contenu dans 100 g de solution (**KADRI A, CHATER M., 2006**).

II.10.6. Fraction pondérale (fraction massique):

C'est le rapport de la masse de soluté à la masse de solution :

$$m = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \quad \left. \vphantom{m} \right\} \begin{array}{l} m_1 = \text{masse de soluté} \\ m_2 = \text{masse de solvant} \end{array}$$

II.11. les sels:

La formation de NaCl (un sel) et de H₂O (de l'eau) à partir de HCl (un acide) et de NaOH (une base) est un exemple de réaction de neutralisation. (**JOHN W. HILL et al, 2008**).

- Dans l'étude des sels en solution, On distinguera :

1- Les sels de forte solubilité (On dit couramment : les sels solubles) : ordre de grandeur de la solubilité : 10⁻¹ mole . Litre⁻¹.

2- Les sels de faible solubilité (on dit couramment) les sels insolubilité : 10⁻⁴ mole . litre⁻¹.

Exemple:

Sel	NaCl(s)	Ca(OH) ₂ (s)	PbI ₂ (s)	AgCl(s)
Solubilité	6x(350)	1.3x10 ⁻² (0.96)	1.35x10 ⁻³ (0.626)	10 ⁻⁵ (1.4x10 ⁻³)
Mol.L ⁻¹ (g.L ⁻¹)				

II.12. La masse molaire:

Si on veut mesurer une mole d'eau, de benzène, de di chlore ..., on ne peut évidemment pas en compter N_A molécules. D'un point de vue pratique, on est donc conduit à revenir d'une définition en nombre à une définition en masse, de façon à pouvoir peser l'échantillon de matière qu'on veut mesurer.

La masse molaire d'une substance , notée M , c'est –à-dire la masse d'une mole de cette substance , se calcule aisément à partir de la masse m d'une quantité de substance n selon la relation : $M=m/n$.

Mais la masse d'une mole de quelque chose dépend de la nature de cette chose .
(**ROUQUEROL et al ,2007**).

II.13.la densité:

La densité ou densité d'un corps ou densité relative d'un corps est le rapport de sa masse volumique à la masse volumique d'un corps pris comme référence.

Pour les liquides et les solides , le corps de référence est le pure à 4°C.

Dans le cas de gaz ou de vapeur sans dimension et sa valeur s'exprime sans unité de mesure .
(**cour de physique et chimie**).

II.14.Constitution de la matière :

La matière semble pouvoir se diviser à l'infini .En réalité ,sa structure est discontinue (**CROS A ., 1973**). La matière est bien loin de se présenter exclusivement sous forme de corps purs (**KADRI A ,CHATER M.,2006**).

II.15.Les atomes :

L'atome est la plus petite partie de corps qui puisse participer à la formation d'une molécule, l'ordre de grandeur de sa masse est : 10^{-26} kg.

La dimension de l'atome est de quelques angströms (Å):

$$1\text{Å} = 10^{-8}\text{cm} = 10^{-10}\text{m}$$

(**CROS, 1973 ,in OUAHES, DEVALLEZ.,1988**).

La masse atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atome de cet élément.

Exemple :masse atomique du sodium = $M_{\text{Na}}=22.99\text{g}\approx 23\text{g}$ (**TAIBI et al,1990**).

Alors la mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires
(**KOTEZ et TREICHEL ,2006**).

N atome réelles =1atome –gramme (at.g)=1mole d'atomes.

Plusieurs expériences montrent que l'atome est formé de 03 particules fondamentales (p,n,e⁻).

a)**Electron:** est une particule chargée d'électricité négative $q_e = -1.6 \cdot 10^{-19} \text{C}$ de masse très faible $m = 9.1085 \cdot 10^{-31} \text{kg}$.

b) **proton:** Est une particule chargée d'électricité positive $q_p = +1.6 \cdot 10^{-19} \text{C}$ de masse très grande par rapport à celle de l'électron $m_p \approx 1800 e$.

c-Neutron: Est une particule électriquement neutre, sa masse est voisine de celle du proton ($m_n \approx m_p$) (HOUMA F,1995).

