



UNIVERSITE DU BURUNDI

Institut Supérieur de Formation Agricole (ISFA)

Campus du Centre Vétérinaire ; BP 241 Gitega-Burundi

COURS DE CHIMIE DU SOL (AGR1217-30H)

Par NIBASUMBA Anaclet (PhD)

GITEGA, JUIN 2026

Table des matières

Liste des tableaux	4
Liste des figures.....	5
AVANT-PROPOS	6
0. INTRODUCTION	7
0.1. Contexte général	7
0.2. Objectifs du cours.....	7
0.3. Contenu du cours	7
Chapitre 1. FRACTION SOLIDE DU SOL	8
1.1. Minéraux du sol.....	8
1.2. Fraction organique du sol.....	11
Chapitre 2. FRACTION GAZEUSE DU SOL.....	13
Chapitre 3. SOLUTION DU SOL	14
3.1. Constitution de la solution du sol.....	14
3.2. Propriétés physicochimiques de la solution du sol	14
3.3. Facteurs influençant la composition de la solution du sol	17
3.4. Rôle de la solution du sol	18
3.5. Dynamique de la solution du sol	18
3.5.1. Précipitation et dissolution	18
3.5.2. Lessivage	22
3.5.3. Diffusion des ions en solution	23
3.5.4. Transfert de masse.....	24
Chapitre 4. PHENOMENES COLLOIDAUX DU SOL.....	25
4.1. Charges de surfaces.....	25
4.2. Flocculation-dispersion des colloïdes	29
4.3. Complexes du sol.....	30
4.4. Echanges et adsorption des ions	34
Chapitre 5. STABILITE ET ALTERATION DES MINERAUX	41
5.1. Altération chimique des minéraux	41
5.2. Stabilité des minéraux.....	45
Chapitre 6. PROCESSUS D'ACIDIFICATION DES SOLS.....	46
6.1. Type d'acidité	46
6.2. Conséquence du pH sur la disponibilité des éléments nutritifs.....	46
6.3. Causes de l'acidité	46

6.4. Pouvoir tampon du sol.....	48
Chapitre 7. LES PROCESSUS DE SALINISATION, DE SODISATION ET D'ALCALINISATION DES SOLS.	55
7.1. Principes de formation des sols salins, sodiques et salino-sodiques	55
7.2. Comparaison des sols salins, sols sodiques, sols salino-sodiques et sol alcalins	57
7.3. Correction de la salinité et de la sodicité	59
Chapitre 8. CONCLUSION	60
BIBLIOGRAPHIE.....	61
ANNEXE1: Cations minéraux du sol.....	62
ANNEXE 2 : Anions minéraux du sol.....	63
ANNEXE 3 : Ions organiques dissous	64
ANNEXE 4 : sucres dissous.....	65
ANNEXE 4 : TP/Exercices de chimie du sol	66

Liste des tableaux

Tableau 1 : Eléments constitutifs des minéraux du sol	8
Tableau 2 : les principaux minéraux du sol.....	9
Tableau 3 : principaux éléments constitutifs de la matière organiques.....	11
Tableau 4 : Différents gaz du sol.....	13
Tableau 5 : Les éléments/composés dissouts dans la solution du sol.....	14
Tableau 6 : les principaux processus de dissolution ou de précipitation pour les éléments nécessaires à la plante	15
Tableau 7 : interprétation de l'activité ionique.....	16
Tableau 8 : Tolérance des différentes cultures vis-à-vis de l' Al^{3+} en solution.....	22
Tableau 9 : Sensibilité au lessivage des différents ions du sol.....	22
Tableau 10 : Importance de la diffusion pour certains ions du sol.....	23
Tableau 11 : Les éléments transportés principalement par le flux de masse.....	24
Tableau 12 : Tableau comparatif des charges dans minéraux du sol	26
Tableau 13 : pouvoir floculant des différents cations du sol.....	30
Tableau 14 : Rétention par rapport à la valence et le rayon de l'ion.....	34
Tableau 15 : Comparaison l'isotherme de Langmuir et Isotherme de Freundlich.....	40
Tableau 16 : Dissolution des principaux minéraux solubles	41
Tableau 17 : Oxydation et réduction du fer.....	44
Tableau 18 : Oxydation et réduction du fer.....	44
Tableau 19 : facteurs de stabilité des minéraux.....	45
Tableau 20 : le pouvoir acidifiant des engrais.....	48
Tableau 21 : critère de classification des salin, sol sodique et sol salino-sodique	55
Tableau 22 : comparaison entre sol salin, sol sodique, sol salino-sodique et sol alcalin	57

Liste des figures

Figure 1 : Différentes formes de l’humus du sol	12
Figure 2 : Evolution des espèces phosphatées en fonction du pH.....	19
Figure 3 : Evolution des espèces carbonatées en fonction du pH.....	20
Figure 4 : Evolution des espèces d’aluminium en fonction du pH dans le sol.....	21
Figure 5 : substitution isomorphique dans un feuillet d’argile de type 2 :1	27
Figure 6 : différenciation d’une argile de type 2 :1 et une argile de type 1 :1.....	28
Figure 7 : Phénomène de dispersion et floculation des colloïdes du sol	29
Figure 8 : complexe argilo-humique (CAH)	31
Figure 8 : formation du CAH par liaison électrostatique et par liaison covalente	32
Figure 10 : liaison London-vander waals	33
Figure 11 : disponibilités des éléments nutritifs des plantes en fonction du pH	46
Figure 12 : Carte d’acidité du Burundi.....	47
Figure 13 : Equivalent base des principaux engrais	49
Figure 14 : le rôle de l’aluminium dans les sols acides	52
Figure 15 : Remplacement de Na^+ par Ca^{2+} dans un sol sodique	59

AVANT-PROPOS

La chimie du sol est une discipline fondamentale des sciences du sol qui permet de comprendre les réactions chimiques régissant la fertilité, la disponibilité des éléments nutritifs, les échanges ioniques, les équilibres acido-basiques, les phénomènes d'adsorption et de désorption, ainsi que les interactions entre les constituants minéraux et organiques du sol. Ces connaissances sont indispensables pour interpréter le comportement des sols face aux pratiques agricoles et aux changements environnementaux.

La maîtrise de la chimie du sol constitue un préalable essentiel à toute stratégie de fertilisation raisonnée. En effet, la connaissance des propriétés chimiques du sol, notamment le pH, la capacité d'échange cationique, le pouvoir tampon, la teneur en matière organique et la disponibilité des éléments nutritifs, permet de choisir les engrais et les amendements les mieux adaptés, de déterminer les doses optimales d'application et d'améliorer leur efficacité tout en limitant les pertes.

La chimie du sol est également une base indispensable à la conservation des sols. Elle permet de comprendre les mécanismes d'acidification, de salinisation, de sodisation, de pollution et d'appauvrissement en éléments nutritifs, afin de mettre en œuvre des pratiques de gestion durable telles que le chaulage, les amendements organiques, la gestion des résidus de culture, les rotations culturales et les techniques de conservation des eaux et des sols. Une bonne gestion chimique contribue ainsi à préserver la fertilité, la biodiversité du sol, la qualité des eaux et la productivité des agroécosystèmes.

Par ailleurs, la chimie du sol constitue un fondement essentiel de la pédologie, discipline qui étudie la formation, l'évolution, la classification et la répartition des sols. Les processus pédogénétiques, tels que l'altération des minéraux, la néoformation des argiles, les transferts de matière, l'accumulation de matière organique et les réactions d'oxydoréduction, sont gouvernés en grande partie par des mécanismes chimiques. La compréhension de ces processus est indispensable pour caractériser les différents types de sols, évaluer leurs potentialités et orienter leur utilisation de manière durable.

En définitive, la chimie du sol ne constitue pas seulement une discipline scientifique à part entière ; elle représente le socle de la fertilisation raisonnée, de la conservation durable des sols et de la pédologie. Sa maîtrise est indispensable à la gestion durable des terres, à la sécurité alimentaire, à la protection des écosystèmes et au développement d'une agriculture productive, résiliente et respectueuse de l'environnement. Ainsi, la chimie du sol permet aux apprenants le changement de regards et ces derniers voient le sol autrement. Des programmes Excel compléteront le cours pour simuler les conditions de laboratoire.

NIBASUMBA Anaclet (PhD)



0. INTRODUCTION

0.1. Contexte général

Le sol constitue un système naturel complexe et dynamique où interagissent continuellement des composantes minérales, organiques, liquides et gazeuses. Son fonctionnement est régi par plusieurs phénomènes chimiques et physicochimiques qui influencent la disponibilité des nutriments, la mobilité des éléments, la stabilité structurale ainsi que les processus d'altération et de formation des sols. La compréhension de ces mécanismes est essentielle dans les sciences agronomiques et environnementales, car elle permet d'expliquer les interactions entre les différentes phases du sol et leur impact sur l'altération des minéraux, la fertilité et la productivité des écosystèmes. L'étude des phénomènes chimiques et physicochimiques du sol repose sur des connaissances préalables en mathématiques, en chimie générale, en chimie analytique. Ces disciplines fournissent les bases nécessaires à l'analyse des réactions chimiques, des équilibres ioniques et des transformations qui se produisent dans le sol.

Dans ce cadre, l'enseignement vise à décrire la composition chimique des différentes phases du sol, à analyser les facteurs responsables de la stabilité et de l'altérabilité des minéraux, ainsi qu'à comprendre les mécanismes d'échange ionique et les équilibres établis entre les différentes phases du sol. Une attention particulière sera accordée à la dimension pratique de cet apprentissage, qui joue un rôle fondamental de l'offre de formation de l'Institut Supérieur de Formation Agricole (ISFA). Les activités pratiques permettront aux apprenants d'observer, d'analyser et d'interpréter les processus chimiques et physicochimiques du sol à travers des modèles permettant de simuler les réactions chimiques et les interactions se produisant dans le sol. Ces approches permettront de mieux représenter les mécanismes de transfert des éléments, les équilibres ioniques et les processus de transformation qui contrôlent le comportement des sols dans différents contextes environnementaux.

0.2. Objectifs du cours

Objectif général : Décrire les phénomènes chimiques et physico-chimiques du sol.

Objectifs spécifiques :

- Décrire la composition chimique des phases du sol ;
- Définir les facteurs à la base de la stabilité et de l'altérabilité des minéraux ;
- Illustrer les équilibres d'échange ionique entre les différentes phases du sol.

0.3. Contenu du cours

Le cours s'articule autour des principaux points suivants :

- Composition chimique du sol;
- Les minéraux du sol;
- L'humus du sol;
- La solution du sol;
- La stabilité et l'altération des minéraux ;
- Les réactions d'oxydoréduction;
- Les charges de surface des particules du sol ;
- Les phénomènes d'adsorption et d'échange ionique ;
- Les phénomènes colloïdaux;
- Les processus d'acidification des sols;
- Les processus de salinisation, de sodisation et d'alcalinisation des sols.

Chapitre 1. FRACTION SOLIDE DU SOL

La fraction solide du sol est composée par la fraction minérale et la fraction organique.

1.1. Minéraux du sol

Le tableau ci-dessous montre les éléments constituant les minéraux du sol.

Tableau 1 : *Eléments constitutifs des minéraux du sol*

Elément	Symbole	Pourcentage	Rôle
Oxygène	O	46–47 %	Constituant des oxydes et des silicates
Silicium	Si	27–28 %	Entre dans la composition des silicates
Aluminium	Al	≈ 8 %	Constituant des argiles et minéraux
Fer	Fe	≈ 5 %	Constituant des oxydes et influence la couleur du sol
Calcium	Ca	≈ 3–4 %	Nutriment et composant de certains minéraux
Potassium	K	≈ 2–3 %	Élément nutritif important
Sodium	Na	≈ 2–3 %	Présent dans certains minéraux et sels
Magnésium	Mg	≈ 2 %	Constituant de minéraux et nutriment

L'oxygène et le silicium sont généralement les éléments les plus abondants, car ils forment les silicates, qui dominent la composition minérale du sol. Les autres éléments sont présents à des niveaux plus faibles comme le P dans l'apatite et soufre dans la pyrite et les sulfates minéraux. Les proportions des éléments dépendent de types de sol.

Le tableau ci-dessous montre les principaux minéraux du sol.

Il y a les minéraux primaires et les minéraux secondaires.

Les minéraux primaires sont ceux qui proviennent directement des roches mères et qui n'ont pas subi de transformations chimiques importantes depuis leur formation géologique. Ils sont surtout présents dans les fractions sableuses et limoneuses du sol.

Les minéraux secondaires sont formés dans le sol lui-même, à partir de l'altération chimique des minéraux primaires ou de la précipitation des éléments en solution.

Tableau 2 : les principaux minéraux du sol

Catégorie	Nom du minéral	Formule chimique	Gonflement	Principaux éléments libérés
Primaire	Quartz	SiO ₂	Aucun	Si
Primaire	Orthose (feldspath potassique)	KAlSi ₃ O ₈	Aucun	K, Si
Primaire	Microcline	KAlSi ₃ O ₈	Aucun	K
Primaire	Albite	NaAlSi ₃ O ₈	Aucun	Na
Primaire	Anorthite	CaAl ₂ Si ₂ O ₈	Aucun	Ca
Primaire	Muscovite	KAl ₂ (AlSi ₃ O ₁₀)(OH) ₂	Très faible	K
Primaire	Biotite	K(Mg,Fe) ₃ AlSi ₃ O ₁₀ (OH) ₂	Très faible	K, Mg, Fe
Primaire	Hornblende	Ca ₂ (Mg,Fe,Al) ₅ (Si,Al) ₈ O ₂₂ (OH) ₂	Aucun	Ca, Mg, Fe
Primaire	Augite	(Ca,Na)(Mg,Fe,Al,Ti)(Si,Al) ₂ O ₆	Aucun	Ca, Mg, Fe
Primaire	Olivine	(Mg,Fe) ₂ SiO ₄	Aucun	Mg, Fe
Primaire	Apatite	Ca ₅ (PO ₄) ₃ (F,Cl,OH)	Aucun	Ca, P
Secondaire	Kaolinite	Al ₂ Si ₂ O ₅ (OH) ₄	Très faible	Al, Si
Secondaire	Halloysite	Al ₂ Si ₂ O ₅ (OH) ₄ ·2H ₂ O	Faible	Al, Si
Secondaire	Illite	K _{0.65} Al ₂ (Si _{3.35} Al _{0.65})O ₁₀ (OH) ₂	Faible	K
Secondaire	Smectite (Montmorillonite)	(Na,Ca) _{0.33} (Al,Mg) ₂ Si ₄ O ₁₀ (OH) ₂ ·nH ₂ O	Très fort	Ca, Mg
Secondaire	Vermiculite	(Mg,Ca) _{0.7} (Mg,Fe,Al) ₆ (Si,Al) ₈ O ₂₀ (OH) ₄ ·8H ₂ O	Fort	Mg, Fe
Secondaire	Chlorite	(Mg,Fe,Al) ₆ (Si,Al) ₄ O ₁₀ (OH) ₈	Très faible	Mg, Fe
Secondaire	Hématite	Fe ₂ O ₃	Aucun	Fe
Secondaire	Goethite	FeOOH	Aucun	Fe
Secondaire	Ferrihydrite	Fe ₅ HO ₈ ·4H ₂ O (approximative)	Aucun	Fe
Secondaire	Gibbsite	Al(OH) ₃	Aucun	Al
Secondaire	Boehmite	AlO(OH)	Aucun	Al
Secondaire	Calcite	CaCO ₃	Aucun	Ca
Secondaire	Dolomite	CaMg(CO ₃) ₂	Aucun	Ca, Mg
Secondaire	Magnésite	MgCO ₃	Aucun	Mg
Secondaire	Gypse	CaSO ₄ ·2H ₂ O	Aucun	Ca, S
Secondaire	Jarosite	KFe ₃ (SO ₄) ₂ (OH) ₆	Aucun	K, Fe
Secondaire	Variscite	AlPO ₄ ·2H ₂ O	Aucun	P

Catégorie	Nom du minéral	Formule chimique	Gonflement	Principaux éléments libérés
Secondaire	Strengite	$\text{FePO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Aucun	P

En plus de ces minéraux constitutifs des roches ou secondaires, une fraction grossière du sol existe. La fraction grossière du sol correspond à la partie minérale constituée des particules de grande taille, généralement supérieures à 2 mm de diamètre. Elle est appelée aussi éléments grossiers comme les Cailloux, les Gravier, les Pierres et autres fragments de roches non altérés ou peu altérés.

Les caractéristiques des minéraux du sol sont :

- **Stabilité face à l'altération** : Minéraux primaires : peu stables, altération lente (ex : feldspaths) ; Minéraux secondaires : plus stables dans le sol (ex : argiles) ; Quartz : très stable, résistant à l'altération
- **Surface spécifique** : Augmente fortement avec la finesse des particules ; Argiles : très grande surface spécifique
- **Charge électrique** : Minéraux argileux souvent chargés négativement ; certains minéraux avec des charges variables en fonction du pH.

1.2. Fraction organique du sol

Le tableau ci-dessous montre les principaux éléments constitutifs de la matière organique du sol.

Tableau 3 : *principaux éléments constitutifs de la matière organiques*

Élément chimique	Pourcentage	Observations
Carbone (C)	50–60	Constituant principal des composés organiques et de l'humus
Oxygène (O)	30–40	Constituant des glucides, acides organiques et autres molécules organiques
Hydrogène (H)	4–6	Constituant des glucides, acides organiques et autres molécules organiques
Azote (N)	1–5	Constituant des protéines, acides aminés, acides nucléiques et de la chlorophylle
Phosphore (P)	< 1	Entre dans la composition des ATP, phospholipides et acides nucléiques
Soufre (S)	< 1	Constituant de certains acides aminés et protéines

D'autres éléments sont liés aux composés organiques mais à très faibles concentrations. Calcium dans les parois cellulaires, magnésium dans la chlorophylle, K dans les stomates, Cu, Zn dans les enzymes et coenzymes, etc.

La fraction organique du sol peut être regroupée en trois grandes catégories selon son état biologique, sa stabilité et sa vitesse de transformation :

- **La matière organique vivante** correspond à l'ensemble des organismes présents dans le sol. Elle comprend les racines des plantes, les micro-organismes (bactéries, champignons, algues) ainsi que la faune du sol (vers de terre, insectes, nématodes, etc.). Cette fraction est directement active dans les processus biologiques du sol, notamment la décomposition, la minéralisation et la structuration du sol. Elle joue un rôle essentiel dans le fonctionnement biologique et la dynamique des nutriments.
- **Les matières organiques facilement décomposables** regroupent les résidus organiques récents et peu transformés. Il s'agit par exemple des feuilles mortes, des résidus de récolte, des exsudats racinaires et des déjections animales fraîches. Cette fraction est rapidement attaquée par les micro-organismes du sol et constitue une source importante d'énergie et de nutriments. Elle est donc très dynamique et contribue fortement à l'alimentation des plantes à court terme.
- Les **composés organiques stabilisés** correspondent à la fraction la plus évoluée et la plus résistante à la décomposition. Elle est constituée principalement de l'humus et des substances humiques (acides humiques, acides fulviques et humine). Ces composés résultent de transformations biochimiques complexes et de processus de stabilisation avec les minéraux du sol (argiles, oxydes). Ils sont très persistants dans le sol et jouent un rôle majeur dans la structure du sol, la rétention d'eau et des éléments nutritifs, ainsi que dans le stockage du carbone à long terme.

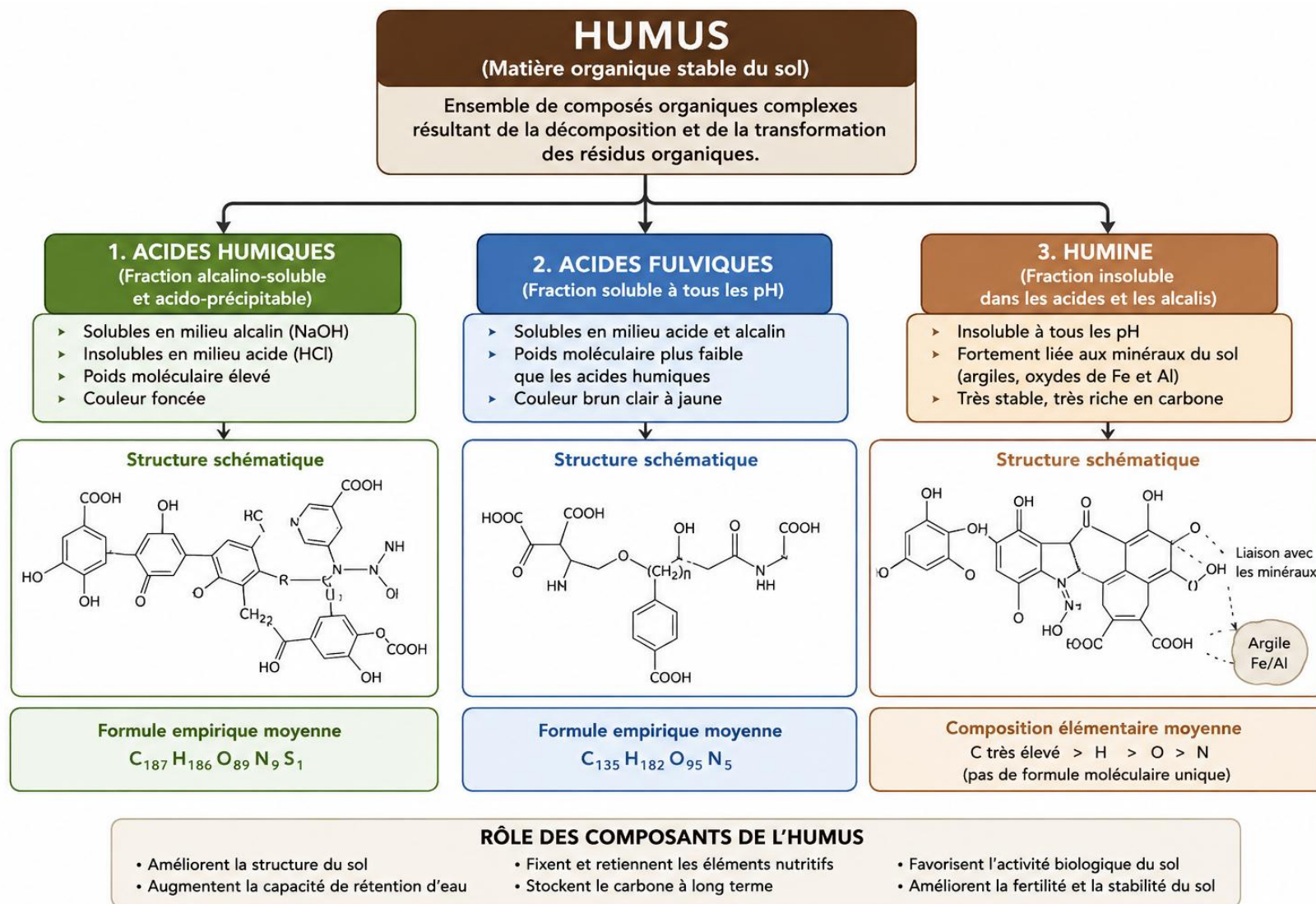


Figure 1 : Différentes formes de l'humus du sol

Chapitre 2. FRACTION GAZEUSE DU SOL

Le tableau ci-dessous montre les différents gaz trouvés dans le sol.

Tableau 4 : Différents gaz du sol

Gaz du sol	Formule chimique	Observations
Azote	N ₂	Gaz dominant du sol, relativement inerte, la pression partielle légèrement inférieure à celle de l'atmosphère
Oxygène	O ₂	Indispensable à la respiration des racines et microorganismes
Dioxyde de carbone	CO ₂	Produit par la respiration et la décomposition de la matière organique. En général, la quantité de CO ₂ est plus élevée dans le sol que dans l'atmosphère
Vapeur d'eau	H ₂ O	Influence l'humidité et les échanges dans le sol
Méthane	CH ₄	Produit dans les sols saturés en eau (conditions anaérobies) et riches en matière organique
Protoxyde d'azote	N ₂ O	Gaz issu des processus microbiens entraînant une perte en azote
Ammoniac	NH ₃	Résulte de la décomposition des matières organiques ou des engrais entraînant une perte en azote
Sulfure d'hydrogène	H ₂ S	Produit dans certains sols pauvres en oxygène entraînant une perte en soufre

Dans un sol bien aéré, les proportions moyennes sont généralement : i) Azote (N₂) : environ 78–79 %
ii) Oxygène (O₂) : environ 10–21 % (souvent inférieur à l'air atmosphérique) et Dioxyde de carbone (CO₂) : 0,2–3 % (peut être plus élevé). Le CO₂ est souvent plus abondant dans le sol que dans l'atmosphère en raison de la respiration des racines et de l'activité des microorganismes. Dans les sols mal drainés ou inondés, l'oxygène diminue tandis que le méthane et certains gaz réduits peuvent augmenter.

Chapitre 3. SOLUTION DU SOL

3.1. Constitution de la solution du sol

La solution du sol, correspond à l'eau du sol contenant des substances dissoutes. Elle joue un rôle essentiel car elle constitue le milieu à travers lequel les nutriments sont transportés vers les racines et les microorganismes. Les éléments/composés dissous dans la solution du sol sont :

Tableau 5 : Les éléments/composés dissouts dans la solution du sol

Cation minéraux	Anions minéraux	Anions organiques du sol	Sucres dissous
H ⁺	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	C ₆ H ₁₂ O ₆
Ca ²⁺ ; CaHCO ₃ ⁺	H ₂ PO ₄ ⁻ / HPO ₄ ²⁻	HCOO ⁻	C ₆ H ₁₂ O ₆
Mg ²⁺	SO ₄ ²⁻	C ₂ O ₄ ²⁻	C ₆ H ₁₂ O ₆
K ⁺	Cl ⁻	C ₆ H ₅ O ₇ ³⁻	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Na ⁺	HCO ₃ ⁻	C ₄ H ₅ O ₅ ⁻	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
NH ₄ ⁺	CO ₃ ²⁻	C ₄ H ₄ O ₆ ²⁻	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Fe ²⁺ , Fe ³⁺	OH ⁻	C ₃ H ₅ O ₃ ⁻	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Mn ²⁺	F ⁻		C ₅ H ₁₀ O ₅
Al ³⁺ , Al(OH) ₂ ⁺ , Al(OH) ₂ ^o ,	B(OH) ₄ ⁻		
Zn ²⁺	MoO ₄ ²⁻		
Cu ²⁺			
Co ²⁺			
Ni ²⁺			

La liste exhaustive des ions dissous est dans les annexes 1, 2, 3 et 4.

3.2. Propriétés physicochimiques de la solution du sol

a) pH de la solution

Le pH d'une solution est une mesure de l'acidité ou de l'alcalinité d'une solution. Il exprime la concentration en ions hydrogène (H⁺) ou plus précisément en ions hydronium (H₃O⁺) présents dans la solution.

La relation mathématique est :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Les changements de pH de la solution du sol peuvent conduire à une augmentation de la solubilité et/ou de la précipitation des composés.

Le tableau ci-dessous montre les principaux processus de dissolution ou de précipitation pour les éléments nécessaires à la plante.

Tableau 6 : les principaux processus de dissolution ou de précipitation pour les éléments nécessaires à la plante

Élément	pH acide	pH neutre	pH alcalin
Al ³⁺	Très soluble, peut devenir toxique	Solubilité diminue	Précipite sous forme Al(OH) ₃
Fe ²⁺ / Fe ³⁺	Plus soluble	Solubilité modérée	Précipite sous forme Fe(OH) ₃
Mn ²⁺	Très soluble	Solubilité moyenne	Précipite sous forme Mn(OH) ₂
Phosphore (P)	Fixé avec Fe et Al	Disponibilité maximale	Précipite avec Ca
Calcium (Ca ²⁺)	Plus mobile	Disponible	Peut précipiter en CaCO ₃
Magnésium (Mg ²⁺)	Plus soluble	Disponible	Peut former des carbonates
Zinc (Zn ²⁺)	Soluble	Disponible	Solubilité diminue
Cu ²⁺	Soluble	Disponible	Peut précipiter
Bore (B)	Soluble	Disponible	Disponibilité diminue

La meilleure dissolution des éléments nécessaires à la plante est avec des pH neutre.

Ainsi le pH de la solution du sol définit l'acidité, la neutralité ou l'alcalinité du sol. Pour le sol, il existe deux types de pH.

b) Conductivité électrique

La conductivité électrique (CE) de la solution du sol est la capacité de cette solution à conduire le courant électrique grâce à la présence d'ions dissous. Plus la concentration en ions dans la solution est élevée, plus la conductivité électrique augmente.

$$CE = \sum (C_i \times \lambda_i)$$

où : C_i = concentration de chaque ion dans la solution ; λ_i = conductivité spécifique de l'ion et CE = conductivité électrique. Elle est exprimée en Siemens par mètre (S/m), déciSiemens par mètre (dS/m) (très courant en agronomie), milliSiemens par centimètre (mS/cm).

L'augmentation de la Concentration en sels dissous augmente la CE, l'augmentation de la température augmente la CE, les engrais qui entre en solution augmente la CE et les sols salins ont une CE élevée.

C) Force ionique

La force ionique est une grandeur qui mesure l'intensité du milieu ionique d'une solution, c'est-à-dire l'effet combiné de la concentration des ions dissous et de leurs charges électriques. Dans la solution du sol, elle représente l'influence globale des ions présents sur les interactions chimiques et les réactions dans le sol.

La force ionique est calculée avec la formule ci-dessous.

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i Z_i^2$$

où : I = force ionique (mol/L) ; C_i = concentration de l'ion i (mol/L) ; Z_i = charge électrique de l'ion i (la charge est en valeur absolue). Le carré de la charge (Z²) montre que les ions fortement chargés influencent davantage la force ionique qu'un ion monovalent.

d) Activité ionique

L'activité ionique est une notion qui décrit la concentration "effective" d'un ion dans une solution, c'est-à-dire sa capacité réelle à participer aux réactions chimiques (et non seulement sa concentration mesurée). Elle est très importante en chimie du sol car les ions dans la solution du sol n'agissent pas comme s'ils étaient isolés, mais interagissent entre eux.

$$a_i = \gamma_i C_i \quad \text{où :}$$

- a_i = activité de l'ion
- C_i = concentration de l'ion (mol/L)
- γ_i = coefficient d'activité (sans unité)

Le coefficient γ indique l'écart entre comportement réel et idéal

Tableau 7 : interprétation de l'activité ionique

Situation	γ	Interprétation
Solution diluée	≈ 1	comportement presque idéal
Solution concentrée	< 1	fortes interactions ioniques
Solution saline	$\ll 1$	interactions très fortes

L'activité dépend fortement de la force ionique (I) : Si I augmente $\rightarrow \gamma$ diminue $\rightarrow$ activité diminue ; Si I est faible $\rightarrow \gamma \approx 1$.

Exercice sur la force ionique et activité ionique

Une analyse de la solution d'un sol agricole fournit les concentrations suivantes :

Ion	Concentration (mol·L ⁻¹)	Charge (z)
Ca ²⁺	0,0020	+2
Mg ²⁺	0,0015	+2
K ⁺	0,0030	+1
Na ⁺	0,0025	+1
Al ³⁺	0,0002	+3
H ₂ PO ₄ ⁻	0,0008	-1
NO ₃ ⁻	0,0050	-1
SO ₄ ²⁻	0,0015	-2
Cl ⁻	0,0044	-1

1. Calculer la force ionique de la solution.
2. Calculer le coefficient d'activité de :
 - K⁺
 - Ca²⁺
 - Mg²⁺
 - Al³⁺
 - H₂PO₄⁻
3. Calculer l'activité de chacun de ces ions.