II.16. La masse atomique :

La caractéristique essentielle d'un atome, du point de vue chimique, est son numéro atomique Z qui représente le nombre de protons. (ROUQUEROL et al,2007).

II.17. Les molécules :

Les atomes peuvent s'unir entre eux et former des molécules (TAIBI et al, 1990).

La molécule est la plus petite partie d'un corps pur qui puisse exister tout en conservant les propriétés de ce corps (CROS A ,1973, KADRI ,CHATAR ., 2006).

La masse molaire est la masse d'une mole de molécules .Elle est égale à la somme des masses atomiques des éléments qui constituent la molécule (TAIBI et al ,1990).

Exemple : masse d'une mole de molécules de NaOH = $M_{\text{NaOH}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}}$

= $22.99 + 15.99 + 1 = 39.98 \approx 40 \text{g}$.

N Molécules réelles = 1molécul-gramme = 1mole de molécules.

II.18. la dilution:

La dilution est un procédé consistant à obtenir une solution finale de concentration inférieure à celle de départ ,soit par ajout de solvant ,soit par prélèvement d'une partie de la solution et en complétant avec du solvant pour garder le même volume.

(article détaillé dilution homéopathique,2017) .

II.19.pH (potentiel hydrogène):

L'acidité en dune solution aqueuse dépend de la concentration en ions H_3O^+ . Le pH d'une solution est donnée par : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Ou $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est exprimé en mol^{-1} .

Réciproquement, la connaissance du pH permet de déduire la concentration en ions H_3O^+
Ainsi, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

Le pH déterminé expérimentalement à l' aide d'un millivoltmètre appelé pH-mètre. ce dernier lit une différence de potentiel E entre une sonde de mesure formée dune électrode de verre (électrode de mesure) et une électrode de référence la valeur de E varie linéairement avec le pH. il suffit détalonner l'appareil avec deux solution de pH connus pour lire ensuite directement les valeurs de pH.

Le pH peut également être déterminé à laide de bandelettes de papier mettant en jeu différentes substance dont la couleur varie avec le pH(indicateurs colorés)la détermination du pH par ce moyen est rapide mais peu précieuse car le pH ne peut être déterminé qu' à une unité près .(**GEDEON A ., 2009**).

pH d'une solution : c'est la concentration en ions H^+ d'une solution donnée: -

$\text{pH} = -\log (\text{H}^+)$.

-L'existence de l'équilibre $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ entraine la formule donnée :

$(\text{H}^+)(\text{OH}^-) = K_e = 10^{-14}$ (à 25°C).

K_e étant le produit ionique de l'eau .

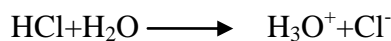
(Il serait plus correct décrire H_3O^+ au lieu de H^+)ou : $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ avec $\text{pOH} = -\text{Log} (\text{OH}^-)$.

D' une façon générale une solution est :

- **Acide** si le pH est inférieur à 7 ou $[\text{H}^+] > 10^{-7}$.
- **Basique** si le est supérieur à 7 ou $[\text{H}^+] < 10^{-7}$.
- **Neutre** si le PH est égale à 7 $[\text{H}^+] = 10^{-7}$.

Exemple :

le pH des solutions d'acide chlorhydrique suivante : $1,2 \cdot 10^{-2}\text{N}$:



$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log } c$$

$$\text{pH} = -\text{Log} 1.2 \cdot 10^{-2} = 1.92.$$

II.20. Les alcalins:

Les métaux alcalins

Ils appartiennent à la 1^{ère} colonne de la classification périodique. (**Voir tableau périodique**).

Ils sont très réactifs et ne se trouvent jamais à l'état élémentaire dans le milieu naturel. Ils réagissent immédiatement en présence d'humidité.

Ils réagissent facilement avec les halogènes pour former des sels ioniques, et avec l'eau pour former des hydroxydes fortement basiques (cf : cours recyclage de solution) de ce fait, ils sont toujours conservés immergés dans de l'huile minérale (ex : huile de vaseline); les métaux alcalins sont de couleur argentée (le césium a toutefois des reflets dorés), mous, à bas point de fusion et faible densité.