4. Classer les ions selon leur coefficient d'activité.
5. Expliquer pourquoi les ions trivalents sont plus affectés que les ions monovalents.

3.3. Facteurs influençant la composition de la solution du sol

a) Nature de la roche-mère

La nature de la roche mère est un facteur fondamental qui influence directement la composition et les propriétés de la solution du sol, car elle constitue la source initiale des éléments chimiques libérés par altération.

La roche mère, en s'altérant (physiquement, chimiquement et biologiquement), libère des ions qui alimentent la solution du sol :

Roche mère → Altération → Ions dissous → Solution du sol

Ainsi, la composition de la solution du sol dépend fortement de la minéralogie de la roche.

- Roches riches en silicates (granite, gneiss) : Libération lente des éléments ; Solution du sol pauvre en bases ; dominance H^+ ; Al^{3+} et faible quantité de Ca^{2+} , Mg^{2+} et K^+ .
- Roches calcaires : solution riche en calcium et bicarbonates ; pH élevé (alcalin) ; forte présence de Ca^{2+} ; faible acidité ; précipitation possible du phosphore.

b) Richesse en matière organique

La matière organique (MO) influence fortement la solution du sol à travers plusieurs mécanismes :

- Libération des nutriments (minéralisation) : La décomposition de la matière organique libère des ions essentiels dans la solution du sol (Azote : NH_4^+ et NO_3^- ; Phosphore : $H_2PO_4^-$ / HPO_4^{2-} ; Soufre : SO_4^{2-} ; Cations : K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+}). La nature de la matière organique influe sur la quantité des éléments qui entre en solution selon la richesse spécifique ;
- Formation de complexes organo-minéraux: La MO forme des complexes avec des ions métalliques (Fe^{3+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+}). La formation des complexes organo-minéraux retire les ions complexant de la solution mais permet une meilleure disponibilité progressive des nutriments et une réduction des pertes par précipitation ;
- Effet sur le pH : Les acides organiques issus de la décomposition peuvent libérer des H^+ ce qui influence l'acidité de la solution du sol et améliore la capacité tampon du sol.

c) Climat et solution du sol

Le climat influence la solution du sol principalement à travers la température et les précipitations.

- Pluviométrie : avec de fortes pluies, il y a dilution des ions et le lessivage avec de faibles pluies, il y a augmentation de la concentration des ions et la salinisation. Le niveau de la concentration des ions influence la force ionique, l'activité ionique et la conductivité électrique ;
- Température: température élevée → accélération des réactions chimiques et biologiques et température basse → ralentissement des processus.

d) Activité biologique et solution du sol

L'activité biologique (racines, microorganismes, faune du sol) joue un rôle majeur dans la chimie de la solution du sol.

- Microorganismes : minéralisation de la matière organique ; transformation de l'azote : $NH_4^+ \leftrightarrow NO_3^-$; production d'acides organiques ;

- Racines des plantes: absorption des ions (Ca^{2+} , K^+ , NO_3^-) et excrétion de H^+ et exsudats organiques
- Faune et flore du sol : immobilisation des ions

e) Fertilisation et solution du sol

La fertilisation influence directement la composition chimique de la solution du sol.

Apport d'éléments nutritifs : Les engrais libèrent des ions (N : NH_4^+ , NO_3^- ; P : H_2PO_4^- ; K : K^+ , etc.) qui se retrouvent dans la solution du sol.

3.4. Rôle de la solution du sol

a) Nutrition minérale des plantes

La solution du sol est la principale source directe de nutriments pour les plantes car les plantes absorbent principalement les nutriments sous formes ioniques. La solution du sol fournit alors les éléments essentiels sous forme ionique assimilable (Azote : NO_3^- , NH_4^+ ; Phosphore : H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} ; Potassium : K^+ ; Calcium : Ca^{2+} ; Magnésium : Mg^{2+} ; Soufre : SO_4^{2-}).

b) Transport des nutriments

La solution du sol assure le déplacement des éléments nutritifs vers les racines. Les principaux mécanismes de transport sont i) la diffusion (mouvement selon le gradient de concentration), ii) flux de masse (transport avec l'eau) et Interception racinaire.

3.5. Dynamique de la solution du sol

3.5.1. Précipitation et dissolution

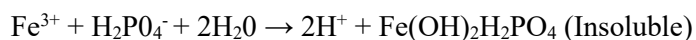
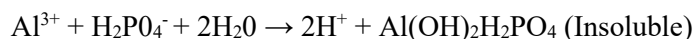
a) Précipitation et dissolution des phosphates avec la variation de pH

Les facteurs qui influencent la précipitation et la dissolution des phosphates sont :

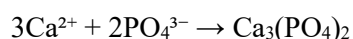
le pH :

Le pH est le principal facteur contrôlant la solubilité des phosphates.

- Dans sols acides ($\text{pH} < 5,5$), le phosphore précipite avec le fer et l'aluminium sous forme de phosphates peu solubles.



- La disponibilité maximale se situe souvent entre pH 6 et 7 : Le phosphore est généralement le plus disponible dans cette gamme de pH. Les réactions de précipitation sont limitées et la concentration de phosphates dissous dans la solution du sol augmente.
- En sols alcalins ($\text{pH} > 7,5$), le phosphore précipite avec le calcium.



La courbe ci-dessous montre les différentes formes de phosphore du sol selon le pH.

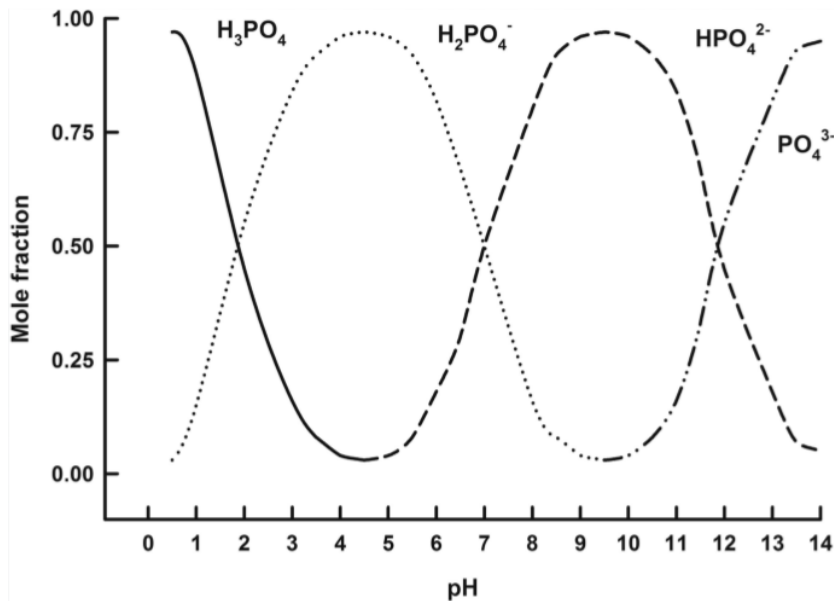


Figure 2 : Evolution des espèces phosphatées en fonction du pH

La précipitation des phosphates est une perte pour les cultures, elle est à éviter au maximum

La concentration en ions métalliques :

Des cations tels que Fe^{3+} , Al^{3+} , Ca^{2+} et Mg^{2+} favorisent la formation de phosphates peu solubles. Avec l'augmentation de la concentration il y a augmentation de la précipitation.

La teneur en matière organique

La matière organique produit des acides organiques qui complexent Fe et Al, réduisant ainsi la fixation du phosphore et augmentant sa dissolution.

b) Précipitation et dissolution des carbonates avec la variation de pH

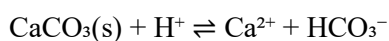
La précipitation et la dissolution des carbonates dans la solution du sol dépendent fortement du pH, de la concentration en CO_2 et de la présence de cations comme Ca^{2+} et Mg^{2+} . Les carbonates sont formés à partir du CO_2 dissout dans l'eau du sol.

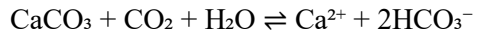
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ (faible pH). A partir de ce l'acide carbonique formé, les carbonates suivant sont obtenus avec augmentation de pH.



Milieu acide (pH < 6)

Les ions H^+ favorisent la dissolution des carbonates. Le calcium et le magnésium sont libérés dans la solution du sol.





Milieu intermédiaire (pH 6–8)

Le bicarbonate (HCO_3^-) domine et un équilibre entre dissolution et précipitation apparaît.

Milieu alcalin (pH > 8)

Les ions CO_3^{2-} deviennent abondants et favorisent la précipitation des carbonates. Ceci est possible surtout dans un milieu riche en Ca^{2+} et/ou Mg^{2+} bien que des carbonates de Cu, de Zn et de Fe peuvent être obtenus. Pour le cas du calcium cette réaction est montrée ci-dessous

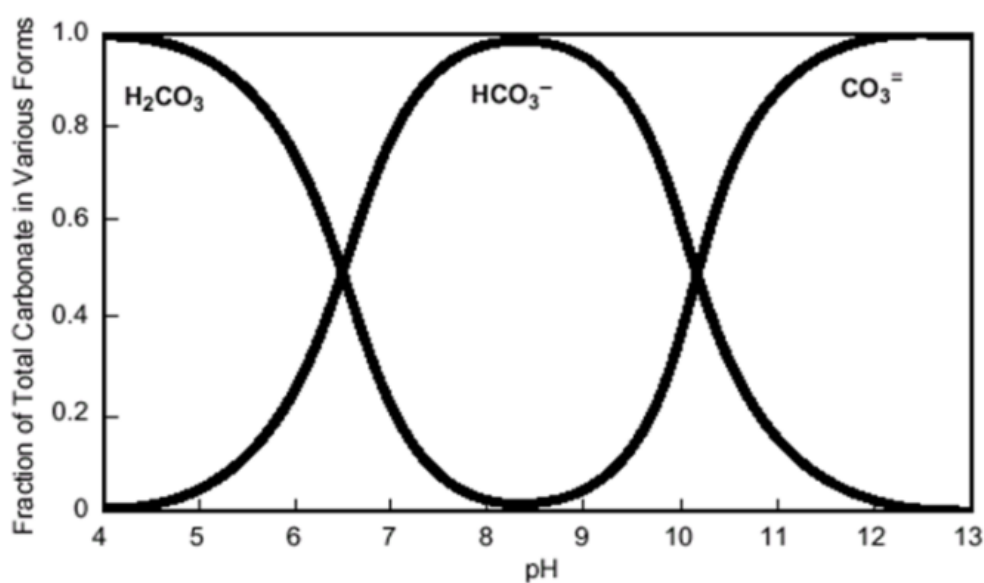
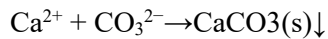


Figure 3 : Evolution des espèces carbonatées en fonction du pH

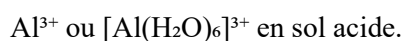
Simulation des proportions des espèces carbonatées en fonction du pH (Annexe 6).

c) Précipitation et dissolution de l'aluminium avec la variation de pH

La **précipitation de l'aluminium (Al)** dans le sol est principalement contrôlée par le **pH**. En milieu acide, l'aluminium est présent sous forme d'ions dissous. Lorsque le pH augmente, il subit une série de réactions d'hydrolyse qui conduisent finalement à la formation d'un précipité d'hydroxyde d'aluminium.

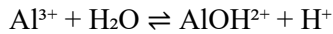
Étape 1 : Aluminium en solution

En sol très acide (pH < 4,5), l'aluminium est principalement présent sous forme d'ion :

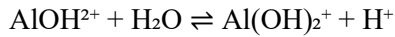


Étape 2 : Première hydrolyse

L'ion aluminium réagit avec l'eau :

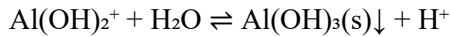


Étape 3 : Deuxième hydrolyse



Étape 4 : Formation de l'hydroxyde d'aluminium

Lorsque le pH augmente davantage (environ 5,5–6,5 selon les conditions), diminue fortement et il précipite :



Étape 5 : En milieu très alcalin

Si le pH devient élevé (généralement > 8,5–9), le précipité peut se redissoudre :



L'aluminium est alors présent sous forme d'ion aluminate.

La figure ci-dessous montre les différentes formes d'aluminium du sol en fonction du pH.

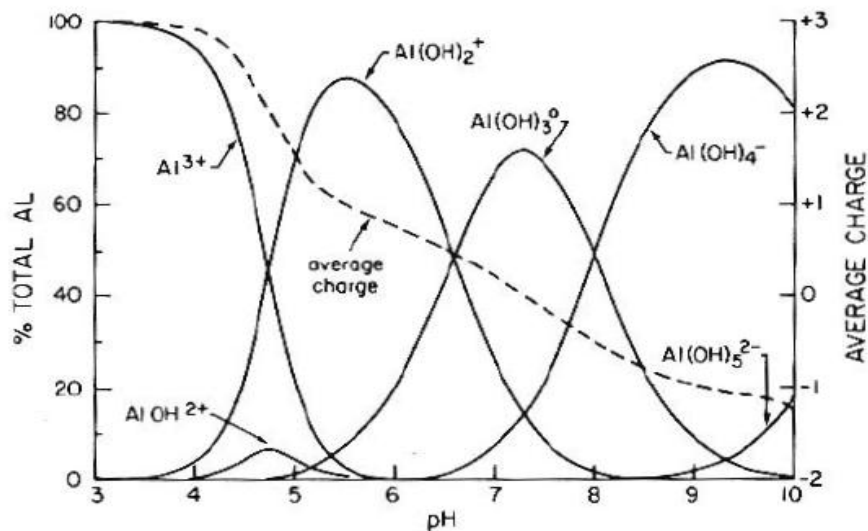


Figure 4 : Evolution des espèces d'aluminium en fonction du pH dans le sol

En agriculture, l'aluminium n'est pas recherché. Ainsi, les meilleurs pH sont ceux où l'aluminium est sous forme solide (précipité).

Le tableau ci-dessous montre la tolérance des cultures cultivées vis-à-vis de l'aluminium

Tableau 8 : Tolérance des différentes cultures vis-à-vis de l' Al^{3+} en solution

Niveau de tolérance	Espèces cultivées	Observations
Très tolérantes	Thé (<i>Camellia sinensis</i>), Ananas (<i>Ananas comosus</i>), Manioc (<i>Manihot esculenta</i>), Patate douce (<i>Ipomoea batatas</i>), Riz pluvial (<i>Oryza sativa</i>)	Croissent relativement bien sur des sols fortement acides riches en Al^{3+} .
Tolérantes	Sorgho (<i>Sorghum bicolor</i>), Avoine (<i>Avena sativa</i>), Seigle (<i>Secale cereale</i>), Triticale ($\times$ <i>Triticosecale</i>), Pomme de terre (<i>Solanum tuberosum</i>)	Supportent des concentrations modérées à élevées d' Al^{3+} avec une faible réduction de rendement.
Moyennement tolérantes	Maïs (<i>Zea mays</i>), Soja (<i>Glycine max</i>), Haricot commun (<i>Phaseolus vulgaris</i>), Café (<i>Coffea arabica</i>), Bananier (<i>Musa spp.</i>)	La croissance est affectée lorsque la saturation en Al augmente ; le chaulage est souvent bénéfique.
Sensibles	Blé (<i>Triticum aestivum</i>), Orge (<i>Hordeum vulgare</i>), Pois (<i>Pisum sativum</i>), Luzerne (<i>Medicago sativa</i>), Chou (<i>Brassica oleracea</i>), Tomate (<i>Solanum lycopersicum</i>)	La croissance racinaire est fortement réduite en présence d' Al^{3+} ; un amendement calcaire est généralement nécessaire.
Très sensibles	Betterave sucrière (<i>Beta vulgaris</i>), Oignon (<i>Allium cepa</i>), Laitue (<i>Lactuca sativa</i>), Épinard (<i>Spinacia oleracea</i>), Carotte (<i>Daucus carota</i>)	Exigent des sols peu acides ($pH > 5,8-6,0$) ; la toxicité aluminique limite fortement leur développement.

Les plantes absorbent les éléments en solution. Dans l'agriculture, il faut tout faire pour que les nutriments nécessaires soient en solution et que les ions toxiques soient sous forme solide.

Le Fe^{3+} (conditions aérobique) suit les mêmes étapes que Al^{3+}

3.5.2. Lessivage

Le lessivage se déroule en plusieurs étapes :

- **Dissolution des éléments** : Les sels minéraux et les nutriments se dissolvent dans l'eau du sol.
- **Infiltration de l'eau** : L'eau de pluie ou d'irrigation pénètre dans le profil du sol en transportant les ions dissous.
- **Transport des ions** : i) Les éléments dissous migrent avec l'eau, ii) Les anions (NO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^-) sont généralement plus mobiles que les cations, iii) Les cations peuvent être retenus par le complexe argilo-humique selon leur affinité.

Tableau 9 : Sensibilité au lessivage des différents ions du sol

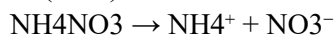
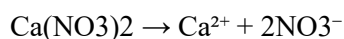
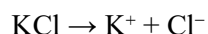
Très facilement lessivés	Moyennement lessivés	Faiblement lessivés (ou très peu lessivés)
NO_3^-	K^+	PO_4^{3-} , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}
Cl^-	Mg^{2+}	Ca^{2+}
SO_4^{2-} (surtout en sols sableux)	B (borates)	NH_4^+
HCO_3^-	Na^+	Fe^{3+}
		Al^{3+}
		Cu^{2+}
		Mn^{2+}

- **Facteurs favorisant le lessivage sont** : fortes précipitations ou irrigation excessive ; sols sableux (faible capacité d'échange cationique) ; faible teneur en matière organique ; faible capacité de rétention en eau ; absence de couverture végétale ; excès d'engrais facilement solubles.
- **Conséquences** : diminution de la fertilité des sols ; pertes d'éléments nutritifs (N, K, Mg, B, etc.) ; augmentation des coûts de fertilisation ; contamination des eaux souterraines, notamment par les nitrates ; acidification progressive des sols lorsque les cations basiques (Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^{+}) sont entraînés.
- **Moyens de réduire le lessivage** : fractionner les apports d'engrais ; maintenir une couverture végétale (cultures de couverture) ; augmenter la teneur en matière organique ; adapter les doses d'irrigation aux besoins des cultures ; utiliser des engrais à libération lente lorsque cela est approprié ; pratiquer le chaulage des sols acides pour améliorer la rétention des cations.

3.5.3. Diffusion des ions en solution

La diffusion des ions en solution est un mécanisme de transport par lequel les ions dissous se déplacent d'une zone de forte concentration vers une zone de faible concentration, sous l'effet d'un gradient de concentration, sans qu'il y ait nécessairement un déplacement global de l'eau.

Etape 1 : dissolution



Etape 2: Création d'un gradient de concentration

Ex : $C_{\text{sol}} > C_{\text{racine}}$: les mouvements des ions dissous va se faire du sol vers la racine

Etape 3 : Les ions migrent vers les zones moins concentrées.

Le mouvement des solutés se fait par la loi de Fick : $J = -D(dC/dx)$

J = flux de diffusion ($\text{mol m}^{-2} \text{s}^{-1}$);

D = coefficient de diffusion ($\text{m}^2 \text{s}^{-1}$);

dC/dx = gradient de concentration ;

le signe – indique que le flux se fait des fortes vers les faibles concentrations.

Tableau 10 : Importance de la diffusion pour certains ions du sol

Élément	Forme ionique	Importance de la diffusion
Phosphore	$\text{H}_2\text{PO}_4^{-}$, HPO_4^{2-}	Très importante
Potassium	K^{+}	Importante
Zinc	Zn^{2+}	Importante
Fer	Fe^{2+} , Fe^{3+}	Importante
Cuivre	Cu^{2+}	Importante

Facteurs influençant la diffusion : teneur en eau du sol (une humidité suffisante favorise la diffusion) ; température (la diffusion est plus rapide lorsque la température augmente) ; texture et structure du sol (plus rapide pour les sols sableux et structure légère); concentration des ions dans la

solution du sol (plus la concentration est élevée, plus le gradient est élevé plus il y a la diffusion) ; capacité d'échange cationique (CEC) et adsorption des ions.

Facteurs ralentissant la diffusion : Faible humidité du sol ; Température basse ; Sol compact ou mal structuré ; Forte adsorption des ions sur les argiles et la matière organique ; Longue distance entre les ions et les racines.

Exercice : Diffusion des ions dans le sol

Dans un sol limoneux humide, les racines d'une culture de maïs absorbent continuellement le potassium (K^+), ce qui crée un gradient de concentration entre la solution du sol et la surface des racines.

On donne les informations suivantes :

- Concentration en K^+ dans la solution du sol : $0,80 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Concentration en K^+ à la surface des racines : $0,20 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Distance moyenne entre ces deux points : $0,50 \text{ mm}$
- Coefficient de diffusion du K^+ dans le sol : $2,0 \times 10^{-9} \text{ m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$

Questions

1. Calculer le gradient de concentration.
2. Déterminer le flux de diffusion du potassium.
3. Pourquoi le flux est-il orienté vers la racine ?

3.5.4. Transfert de masse

Le **transfert de masse**, également appelé **flux de masse**, est le déplacement des ions dissous dans la solution du sol sous l'effet du mouvement de l'eau. Contrairement à la diffusion, où les ions se déplacent selon un gradient de concentration, le flux de masse est entraîné par l'écoulement de l'eau vers les racines ou à travers le profil. Le lessivage est un cas particulier du transfert de masse.

Sous l'effet de la transpiration, les plantes absorbent de grandes quantités d'eau. Ce mouvement crée un flux continu de la solution du sol vers les racines.

Tableau 11 : Les éléments transportés principalement par le flux de masse

Élément	Forme absorbée par la plante	Importance du flux de masse
Azote	NO_3^-	Très importante
Calcium	Ca^{2+}	Très importante
Magnésium	Mg^{2+}	Importante
Soufre	SO_4^{2-}	Importante
Bore	H_3BO_3 ou $\text{B}(\text{OH})_4^-$	Importante
Molybdène	MoO_4^{2-}	Importante

Le phosphore (H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}), le potassium (K^+), le zinc (Zn^{2+}) et le cuivre (Cu^{2+}) sont, quant à eux, principalement transportés par diffusion car ils sont peu mobiles dans le sol

Facteurs influençant le transfert de masse : la quantité d'eau disponible dans le sol ; la transpiration des plantes ; les précipitations et l'irrigation ; la concentration des ions dans la solution du sol ; la perméabilité et la structure du sol ; le développement du système racinaire.

Chapitre 4. PHENOMENES COLLOIDAUX DU SOL

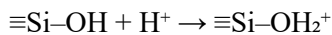
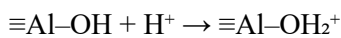
Les colloïdes du sol sont les particules qui possèdent des charges de surface. Ils sont constitués principalement de minéraux argileux et de matière organique humifiée (humus), ainsi que de complexes organo-minéraux.

4.1. Charges de surfaces

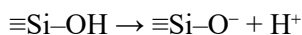
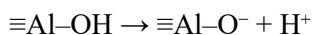
4.1.1. Charge variable

La charge variable est une charge qui dépend de la variation du pH. Elle se fait par protonation (ajout de H^+) ou déprotonation (perte de H^+).

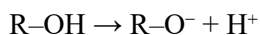
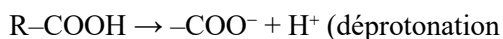
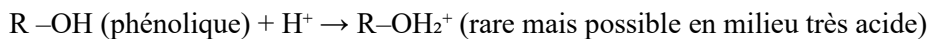
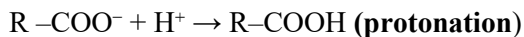
Par exemple pour le cas de la kaolinite, les groupes hydroxydes captent des protons et il y a création de la charges positives. Ceci est observé dans les sols acides :



Dans les conditions alcalins les groupes hydroxydes perdent des protons et il y a création de charges négatives :



C'est la même chose pour la matière organique qui, elle, n'a peut pas avoir de charges permanentes.



Conséquences : augmentation des charges positives avec la diminution du pH et augmentation des charges négatives avec l'augmentation du pH.

La somme des charges négatives donne la capacité d'échange cationique (CEC) et la somme des charges positives la capacité d'échange anionique (CEA).

4.1.2. Charge permanente

Une charge permanente d'un colloïde ne varie pas en fonction du pH. Elle est issue de la **substitution isomorphique**. La **substitution isomorphique** est un processus au cours duquel, dans le réseau cristallin des minéraux argileux, un ion est **remplacé par un autre de taille similaire mais de valeur différente**, sans modifier la structure du cristal. Ceci se passe dans les argiles de type 2 :1.

- **Exemples courants dans les argiles** : Remplacement de Si^{4+} par Al^{3+} dans les tétraèdres : Remplacement de Al^{3+} par Mg^{2+} ou Fe^{2+} dans les octaèdres

- **Conséquence principale :** Ces substitutions créent un déséquilibre de charges électriques dans le feuillet minéral car la structure devient globalement négative et cette charge est fixe (permanente) car elle est intégrée au réseau cristallin.

Tableau 12 : Tableau comparatif des charges dans minéraux du sol

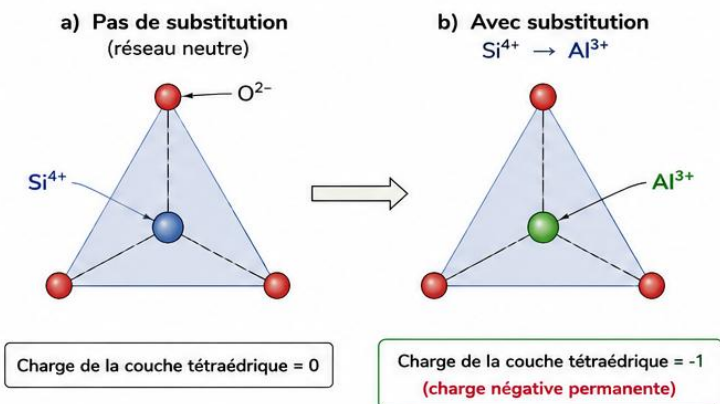
Constituant	Origine des charges	Type de charges dominantes	Mécanisme principal	Dépendance au pH	CEC (capacité d'échange cationique)	Remarques pédologiques
Kaolinite (argile 1:1)	Groupes hydroxyles de surface ($\equiv\text{Al}-\text{OH}$, $\equiv\text{Si}-\text{OH}$)	Charges variables (faiblement négatives ou positives)	Protonation / déprotonation des $-\text{OH}$ de bord	Très forte	Faible (3–15 $\text{cmol}(+)/\text{kg}$)	Argile peu active chimiquement, typique des sols tropicaux fortement lessivés
Montmorillonite (argile 2:1)	Substitution isomorphique (Si^{4+} remplacé par Al^{3+} , etc.)	Charges permanentes négatives	Déséquilibre structurel du réseau cristallin	Faible (indépendante du pH)	Très élevée (80–150 $\text{cmol}(+)/\text{kg}$)	Argile très fertile, forte rétention d'eau et de nutriments, gonflement important
Matière organique (humus)	Groupes fonctionnels ($-\text{COOH}$, $-\text{OH}$ phénoliques)	Charges variables fortement négatives	Protonation / déprotonation des groupes acides	Très forte	Très élevée (100–300 $\text{cmol}(+)/\text{kg}$)	Principal contributeur à la fertilité, formation du complexe argilo-humique

SUBSTITUTION ISOMORPHIQUE DANS LES ARGILES 2:1

Remplacement d'un ion par un autre de rayon voisin mais de charge différente
 ⇒ déficit de charge compensé par des cations échangeables

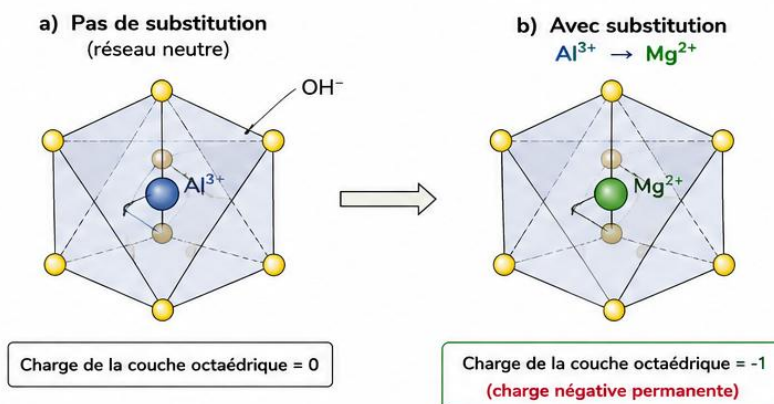
1. DANS LA COUCHE TÉTRAÉDRIQUE (Exemple)

Substitution de Si^{4+} par Al^{3+}

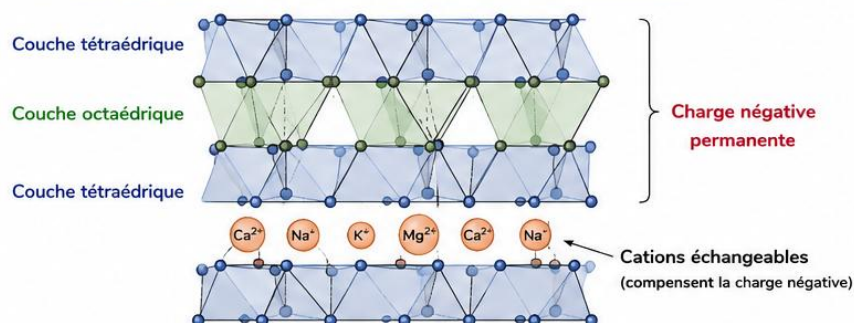


2. DANS LA COUCHE OCTAÉDRIQUE (Exemple)

Substitution de Al^{3+} par Mg^{2+}



3. CONSÉQUENCE DANS UNE ARGILE 2:1 (ex. : montmorillonite)



La substitution isomorphique est à l'origine des charges permanentes négatives des argiles 2:1 et de leur grande capacité d'échange cationique (CEC).