Hydrogène avec son électron solitaire devrait normalement appartenir au groupe des métaux alcalins. toutefois la perte de cet électron requiert davantage d'énergie que pour les autres éléments du groupe. Hydrogène n'est par non plus métallique aux conditions normales de température et de pression : il ne devient métallique qu'aux pressions très élevées (**Propriétés physico-chimiques des métaux**).

II. 21. les alcalino-terreux:

Les métaux alcalino-terreux ou alcalinoterreux sont des éléments chimiques de la deuxième colonne du tableau périodique des éléments ce nom vient du terme métaux de terre utilisé en alchimie et décrivant les métaux qui résistent au feu, les oxydes de métaux alcalino-terreux demeurant solides à des températures très élevées.

Ces éléments sont caractérisés par une couleur argentée, une faible densité, une grande malléabilité, une réactivité immédiate aux halogènes – conduisant à des sels ioniques – ainsi qu'avec l'eau (bien que soit moins facile qu'avec les métaux alcalins) pour former des hydroxydes fortement basiques. (**Propriétés physico-chimiques des métaux**).

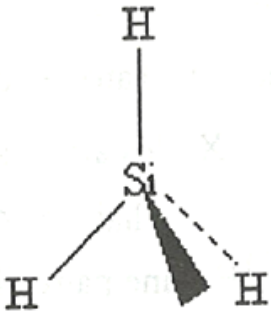
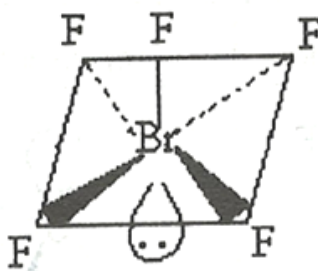
Le nom métaux Alcalino-terreux est réservé aux éléments Ca, Sr, et Ba car leurs terres (nom ancien des oxydes) sont basiques (alcalines), mais le nom est étendu à tout le groupes. (DUWARD FELIX S et al,2001).

NB : Les éléments des colonnes (alcalin et alcalino-terreux) quand ils se trouvent dans le sol ils rendent ce dernier alcalin on parle alors de sol alcalin.

II.22.La géométrie moléculaire:

La géométrie moléculaire nous permet de représenter les molécules en trois dimensions. Elle montre l'arrangement des atomes dans l'espace au moyen de segments de droites reliant les noyaux. Les électrons liants et les doublets libres d'électrons influent sur la géométrie moléculaire. (John W. Hill et al,2008).

Tableau 1: la représentation de la géométrie moléculaire:

Molécule	Type	Représentation	Géométrie
SiH ₄	AX ₄		Tétraédrique
BrF ₅	AX ₅ E		Pyramide à base carrée

IcI_4	AX_4E_2		Plan carre
$(\text{CH}_3)_3\text{C}^+$	AX_3		Triangulaire plane (un carbocation est une entité plane)
$(\text{CH}_3)_2\text{CH}^-$	AX_3E		Pyramide trigonale (un carbanion n'est pas plan)

II.23.La liaisons:

La structure des matériaux est entièrement déterminée par les liaisons s'établissant entre atomes. Ces liaisons sont une manifestation d'interactions attractives entre atomes, dont l'origine est soit électrostatique (liaison ionique, liaison hydrogène), soit purement quantique (liaisons covalente et métallique, liaisons de type Van der Waals. **(L3 Physique et Application-Structure de la matière)**).

- Liaison entre atomes:
- la liaison covalente.
- la liaison ionique.
- liaisons iono-covalentes.

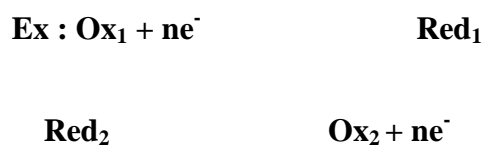
- liaison métallique.
- Liaison entre molécules:
- liaison hydrogène.
- liaisons de type van der waals.

L'ordre de liaison d'une molécule est égal à la moitié de la différence entre le nombre d'électrons présents dans les orbitales moléculaires liantes et le nombre d'électrons présents dans les orbitales moléculaires antillanités.