4. RÉSUMÉ

Substitution isomorphique ⇒ déficit de charge (-)
 ⇒ charge négative permanente du feuillet
 ⇒ présence de cations échangeables entre les feuillets

Légende

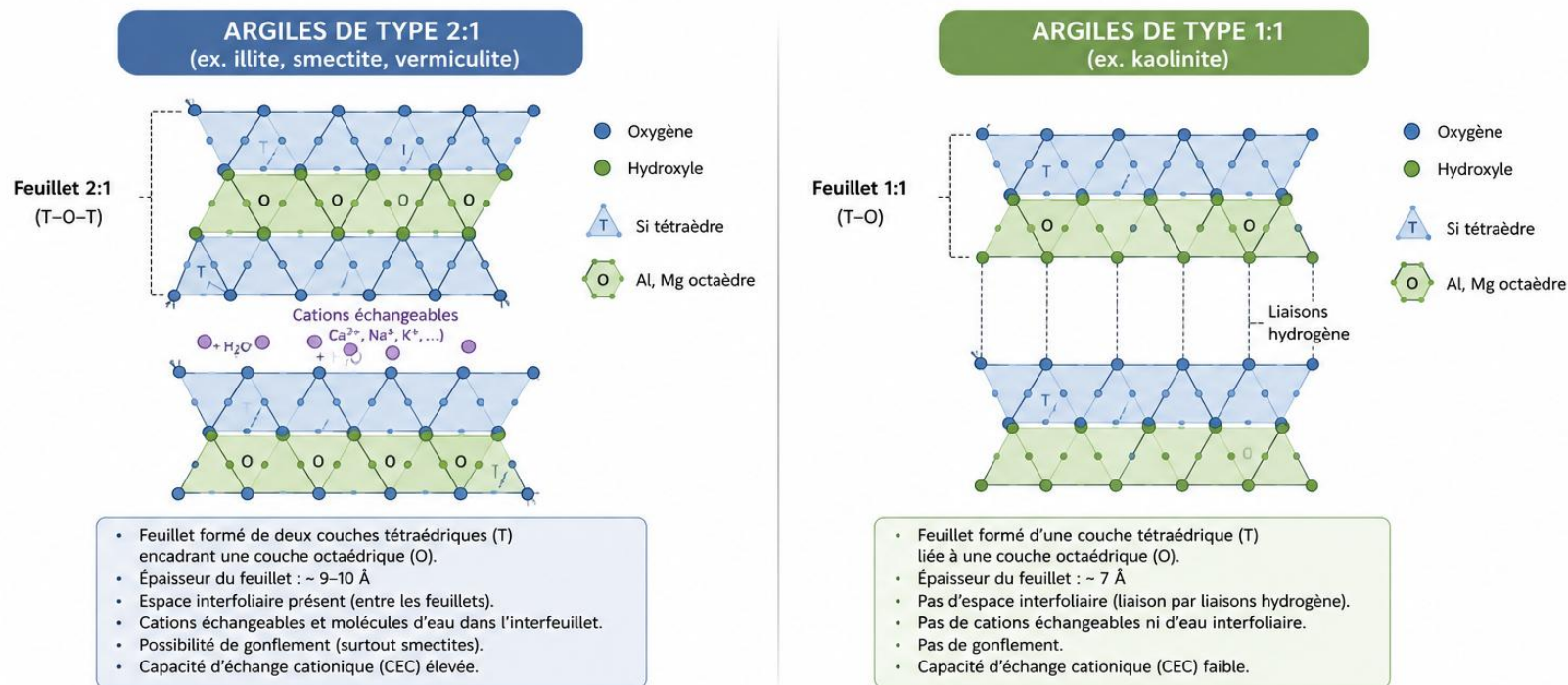


Exemples d'ions substitués

- Si^{4+} (0,26 Å) → Al^{3+} (0,39 Å)
- Al^{3+} (0,51 Å) → Mg^{2+} (0,72 Å) ou Fe^{2+} (0,78 Å)

Figure 5 : substitution isomorphique dans un feuillet d'argile de type 2 :1

DIFFÉRENCIATION DES ARGILES : TYPES 2:1 ET 1:1



Caractéristique	Argiles 2:1	Argiles 1:1
Structure du feuillet	Tétraèdre – Octaèdre – Tétraèdre (T–O–T)	Tétraèdre – Octaèdre (T–O)
Épaisseur du feuillet	~ 9–10 Å	~ 7 Å
Espace interfoliaire	Présent	Absent
Cations échangeables	Présents ($\text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{K}^+, \dots$)	Absents
Eau interfoliaire	Présente	Absente
Gonflement	Oui (surtout smectites)	Non
Capacité d'échange cationique (CEC)	Élevée	Faible
Exemples	Illite, Smectite (montmorillonite), Vermiculite	Kaolinite, Halloysite

Figure 6 : différenciation d'une argile de type 2 :1 et une argile de type 1 :1

4.2. Flocculation-dispersion des colloïdes

Les particules d'argile se retrouvent avec des charges négatives "non neutralisées" à distance, donc elles se repoussent électrostatiquement. L'absence d'électrolytes réduit la compression de la double couche électrique, ce qui augmente l'épaisseur de cette couche et favorise la dispersion des particules. **C'est la dispersion.** Si on ajoute des ions positifs, les particules d'argile peuvent alors s'agglutiner et se déposer. **C'est la flocculation.**

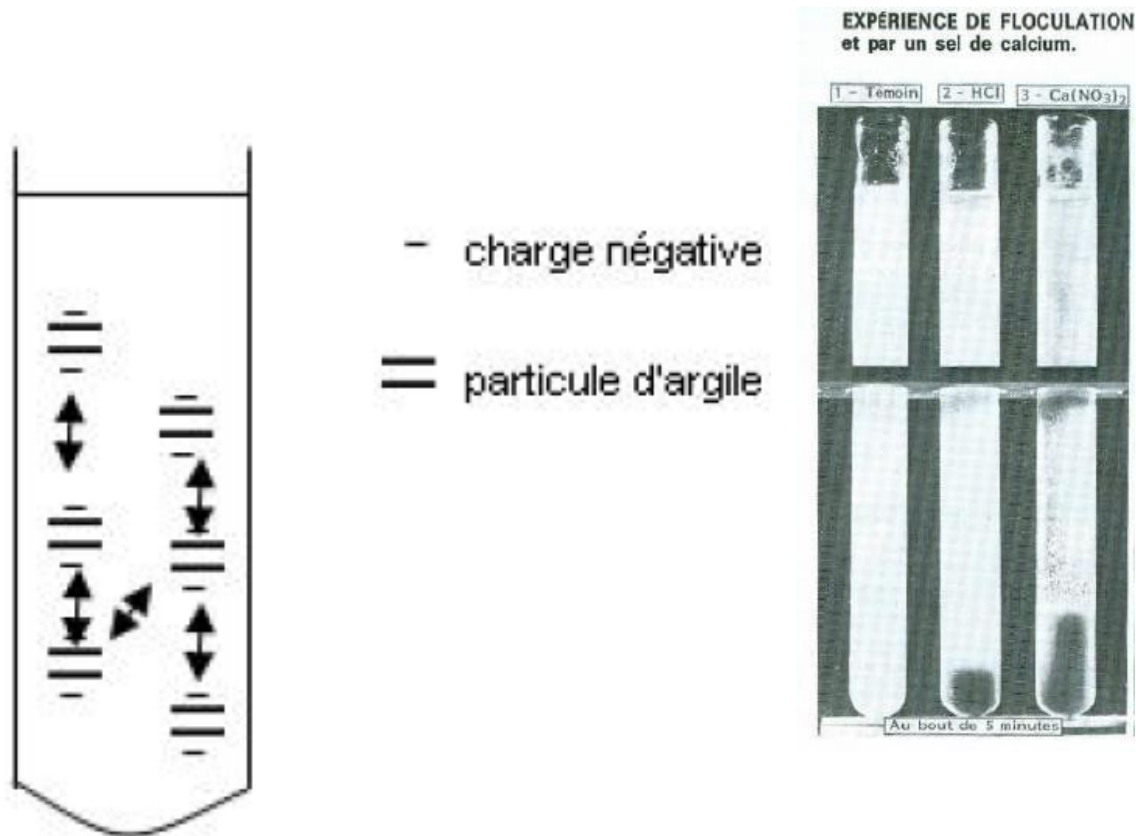


Figure 7 : Phénomène de dispersion et flocculation des colloïdes du sol

Dans le sol, l'état dispersé est nuisible pour la qualité physique du sol. Il y a faible infiltration, faible respiration des racines. Donc il n'est pas recherché.

Le tableau ci-dessous montre le pouvoir flocculant de différents cations du sol.

Tableau 13 : pouvoir flocculant des différents cations du sol

Cation	Pouvoir flocculant	Commentaire
Al^{3+}	Très élevé	très forte charge, floculation rapide
Ca^{2+}	Élevé	cation de base de la structure du sol
Mg^{2+}	Moyen à élevé	plus hydraté que Ca^{2+}
H^+	Variable (souvent élevé localement)	agit surtout par neutralisation et acidification
K^+	Faible	Monovalent
Na^+	Très faible	favorise dispersion

Ainsi, pour une meilleure floculation et aussi en fonction d'autres effets bénéfiques, il faut apporter Ca^{2+} .

4.3. Complexes du sol

4.3.1. Généralités

Les **complexes argilo-humiques (CAH)**, ou **complexes organo-minéraux**, représentent une association intime entre les **particules d'argile** et les **substances organiques du sol**, principalement les substances humiques.

- Dans le sol, les particules d'argile, chargées négativement, interagissent avec les substances organiques issues de la décomposition des résidus végétaux et animaux. Ces substances organiques, en particulier les composés humiques, possèdent-elles aussi des charges réactives qui leur permettent de s'associer fortement aux surfaces argileuses. Cette liaison est stabilisée par différents mécanismes, notamment l'attraction électrostatique et l'intervention de cations polyvalents comme le calcium, qui jouent le rôle de ponts entre les argiles et l'humus.
- Il est important de distinguer cette véritable association organo-minérale de simples dépôts organiques sur des particules minérales grossières comme les sables ou les limons. Dans ce dernier cas, la matière organique peut recouvrir les particules, mais elle ne forme pas un complexe stable et intime comparable à celui observé avec les argiles.
- Une fois formés, les complexes argilo-humiques se comportent comme des unités solides : les fractions organiques et minérales restent solidaires et sédimentent ensemble. Cette cohésion contribue fortement à la stabilité structurale du sol et à la formation des agrégats. De plus, une part très importante du carbone organique du sol, pouvant atteindre 50 à 100 %, se trouve associée à la fraction argileuse sous forme de ces complexes.
- Enfin, la fraction organique impliquée dans ces associations est dominée par les substances humiques, notamment les acides humiques, les acides fulviques et les humines, qui jouent un rôle central dans les propriétés chimiques et physiques du sol.

Le CAH présente beaucoup d'avantages :

- Sur le plan **physique**, le CAH améliore fortement la structure du sol. Il favorise la formation d'agrégats stables qui rendent le sol plus aéré, plus poreux et plus facile à travailler. Cette

structure limite aussi la compaction et réduit les risques de battance et d'érosion. Grâce à cette organisation, l'infiltration de l'eau est meilleure et le ruissèlement diminue.

- Sur le plan **chimique**, le complexe argilo-humique constitue une véritable réserve de nutriments. Il possède une forte capacité d'échange cationique (CEC), ce qui lui permet de retenir et d'échanger des éléments nutritifs essentiels comme Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ ou NH_4^+ . Il limite ainsi leur lessivage et les rend progressivement disponibles pour les plantes. Il joue également un rôle de tampon, en stabilisant le pH du sol et en réduisant les variations brutales d'acidité ou d'alcalinité.
- Sur le plan **biologique**, le CAH crée un environnement favorable à l'activité des micro-organismes du sol. En protégeant la matière organique et en maintenant une bonne aération et une humidité équilibrée, il favorise la vie microbienne, essentielle à la décomposition de la matière organique et au recyclage des nutriments.

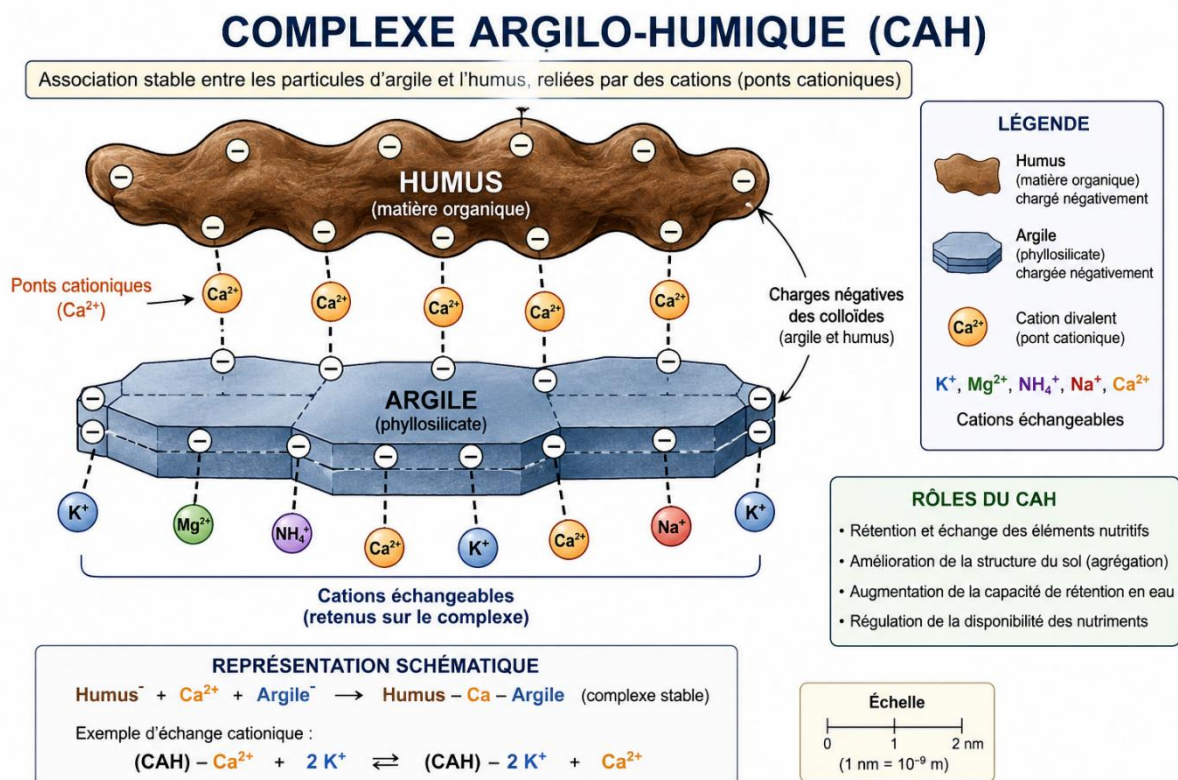
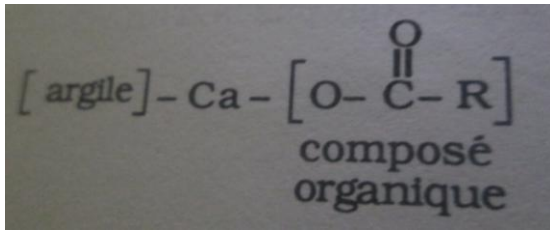


Figure 8 : complexe argilo-humique (CAH)

4.3.2. Mécanismes de formation du CAH

a) Par liaison électrostatique

La formation du complexe argilo-humique devient possible grâce à l'intervention de **cations polyvalents**, en particulier Ca^{2+} , Mg^{2+} et Al^{3+} . Ces cations jouent un rôle de **ponts électrostatiques** entre les surfaces négatives de l'argile et de l'humus. Ils neutralisent partiellement les charges et réduisent la répulsion électrostatique. C'est la plus fréquente dans le sol.



b) Liaison covalente

Dans ce mécanisme, les substances humiques possèdent des groupements réactifs tels que les **groupes carboxyles** ($-\text{COOH}$), **phénoliques** ($-\text{OH}$ aromatique) et parfois aminés. Selon les conditions du sol (pH, oxydation, présence d'oxydes de Fe et Al), ces groupements peuvent réagir chimiquement avec des sites réactifs situés à la surface des minéraux, notamment les **oxydes de fer et d'aluminium** ou certaines bordures d'argiles.

Contrairement aux liaisons électrostatiques qui reposent sur des attractions entre charges opposées, la liaison covalente implique un **partage d'électrons** ou une réaction de condensation chimique. Par exemple, un groupement carboxyle de la matière organique peut se lier à un hydroxyle de surface minérale en libérant une molécule d'eau, formant ainsi une liaison de type ester ou complexe organo-minéral fortement stabilisé.