Plus l'ordre de liaison est élevé, plus la liaison est forte et plus la molécule formée est stable. Un ordre de liaison égale à 0 indique que la molécule n'est pas plus stable que les atomes séparés. Dans ce cas, la formation de la molécule n'est pas favorisée. (**JOHN W.HILL.et al,2008**).

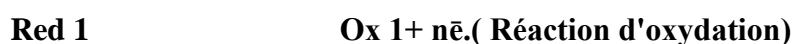
II.24.Oxydoréduction:

Une réaction oxydoréduction ou redox est le siège d'une transformation avec échange d'électrons, le réducteur libère un ou plusieurs électrons que l'oxydant va capter. on définit l'oxydation comme une perte d'électrons et inversement pour la réduction. dans ce type de réaction deux couples notés sous forme Ox₁/Red₁ et Ox₂/Red₂ sont mis en jeu selon le schéma suivant :
 $Ox_1 + Red_2 = Red_1 + Ox_2$



Les réactions oxydoréduction sont des réactions d'échange d'électrons entre un oxydant et un réducteur.

- L'oxydation d'une espèce chimique se traduit par une perte d'électrons.
- la réduction d'une espèce chimique se traduit par un gain d'électrons.
- L'oxydant est donc l'espèce chimique qui gagne des électrons.
- le réducteur est l'espèce chimique qui donne des électrons.



Ox 2 + ne

Red 2 (réaction de réduction)

Le couplage des deux couples :

Red 1 + Ox 2

Ox 1 + Red 2 (HOMA F.,1995).

Exemple:

Ox ou Red	Fe	Cu ²⁺	Ag ⁺	MnO ₄ ⁻	NO	SO	Mn ²⁺	NH ₃
n.o	0	+II	+I	+VII	-II	+VI	+II	-III

NB:

Ox: Oxydation , Red: Réduction.

Tableau 2: identification des espèces chimiques:

Acides	Bases (hydroxydes)	Sels	Oxydes basiques ou métalliques	Oxydes acides ou oxydes non métalliques
<p>C'est une espèce chimique qui commence par H⁺ sauf H₂O, H₂, H₂O₂.</p> <p>Exemples : HCl, H₂SO₄, HNO₃, H₃PO₄, HCN, HI.</p>	<p>C'est une espèce chimique qui commence par un Métal+ groupement hydrox yde (OH)</p> <p>Exemples: NaOH, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, KOH, Al(OH)₃, Zn(OH)₂.</p>	<p>C'est une espèce chimique qui commence par un Métal+ radical acide (ou suffixe acide).</p> <p>Exemples : NaCl, MgCl₂, CaSO₄, CaCO₃, Na₃PO₄, FeCN₂.</p>	<p>C'est une espèce chimique qui commence par un Métal +oxygène</p> <p>Exemples : Na₂O, MgO, CaO, Al₂O₃, FeO(ferreux), Fe₂O₃ (ferrique).</p>	<p>Sont généralement des gaz.</p> <p>Exemples: CO₂, SO₂, NO₂, P₂O₅.</p>

Tableau 3: classification des élément du tableau périodique

Classification périodique

Colonne	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
électron	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	1	2	3	4	5	6

période ↓	1	s																1s ²	
	2	¹ H 1,008																	² He 4,003
	3	³ Li 6,941	⁴ Be 9,012											⁵ B 10,81	⁶ C 12,01	⁷ N 14,01	⁸ O 16,00	⁹ F 19,00	¹⁰ Ne 20,10
	4	¹¹ Na 22,99	¹² Mg 24,31	d										¹³ Al 26,98	¹⁴ Si 28,09	¹⁵ P 30,97	¹⁶ S 32,07	¹⁷ Cl 35,45	¹⁸ Ar 39,95
	5	¹⁹ K 39,10	²⁰ Ca 40,08	²¹ Sc 44,96	²² Ti 47,88	²³ V 50,94	²⁴ Cr 52,00	²⁵ Mn 54,94	²⁶ Fe 55,85	²⁷ Co 58,93	²⁸ Ni 58,69	²⁹ Cu 63,55	³⁰ Zn 65,39	³¹ Ga 69,72	³² Ge 72,59	³³ As 74,92	³⁴ Se 78,96	³⁵ Br 79,90	³⁶ Kr 83,80
	6	³⁷ Rb 85,47	³⁸ Sr 87,62	³⁹ Y 88,91	⁴⁰ Zr 91,22	⁴¹ Nb 92,21	⁴² Mo 95,94	⁴³ Tc 98,91	⁴⁴ Ru 101,1	⁴⁵ Rh 102,9	⁴⁶ Pd 106,4	⁴⁷ Ag 107,9	⁴⁸ Cd 112,4	⁴⁹ In 114,8	⁵⁰ Sn 118,7	⁵¹ Sb 121,8	⁵² Te 127,6	⁵³ I 126,9	⁵⁴ Xe 131,3
	7	⁵⁵ Cs 132,9	⁵⁶ Ba 137,3	⁵⁸ La 139,9	⁷² Hf 178,5	⁷³ Ta 180,9	⁷⁴ W 183,9	⁷⁵ Re 186,2	⁷⁶ Os 190,2	⁷⁷ Ir 192,2	⁷⁸ Pt 195,1	⁷⁹ Au 197,0	⁸⁰ Hg 200,6	⁸¹ Tl 204,4	⁸² Pb 207,2	⁸³ Bi 209,0	⁸⁴ Po 210,0	⁸⁵ At 210,0	⁸⁶ Rn 222,0
	⁸⁷ Fr 223,0	⁸⁸ Ra 226,0	⁸⁹ Ac 227,0	f															
			⁵⁸ Ce 140,1	⁵⁹ Pr 140,9	⁶⁰ Nd 144,2	⁶¹ Pm 144,9	⁶² Sm 150,4	⁶³ Eu 152,0	⁶⁴ Gd 157,3	⁶⁵ Tb 158,9	⁶⁶ Dy 162,5	⁶⁷ Ho 164,9	⁶⁸ Er 167,3	⁶⁹ Tm 168,9	⁷⁰ Yb 173,0	⁷¹ Lu 175,0			
			⁹⁰ Th 232,0	⁹¹ Pa 231,0	⁹² U 238,0	⁹³ Np 237,0	⁹⁴ Pu 239,1	⁹⁵ Am 243,1	⁹⁶ Cm 247,1	⁹⁷ Bk 247,1	⁹⁸ Cf 252,1	⁹⁹ Es 252,1	¹⁰⁰ Fm 257,1	¹⁰¹ Md 256,1	¹⁰² No 259,1	¹⁰³ Lr 260,1			

Alcalins

Métaux de transition

Famille du bore

Chalcogènes

Halogènes

Alcalino-terreux

Lanthanides et actinides

Azotides

Carbotides

Gaz noble

s,p,d,f → sous couche électronique

CONCLUSION

Conclusion :

Cette présente étude qui a pour but les rapprochements, la liaison, les interactions entre les aspects étudiés au niveau du sol et leurs projections dans la chimie étudiée dans les premières années du cursus universitaire. Cette étude permet aussi par ailleurs de montrer l'importance de la chimie dans la compréhension des phénomènes qui existent au sol. Les illustrations ont été évoquées dans ce rapport dans le but de montrer et d'expliquer l'ingérence directe de la chimie dans le monde du sol.

Nous avons cité plusieurs exemples à savoir l'alcalinité, la basicité, la notion de la solution (solvant et soluté), les concentrations à travers la molarité, la normalité, le pourcentage, l'oxydoréduction...etc..

Nous pensons que ce rapport contribuera grandement au perfectionnement et au savoir des étudiants et des manipulateurs de la chimie et du sol.

Enfin nous souhaitons que ce modeste travail soit continué et approfondi ultérieurement.