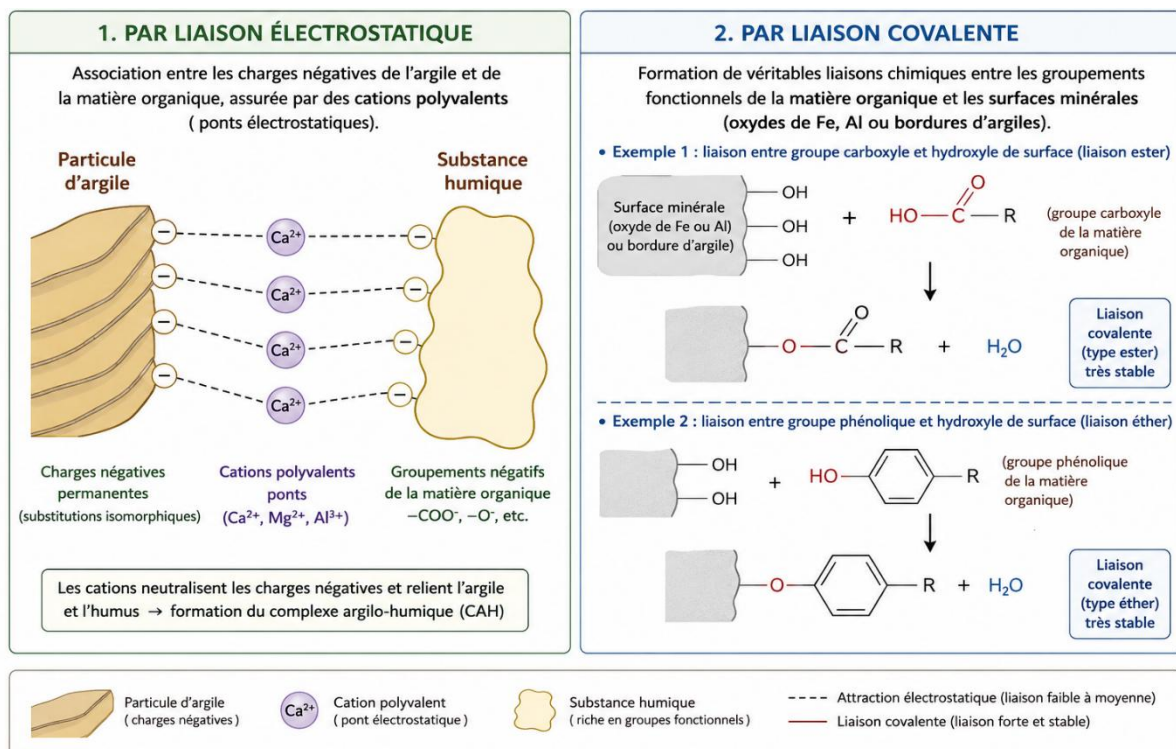


Figure 9 : formation du CAH par liaison électrostatique et par liaison covalente

c) Pont hydrogène

Dans le sol, les substances humiques renferment de nombreux groupements fonctionnels, notamment des groupes hydroxyles ($-\text{OH}$) et des groupes carboxyles ($-\text{COOH}$). Les minéraux argileux présentent

également à leur surface des groupes hydroxyles ($\equiv\text{Si}-\text{OH}$ ou $\equiv\text{Al}-\text{OH}$), particulièrement sur les bordures des feuillets.

Lorsque ces groupes sont suffisamment proches, il peut se former une liaison hydrogène entre l'hydrogène d'un groupe hydroxyle ou carboxyle et l'oxygène d'un autre groupe situé sur la surface de l'argile. Ces interactions permettent à la matière organique de s'associer aux particules minérales sans intervention d'un cation.

d) Liaison par insertion interfoliaire

Les composés organiques pénètrent dans les espaces interfoliaires de certains types d'argiles (smectites): fixation des protéines et des acides aminés

e) Liaison de London-vander waals

Il se base sur les principes suivants :

- Forces d'attractions entre molécules non polaires, dues à la répartition aléatoire des électrons d'un atome
- Un moment d'attraction se crée générant des forces attractives
- Cette liaison joue un rôle important dans les liaisons entre molécules neutres et de poids moléculaire élevé

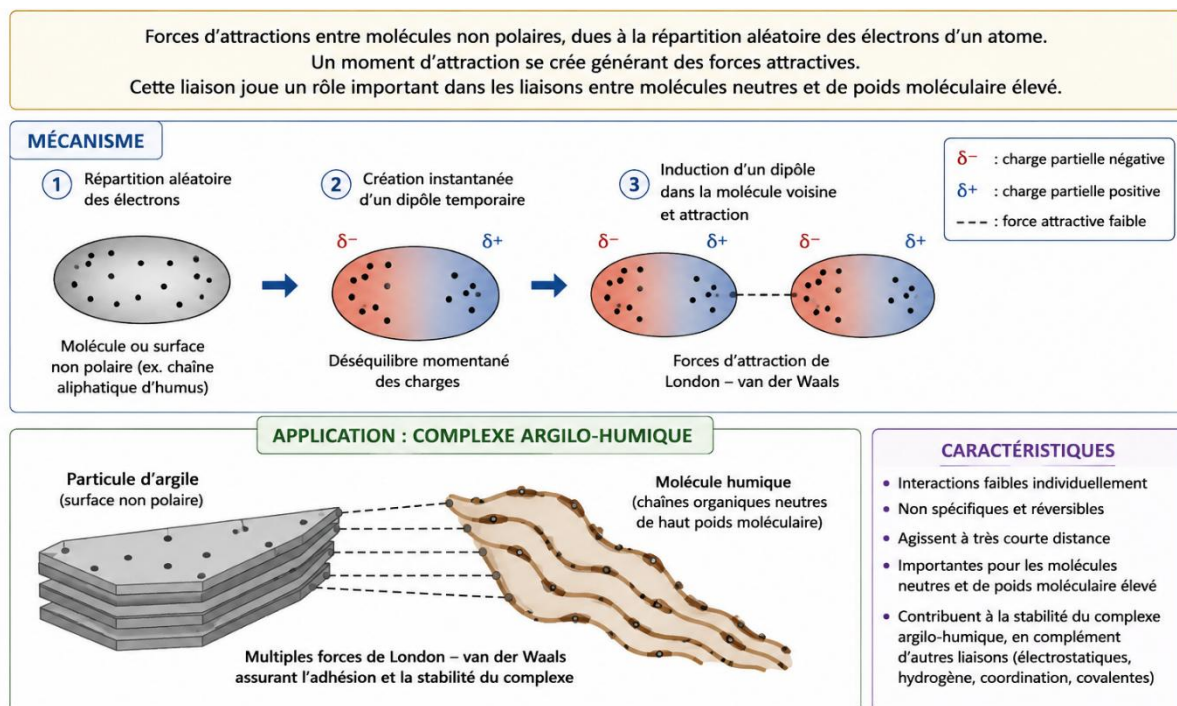


Figure 10 : liaison London-vander waals

4.4. Echanges et adsorption des ions

4.4.1. Facteurs affectant la rétention des cations

a) Le rayon de l'ion

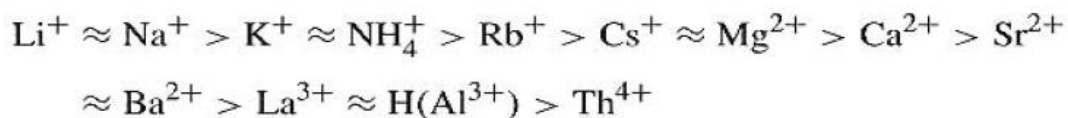
Plus le rayon est plus élevé plus l'ion est retenu. A partir du tableau ci-dessus, on voit que la rétention augmente avec le rayon pour les ions de la même valence.

Tableau 14 : Rétention par rapport à la valence et le rayon de l'ion

Ion	Valence	Rayon cristallographique (déshydraté) (nm)	% libéré par NH_4^+ ou K^{+*}	Force de rétention par les colloïdes
Li^+	1	0,068	68	Faible
Na^+	1	0,097	67	Faible
K^+	1	0,133	49	Moyenne
NH_4^+	1	0,143	50	Moyenne
Rb^+	1	0,147	37	Élevée
Cs^+	1	0,167	31	Très élevée
H^+ (adsorbé comme Al^{3+})	+1 (effet apparent)	—	15	Très élevée
Mg^{2+}	2	0,066	31	Élevée
Ca^{2+}	2	0,099	29	Très élevée
Sr^{2+}	2	0,112	26	Très élevée
Ba^{2+}	2	0,134	27	Très élevée
Al^{3+}	3	0,051	15	Très forte
La^{3+}	3	0,102	14	Très forte
Th^{4+}	4	0,102	2	Extrêmement forte

b) Valence (charge)

Plus l'ion a plus de charge plus il est retenu



c) la concentration

L'augmentation de la concentration d'un élément = augmentation de l'adsorption de cet élément

Application sur la compétition de Ca^{2+} , Mg^{2+} et K^+ sur le complexe d'échange

$$\text{KAR} : [\text{K}^+]/([\text{Ca}^{2+}]+[\text{Mg}^{2+}])^{1/2}$$

Plus le KAR augmente plus K est adsorbé

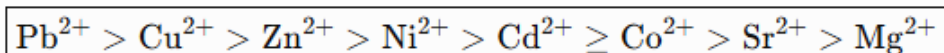
Plus KAR diminue plus les concentrations de Ca^{2+} et Mg^{2+} sont élevées, l'adsorption de K diminue.

d) Cations solidement liés

La rétention dépend des minéraux du sol

Rétention des cations divalents par les hydroxydes amorphes de fer (FeOOH)

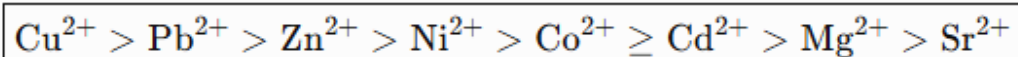
L'affinité relative des cations divalents pour les hydroxydes amorphes de fer est généralement la suivante :



Cette séquence montre que le plomb et le cuivre sont les ions les plus fortement adsorbés, tandis que le magnésium est retenu le plus faiblement.

La rétention des cations divalents par les hydroxydes d'aluminium ($\text{Al}(\text{OH})_3$)

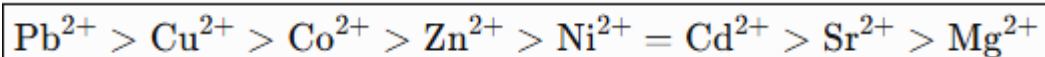
La séquence de rétention sur les hydroxydes d'aluminium est légèrement différente :



Dans ce cas, le cuivre présente la plus forte affinité pour les surfaces des hydroxydes d'aluminium

Rétention des cations par la silice (SiO_2)

Sur les surfaces siliceuses, la rétention des cations suit généralement l'ordre :



Le plomb demeure le cation le plus fortement retenu, alors que le magnésium est le moins adsorbé.

4.4.2. Echanges d'anions

La rétention des anions dépend du pH. Plus le pH diminue, plus les anions sont retenus. La rétention des anions dépend aussi de la nature de l'ion. La diminution du pH augmente la capacité d'échange anionique. Le tableau ci-dessous montre la rétention des anions.

Repelled to Weakly Retained	Moderately Retained	Strongly Retained
NO_3^- , SO_4^{2-} , SeO_4^{2-} HCO_3^- , CO_3^{2-} , ClO_4^- Cl^- , Br^- , I^-	H_3BO_3 , H_2BO_3^- , F^- CrO_4^{2-}	H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , H_2S , HS^- H_2AsO_4^- , HAsO_4^{2-} , MoO_4^{2-}

Les anions faiblement retenus (weakly retained) sont les plus lessivés. Leur apport sous forme d'engrais nécessite d'être fractionné.

4.4.3. Adsorption des ions

a) Forces d'adsorption

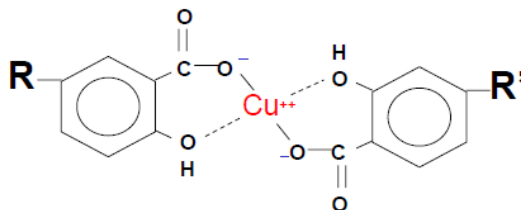
Attraction électrostatique (force de Coulomb) : C'est la principale force responsable de l'adsorption des cations sur les colloïdes du sol. Les colloïdes portent généralement des charges négatives, qui

attirent les ions positifs (cations). Cette attraction est réversible : les cations peuvent être remplacés par d'autres cations lors des échanges ioniques.

Exemple : $\text{Argile}^- + \text{Ca}^{2+} \rightleftharpoons \text{Argile-Ca}$

Liaison de coordination : Un atome ou un ion riche en électrons (appelé ligand) possède un ou plusieurs doublets électroniques libres. Un ion métallique, déficient en électrons (acide de Lewis), accepte ce doublet pour former une liaison de coordination. Dans le sol, les ligands sont principalement les groupes $-\text{OH}$, $-\text{COO}^-$, $-\text{O}^-$ et les groupes phénoliques de la matière organique ou des oxydes de fer et d'aluminium. Contrairement à l'adsorption électrostatique, cette liaison est spécifique, forte et peu réversible.

Coordination



20

Forces de Van der Waals : Forces d'attraction entre molécules ou particules dues aux dipôles temporaires. Elles interviennent lorsque les ions sont très proches de la surface des colloïdes.

Pont hydrogène : Se forme entre un atome d'hydrogène lié à O ou N et un autre atome électronégatif. Contribue principalement à la rétention des molécules d'eau et de certains composés organiques.

b) Loi de coulomb

Cette loi explique les interactions électrostatiques entre les colloïdes du sol (argiles, humus et certains oxydes) et les ions présents dans la solution du sol. Les colloïdes chargés négativement attirent les cations, tandis que les surfaces chargées positivement attirent les anions.

La force électrostatique entre deux charges ponctuelles est : i) proportionnelle au produit de leurs charges électriques et ii) inversement proportionnelle au carré de la distance qui les sépare.

Elle s'exprime par l'équation :

$$F = k \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

- F = force électrostatique (N)
- q_1 = première charge électrique (C)
- q_2 = deuxième charge électrique (C)
- r = distance entre les deux charges (m)
- k = constante de Coulomb ; Dans le vide : $k = 8,99 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$

Dans les sols, la force réelle est plus faible que dans le vide en raison de la présence de l'eau, qui réduit les interactions électriques.

Les colloïdes du sol présentent généralement une charge négative. Ils attirent donc les cations présents dans la solution du sol, tels que : Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+ , NH_4^+

À l'inverse, la matière organique, les oxydes de fer et d'aluminium, en milieu acide, peuvent acquérir une charge positive et adsorber des anions comme : PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , NO_3^- (plus faiblement)

Limites de la loi de Coulomb : Bien que fondamentale, la loi de Coulomb ne suffit pas à expliquer tous les mécanismes d'adsorption dans les sols. Les interactions sont également influencées par : i) l'hydratation des ions ; ii) la nature des minéraux argileux ; iii) le pH du sol ; iv) la matière organique ; v) les liaisons chimiques spécifiques (complexation, adsorption de surface) et vi) la concentration des ions en solution.

c) Isotherme Langmuir

L'isotherme de Langmuir est un modèle d'adsorption proposé par Irving Langmuir (1918). Elle décrit la relation entre la quantité d'un soluté adsorbée sur une surface solide et sa concentration à l'équilibre dans la solution, à température constante.

Dans le sol, ce modèle est largement utilisé pour décrire l'adsorption des phosphates, des métaux lourds, de certains cations et de molécules organiques sur les argiles, les oxydes de fer (Fe) et d'aluminium (Al), ainsi que sur la matière organique.

Le modèle repose sur plusieurs hypothèses fondamentales :

1. **Surface homogène :** Tous les sites d'adsorption possèdent la même énergie (chaque site fixe les ions avec la même intensité et aucune zone de la surface n'est plus réactive qu'une autre).
2. **Nombre limité de sites :** Le solide possède, au départ, un nombre fini de sites d'adsorption. Lorsque tous les sites sont occupés, aucune adsorption supplémentaire n'est possible. On parle alors de saturation de la surface.
3. **Adsorption en monocouche :** Chaque site ne peut retenir qu'une seule molécule ou un seul ion. Il ne peut donc pas y avoir plusieurs couches superposées.
4. **Indépendance des sites :** Les molécules adsorbées n'interagissent pas entre elles. L'occupation d'un site n'influence pas les sites voisins.
5. **Équilibre dynamique :** L'adsorption est réversible : des ions s'adsorbent continuellement ; d'autres se désorbent. À l'équilibre : vitesse d'adsorption = vitesse de désorption

$$q = \frac{q_{\max} K C}{1 + K C}$$

où :

- q = quantité adsorbée (mg g^{-1} ou mmol kg^{-1})
- $q_{\max}$ = capacité maximale d'adsorption
- C = concentration de l'ion en solution à l'équilibre
- K = constante d'affinité de Langmuir

La signification des paramètres :

- q : Quantité réellement adsorbée. Elle augmente avec la concentration jusqu'à atteindre une valeur maximale.
- $q_{\max}$: Capacité maximale du solide. Elle représente le nombre total de sites disponibles.
- Plus $q_{\max}$ est élevé plus le sol possède de sites actifs ; plus il peut retenir les nutriments.
- K : Constante d'affinité. Elle mesure la force de liaison entre le solide et l'ion. K élevé $\rightarrow$ adsorption très forte ; K faible $\rightarrow$ adsorption faible.

L'équation peut être mise sous une forme linéaire :

$$\frac{C}{q} = \frac{1}{K q_{\max}} + \frac{C}{q_{\max}}$$

Cette représentation permet de déterminer expérimentalement : la capacité maximale d'adsorption ($q_{\max}$) ; la constante d'affinité (K).

Interprétation physique

- Lorsque la concentration est faible : presque tous les ions rencontrent un site libre ; l'adsorption est rapide.
- Lorsque la concentration augmente : les sites deviennent progressivement occupés ; il devient plus difficile pour les nouveaux ions de trouver un site disponible.
- Lorsque tous les sites sont occupés : l'adsorption atteint un maximum ; toute augmentation supplémentaire de la concentration reste dans la solution.

Les limites

- Suppose une surface parfaitement homogène, alors que les sols naturels sont généralement hétérogènes.
- Ne prend en compte qu'une seule couche d'adsorption.
- Ignore les interactions entre les molécules adsorbées.
- Décrit moins bien les sols riches en matière organique ou présentant des sites d'adsorption de différentes énergies

NB : la charge de l'ion est prise en compte indirectement dans la constante K.

Des modélisation Excel seront utilisés comme exercices : ce sont des programmes qui permettent de simuler les conditions réelles

d) Isotherme de Freundlich

L'isotherme de Freundlich est un modèle empirique proposé par Herbert Freundlich en 1906 pour décrire l'adsorption des ions ou des molécules sur des surfaces solides hétérogènes. Contrairement à l'isotherme de Langmuir, elle suppose que les sites d'adsorption n'ont pas tous la même énergie et que la surface du solide présente une grande diversité de sites actifs.

Le modèle repose sur les hypothèses suivantes :

1. **Surface hétérogène** : Les sites d'adsorption possèdent des énergies différentes. Certains sites retiennent fortement les ions. D'autres présentent une affinité plus faible. Cette hypothèse correspond mieux aux sols naturels, dont les surfaces sont très variables.
2. **Adsorption multicouche possible** : Contrairement au modèle de Langmuir, l'isotherme de Freundlich n'impose pas une adsorption limitée à une seule couche. Selon les conditions, plusieurs couches de molécules peuvent être adsorbées.
3. **Énergie d'adsorption variable** : Au fur et à mesure que les meilleurs sites sont occupés, les nouveaux ions se fixent sur des sites moins énergétiques. L'énergie moyenne d'adsorption diminue donc progressivement lorsque la quantité adsorbée augmente.
4. **Modèle empirique** : L'équation de Freundlich est obtenue à partir d'observations expérimentales et ne repose pas sur un mécanisme théorique aussi strict que celui de Langmuir.

L'équation s'écrit :

$$q = K_F C_e^{1/n}$$

ou, sous forme logarithmique :

$$\log q = \log K_F + \frac{1}{n} \log C_e$$

où :

- **q** = quantité adsorbée par unité de masse du solide (mg g⁻¹ ou mmol kg⁻¹)
- **C_e** = concentration du soluté à l'équilibre dans la solution
- **K_F** = constante de Freundlich (capacité d'adsorption)
- **1/n** = paramètre représentant l'intensité de l'adsorption

L'équation est proche de la réalité, elle est la plus complète des lois précédentes

Des modélisation Excel seront utilisés comme exercices. Ce sont des programmes qui permettent de simuler les conditions réelles.

Signification des paramètres

La constante KF : Elle traduit la capacité d'adsorption du matériau. Plus K_F est élevé, plus le sol possède une forte capacité à adsorber les ions. Elle dépend de la nature du colloïde, du pH et de la température.

Le coefficient $1/n$: Il représente l'intensité de l'adsorption. Sa valeur permet d'interpréter la facilité avec laquelle les ions sont adsorbés. Cas possibles : i) $1/n < 1$: adsorption favorable ; les ions sont facilement retenus. ii) $1/n = 1$: adsorption linéaire ; la quantité adsorbée est directement proportionnelle à la concentration. iii) $1/n > 1$: adsorption défavorable ; la fixation devient moins efficace.

En pratique, pour la plupart des sols agricoles, $1/n$ est généralement compris entre 0,2 et 0,8, indiquant une adsorption favorable.

Interprétation physique

À faible concentration : les ions occupent les sites les plus énergétiques ; l'adsorption est rapide.

Lorsque la concentration augmente : les meilleurs sites sont progressivement saturés ; les nouveaux ions sont adsorbés sur des sites de plus faible énergie.

Ainsi, l'efficacité de l'adsorption diminue progressivement, mais la quantité totale adsorbée continue d'augmenter.

Tableau 15 : Comparaison l'isotherme de Langmuir et Isotherme de Freundlich

Critère	Isotherme de Langmuir	Isotherme de Freundlich
Nature du modèle	Théorique	Empirique
Surface	Homogène	Hétérogène
Nombre de sites	Limité	Variable
Adsorption	Monocouche	Multicouche possible
Saturation	Oui (q_{max})	Non dans le modèle
Paramètres	q_{max} et K	K_F et $1/n$
Applications	Adsorption du phosphore, surfaces homogènes	Sols naturels, matière organique, métaux lourds

Avantages : Représente mieux les sols naturels. Adaptée aux surfaces hétérogènes. Simple à utiliser. Décrit efficacement l'adsorption des métaux lourds, des pesticides et de nombreux composés organiques.

Limites : C'est un modèle empirique, sans base théorique rigoureuse. Il ne permet pas d'estimer une capacité maximale d'adsorption. Il devient moins précis à des concentrations très élevées.

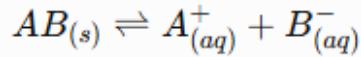
Chapitre 5. STABILITE ET ALTERATION DES MINERAUX

5.1. Altération chimique des minéraux

5.1.1. Dissolution

La dissolution est un processus chimique par lequel un minéral solide se dissocie au contact de l'eau, libérant ses constituants sous forme d'ions dans la solution du sol. Ces ions deviennent alors disponibles pour les plantes, les microorganismes ou peuvent être entraînés par lessivage.

Pour un sel ionique :



où :

- (s) : solide ;
- (aq) : ion dissous dans la solution du sol.

Tableau 16 : Dissolution des principaux minéraux solubles

Minéral	Formule chimique	Réaction de dissolution	Ions libérés
Halite	NaCl	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^{+} + \text{Cl}^{-}$	$\text{Na}^{+}, \text{Cl}^{-}$
Gypse	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$
Sylvite	KCl	$\text{KCl} \rightarrow \text{K}^{+} + \text{Cl}^{-}$	$\text{K}^{+}, \text{Cl}^{-}$
Nitratine	NaNO_3	$\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^{+} + \text{NO}_3^{-}$	$\text{Na}^{+}, \text{NO}_3^{-}$
Carbonate de calcium (calcite)	CaCO_3	$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^{-}$	$\text{Ca}^{2+}, \text{HCO}_3^{-}$
Dolomite	$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+} + 4\text{HCO}_3^{-}$	$\text{Ca}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{HCO}_3^{-}$

- **pH du sol** : les milieux acides accélèrent la dissolution de nombreux minéraux, notamment les carbonates et certains silicates.
- **Présence de CO_2** : le CO_2 dissous forme de l'acide carbonique (H_2CO_3), qui favorise la dissolution des carbonates.
- **Température** : une température plus élevée augmente généralement la vitesse de dissolution.
- **Surface spécifique** : les particules fines se dissolvent plus rapidement que les grosses particules.
- **Agitation et circulation de l'eau** : elles facilitent le renouvellement de la solution et maintiennent le gradient de concentration.

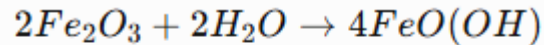
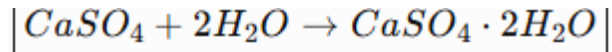
5.1.2. Hydratation

L'hydratation est un processus d'altération chimique au cours duquel des molécules d'eau (H_2O) s'incorporent dans la structure cristalline d'un minéral, sans nécessairement provoquer sa dissolution complète. Cette incorporation modifie la structure du minéral, augmente son volume, diminue sa cohésion et le rend plus sensible aux autres processus d'altération, notamment l'hydrolyse.

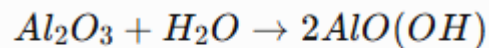
Minéral anhydre + nH₂O → Minéral hydraté

Exemples :

L'anhydrite absorbe de l'eau pour former le gypse.



- **Hématite** (Fe₂O₃) : rouge
- **Goethite** (FeO(OH)) : jaune-brun



Formation de **boehmite**, un oxyhydroxyde d'aluminium.

Conséquences sur les propriétés du sol : une augmentation du volume des minéraux ; une diminution de la dureté des roches ; une fragilisation des minéraux facilitant leur désagrégation ; une accélération de l'altération chimique (hydrolyse notamment) ; une participation à la formation des sols et des minéraux secondaires.

5.1.3. Hydrolyse

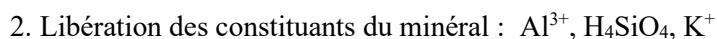
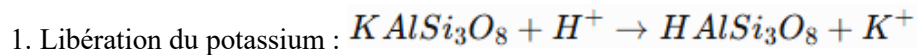
L'hydrolyse est un processus d'altération chimique des minéraux du sol au cours duquel les ions hydrogène (H⁺) issus de l'eau ou des acides présents dans la solution du sol attaquent la structure cristalline des minéraux.

Réaction générale

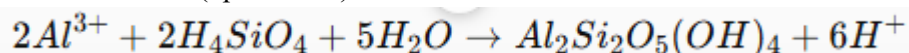


Exemple 1 : Hydrolyse de l'orthose (KAlSi₃O₈)

Les étapes de l'hydrolyse

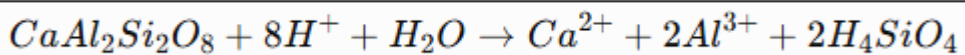


3. Néoformation (optionnelle) : formation de la kaolinite

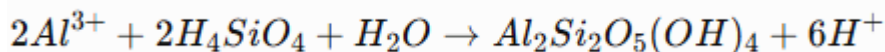


Exemple 2 : hydrolyse d'anorthite

1. Altération



2. Néoformation (optionnelle)



5.1.4. Carbonatation

La carbonatation est un processus d'altération chimique des minéraux provoqué par l'action de l'acide carbonique (H_2CO_3), formé lorsque le dioxyde de carbone (CO_2) se dissout dans l'eau. Cet acide faible réagit avec les minéraux, en particulier les carbonates et certains silicates, entraînant leur dissolution, la libération de cations (Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+) et la formation d'ions bicarbonate (HCO_3^-).

La carbonatation débute par la dissolution du CO_2 dans l'eau :

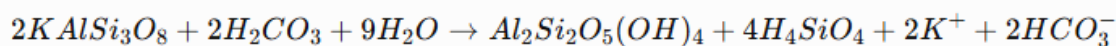


L'acide carbonique est un acide faible qui se dissocie partiellement :



Les ions H^+ produits participent ensuite à l'altération des minéraux.

Exemple : orthose



Produits

- kaolinite
- potassium
- silice dissoute
- bicarbonates

5.1.5. Oxydo-réduction

L'oxydo-réduction (ou réaction redox) est une réaction chimique au cours de laquelle il y a un transfert d'électrons entre deux espèces chimiques. Une espèce perd des électrons (oxydation), tandis qu'une autre les gagne (réduction). Ces deux phénomènes se produisent toujours simultanément.

En chimie du sol, les réactions d'oxydo-réduction interviennent principalement dans la transformation des minéraux contenant le fer (Fe), le manganèse (Mn), le soufre (S) et, dans certains cas, l'azote (N). Elles sont fortement influencées par les conditions d'aération, la teneur en eau, l'activité des microorganismes, le potentiel d'oxydo-réduction (Eh) et le pH du sol.

Exemple 1 : oxydo-réduction du fer

Tableau 17 : Oxydation et réduction du fer

Processus	Réaction chimique	Conditions	Conséquences
Oxydation du fer ferreux	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	Sol bien aéré, potentiel redox (Eh) élevé	Formation de fer ferrique (Fe^{3+}), moins soluble.
Réduction du fer ferrique	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	Sol saturé en eau, faible Eh, absence d'oxygène	Formation de fer ferreux (Fe^{2+}), plus soluble et mobile.
Réduction de l'hydroxyde ferrique	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	Milieu réducteur, activité microbienne élevée	Dissolution des hydroxydes de fer et libération de Fe^{2+} .
Réduction de la goethite	$\text{FeOOH} + 3\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	Sol hydromorphe, faible disponibilité en O_2	Solubilisation de la goethite et augmentation du Fe^{2+} en solution.
Oxydation du fer dissous	$4\text{Fe}^{2+} + \text{O}_2 + 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3 + 8\text{H}^+$	Réoxygénation du sol (drainage, assèchement)	Précipitation des hydroxydes ferriques et acidification locale du sol.
Réduction microbienne du fer	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	Bactéries réductrices (ex. <i>Geobacter</i>), absence d' O_2	Utilisation du Fe^{3+} comme accepteur final d'électrons lors de la respiration anaérobie.
Oxydation biologique du fer	$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	Bactéries oxydantes (ex. <i>Gallionella ferruginea</i>)	Formation de dépôts ferriques autour des bactéries.

Exemple 2 : Oxydo-réduction du manganèse

Tableau 18 : Oxydation et réduction du manganèse

Processus	Réaction chimique	Conditions	Conséquences
Oxydation du manganèse(II)	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{3+} + \text{e}^-$	Sol bien aéré, Eh élevé	Formation d'une forme intermédiaire peu stable.
Réduction du manganèse(IV)	$\text{Mn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	Sol saturé en eau, faible Eh	Solubilisation du manganèse et augmentation de sa mobilité.
Réduction du dioxyde de manganèse (pyrolusite)	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	Milieu réducteur, activité microbienne	Dissolution des oxydes de manganèse et libération de Mn^{2+} .
Oxydation du manganèse dissous	$2\text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$	Réoxygénation du sol, Eh élevé	Précipitation du dioxyde de manganèse et légère acidification du milieu.
Dissolution des oxydes de manganèse en milieu acide	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	pH acide et milieu réducteur	Augmentation de la concentration de Mn^{2+} en solution.
Oxydation biologique	$\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{4+} + 2\text{e}^-$	Bactéries oxydantes (<i>Leptothrix</i> , <i>Pseudomonas</i>)	Formation de dépôts d'oxydes de manganèse.
Réduction biologique	$\text{Mn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	Bactéries réductrices en absence d' O_2	Utilisation du Mn^{4+} comme accepteur final d'électrons.