RÉFÉRENCES

BIBLIOGRAPHIQUES

REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES

- [1]. **J.AUBERT G.,1978**_Méthodes d'analyses des sols .Ed Marseille.
- [2]. **BOURAS L .et GUESSEIR Z., 2012**.Maitrise des fondements pour la préparation des solution à usage multiples (Chimiques, microbiologiques et agronomiques).Mémoire DES .Département des sciences de la nature et de vie .Unv Ouargla.87p.
- [3]. **CROS A., 1973**_ Initiation à la chimie moderne .Ed . Légal, Paris , 283 p.
- [4].**DERROUCHE R.et HADDOU M ., 2013**.Environnement du laboratoire de SNV et risque d'utilisation des produits chimiques à des fins d'analyses multiples .DIE. .Département des sciences de la nature et de vie .Unv Ouargla .172p.
- [5]. **DJILI B .,2016**_Cous pédologie physique du sol.
- [6]. **GEDEON A ., 2009**_cours de chimie générale . Ed. Ellipses ,Paris .168 p.
- [7]. **J. HOMA F.,1995**_ La réaction chimique Chimie General .Ed. Lamine Tome 01.144 p .
- [8]. **HOMA F.,1995**_ La réaction chimique Chimie General .Ed. Lamine Tome 02 . 01p.
- [9]. **JOHN W. HILL . RALPH H . PETRUCCI. TERRY W .MCCREARY . SCOTT S . PERRY et RÉAL CANTIN .,2008**_Chimie générale . Ed 2 .Renouveau Pédagogique Inc. Pp59-86.
- [10]. **J.KADRI A et CHATER M ., 2006** _ Cours et exercices corrigée de chimie générale .Ed . Office des publications universitaires, Alger.160 p.
- [11].**KOTZ T ., 2006**_ Chimie générale. Ed. Légal , Paris . pp59-80.
- [12].**OMIRI N.,2016**_Cours pédologie chimie du sol .
- [13]. **ROUQUEROL F . CHAMBAUD G . LISSILLOUR et COLL R .,2007**_Chimie physique .Ed.6.Dunode , Paris , Pp 22 -428.
- [14]. **TAIBI A et al , 1990**_Chimie minérale . Ed .O.P.U. Ben Aknoun , Alger 183p.

Références électroniques:

Site 1:[www.eduonline . net > spip > spip article 2015/06/22](http://www.eduonline.net/spip/article/2015/06/22).

Site 2:[https://fr. m .Wikipedia .org >wiki, Dilution](https://fr.m.wikipedia.org/wiki/Dilution).

Site3:[https://apprenntimaths .files .wordpress .com-les mc3a9taux.pdf](https://apprenntimaths.files.wordpress.com-les/mc3a9taux.pdf).

Site 4:[heberge;ent u-psud fr/papp/wp-content/./04_Chapitre-II.pdf](http://heberge.enscm.fr/papp/wp-content/./04_Chapitre-II.pdf).

Site5:[Cmcp.uca.ma/descript/web_ descriptive/alcalino- terreux .pdf](http://Cmcp.uca.ma/descript/web_descriptive/alcalino-terreux.pdf).

L'implication de quelques fondements chimiques dans le fonctionnement du sol (exemples concrets)

Ces travaux contribuent à la définition des étudiants les connaissances de la chimie et le sols et mettre en évidence la relation existant entre les deux science où quelques-uns des concepts utilisés dans la science du sol, une connaissance dans la science de la chimie et ce travail comme guide pour certains des concepts liés à ces de la science sol et chimie.

Mots clés: sols, chimie, solubilité, pH.

تدخل بعض القواعد الكيميائية في وظيفة التربة أمثلة-

هذا العمل يساهم في تعريف الطلاب بعلم الكيمياء والتربة، وتسلط الضوء على العلاقة الموجودة بين العلمين. فيها بعض المفاهيم المستخدمة في علم التربة والمعرفة في علم الكيمياء و هذا العمل كدليل لبعض المفاهيم التي تربط بين العلمين الكيمياء، التربة، كلمات البحث:والذوبان، ودرجة الحموضة .

The implication of some chemical bases in the functioning of the soil (concrete examples)

This work contributes to the definition of students knowledge of chemistry and soil and highlight the relationship between the two science where some of the concepts used in soil science, knowledge in the science of chemistry is what Work as a guide for some of the concepts related to these soil science and chemistry.

Key words: soils, chemistry, solubility, PH.