5.2. Stabilité des minéraux

Les principaux facteurs chimiques de stabilité des minéraux

Tableau 19 : facteurs de stabilité des minéraux

Facteur chimique	Fonction dans la stabilité
pH du milieu	Contrôle la dissolution et la précipitation des minéraux
Potentiel d'oxydoréduction (Eh)	Détermine les états d'oxydation des éléments ($\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$, $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^{4+}$)
Activité des ions en solution	Influence l'équilibre entre dissolution et précipitation
Eau (H_2O)	Participe aux réactions d'hydrolyse et d'hydratation
Dioxyde de carbone (CO_2)	Forme l'acide carbonique et favorise certaines dissolutions
Acides organiques	Complexent des ions et accélèrent l'altération
Température	Affecte la vitesse des réactions chimiques

Chapitre 6. PROCESSUS D'ACIDIFICATION DES SOLS

6.1. Type d'acidité

Acidification : augmentation de la concentration des ions H^+ dans les solutions du sol due au lessivage des cations par des eaux de pluie chargées de gaz carbonique, aux prélèvements d'éléments nutritifs par les plantes, à l'action des engrais acidifiants (à base d'ammonium), à l'action de certains types de végétation et aux pertes d'éléments nutritifs par érosion. Elle s'exprime par une diminution du pH.

Acidité actuelle (active, réelle) : acidité correspondant aux ions H^+ libres présents dans la solution du sol. Elle est mesurée par le pH_{eau} .

Acidité échangeable (de réserve) : acidité résultant de la libération dans la solution du sol, en présence d'un sel (p.e KCl) d'ions H^+ absorbés sur le **complexe argilo-humique**. Elle est mesurée par le pH_{KCl} . Leur différence est indicative du **pouvoir tampon** du sol vis-à-vis des variations du pH du sol, c'est-à-dire la résistance au changement du pH du sol, laquelle est contrôlée par la quantité de matière organique et d'argile.

6.2. Conséquence du pH sur la disponibilité des éléments nutritifs

Les pHs neutres sont les mieux indiqués pour la disponibilité des éléments nutritifs.

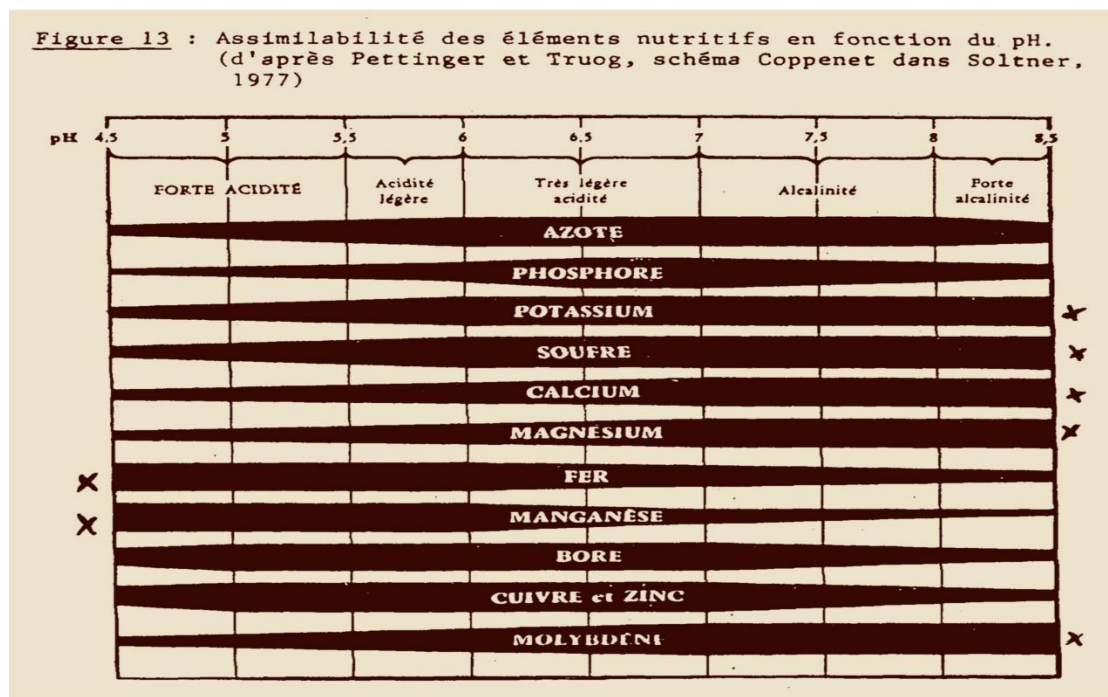


Figure 11 : disponibilités des éléments nutritifs des plantes en fonction du pH

6.3. Causes de l'acidité

L'acidité du sol est un problème réel au Burundi. La carte ci-dessous montre la distribution de l'acidité au Burundi.

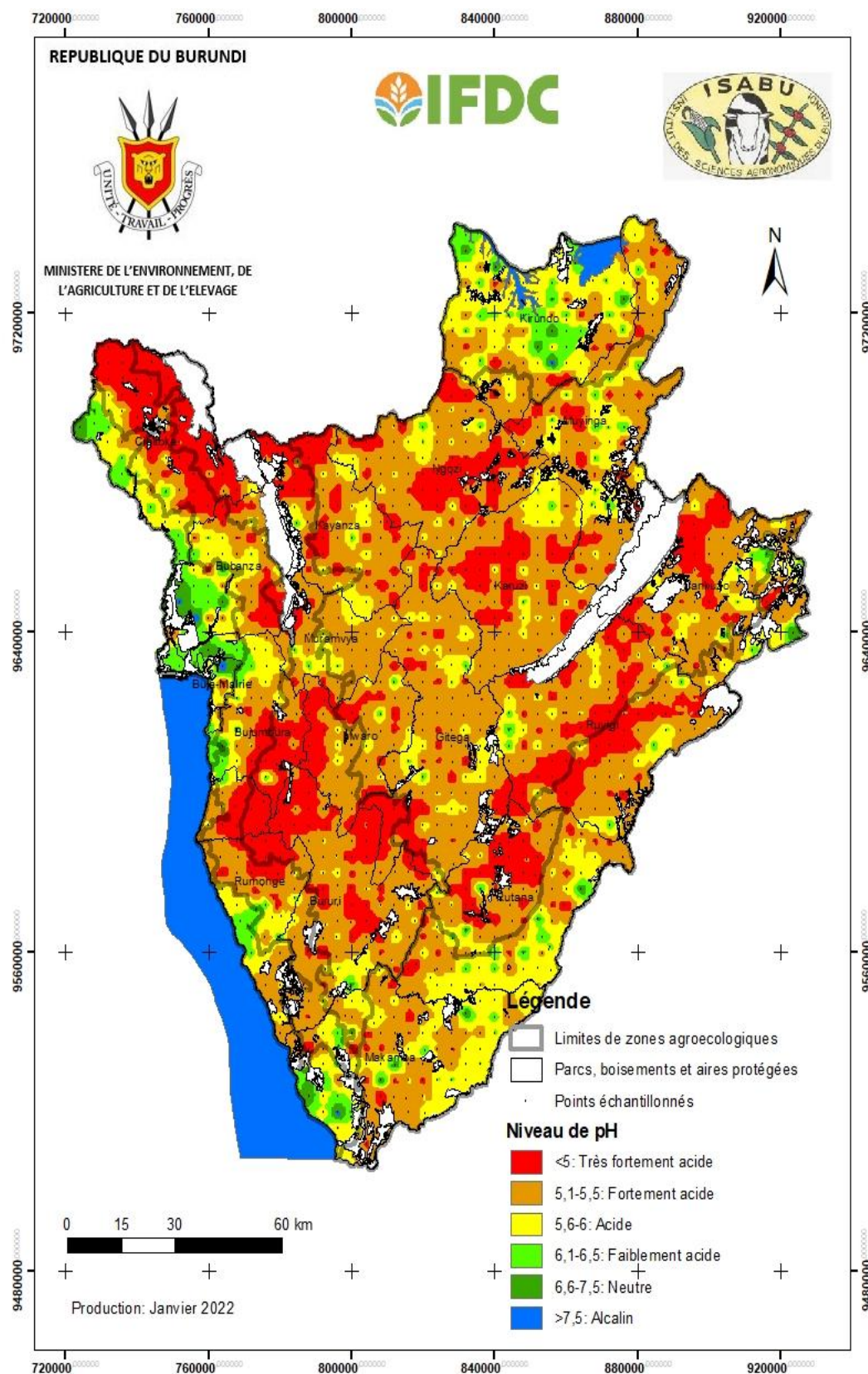


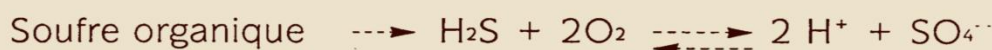
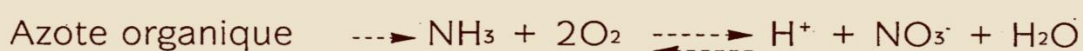
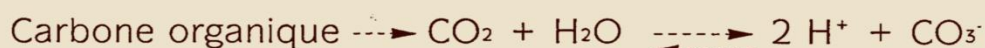
Figure 12 : Carte d'acidité du Burundi

Les causes de cette acidité sont multiples

a) Minéralisation de la matière organique

La synthèse de nitrate à partir d'engrais chimiques ou à partir de la matière organique conduit dans chacun des cas à la production d'H⁺, et donc à l'acidification.

La matière organique n'est pas constituée uniquement d'azote (N), mais aussi de carbone (C) et de soufre (S), qui conduisent aussi par dégradation à former des acides selon les réactions suivantes (oxydations) :



La décomposition de la matière organique est donc une source d'acidification légèrement tamponnée par le fait qu'elle est aussi une source de calcium et de magnésium (relativement faible : 1 à 2% de CaO et MgO).

b) Acidification par les engrais

Certains engrais sont acidifiants d'autres sont basifiants. Le paramètre équivalent en bases détermine la quantité de CaCO₃ gagnée ou perdue par l'application de 100kg d'engrais. Si c'est positif, l'engrais est acidifiant et si c'est négatif l'engrais est basifiant.

Tableau 20 : le pouvoir acidifiant des engrais

Engrais	Formule chimique	Forme principale des éléments nutritifs	Pouvoir acidifiant	Équivalent en bases (kg CaCO ₃ / 100 kg d'engrais)
Sulfate d'ammonium	(NH ₄) ₂ SO ₄	NH ₄ ⁺	Très élevé	110
Chlorure d'ammonium	NH ₄ Cl	NH ₄ ⁺	Très élevé	128
Nitrate d'ammonium	NH ₄ NO ₃	NH ₄ ⁺ + NO ₃ ⁻	Élevé	60
Urée	CO(NH ₂) ₂	NH ₂ (→ NH ₄ ⁺)	Élevé	80
Solution azotée (UAN)	Urée + NH ₄ NO ₃	NH ₄ ⁺ + NO ₃ ⁻ + urée	Moyen à élevé	40–60
Phosphate diammonique (DAP)	(NH ₄) ₂ HPO ₄	NH ₄ ⁺ + HPO ₄ ²⁻	Moyen	≈ 55
Superphosphate triple (TSP)	Ca(H ₂ PO ₄) ₂ ·H ₂ O	H ₂ PO ₄ ⁻ + Ca ²⁺	Faible à nul	≈ 0

Engrais	Formule chimique	Forme principale des éléments nutritifs	Pouvoir acidifiant	Équivalent en bases (kg CaCO ₃ / 100 kg d'engrais)
Nitrate de calcium	Ca(NO ₃) ₂	NO ₃ ⁻ + Ca ²⁺	Faible à nul	0 à -20 (effet légèrement basique)
Nitrate de potassium	KNO ₃	NO ₃ ⁻ + K ⁺	Très faible	≈ 0

Plus précisément les valeurs d'équivalent en base sont données par la figure ci-dessous

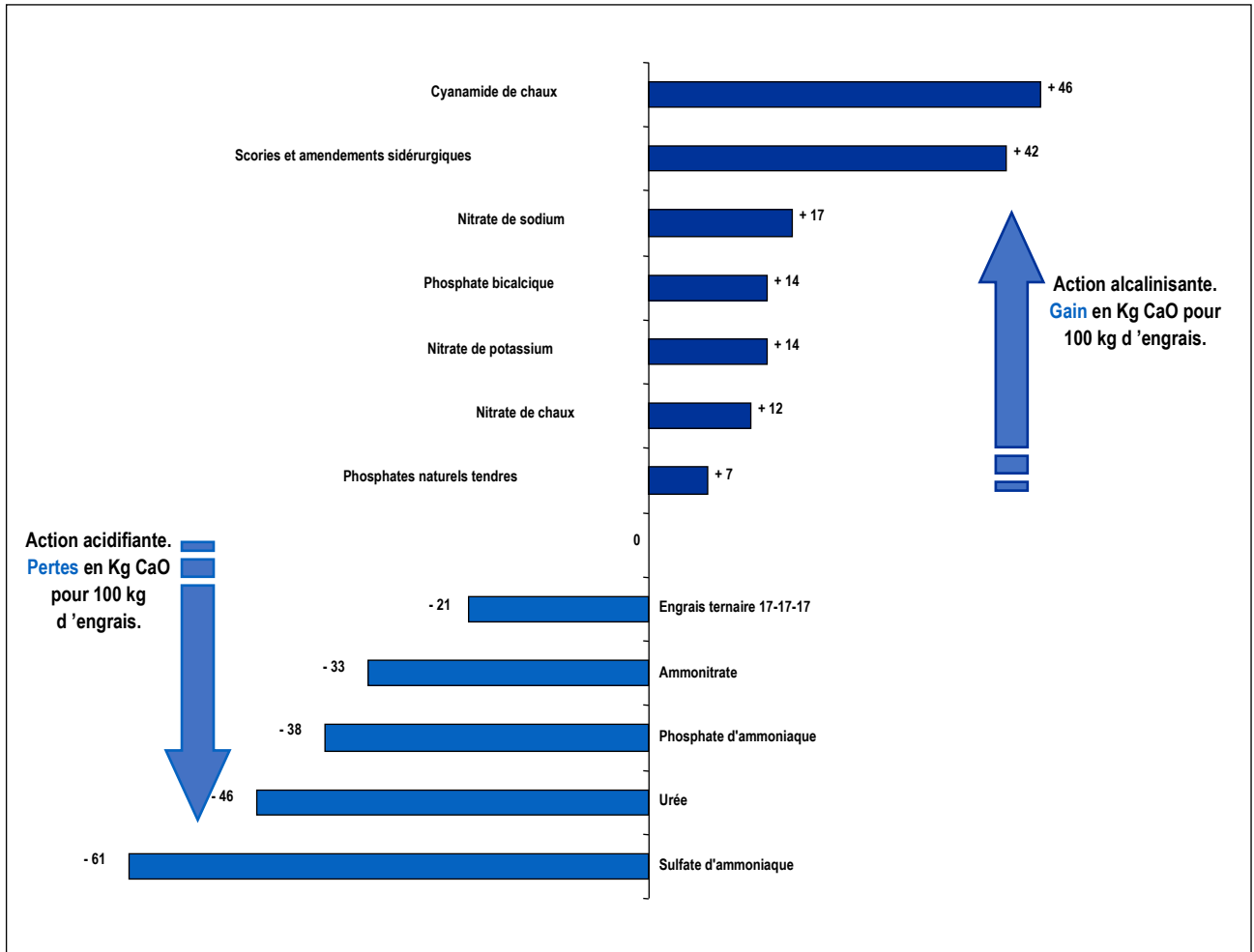


Figure 13 : Equivalent base des principaux engrais

c) Excrétion d'H⁺ par les racines

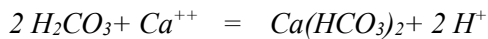
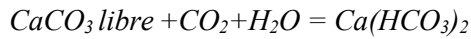
Les plantes absorbent des cations tels que :

- NH₄⁺ (ammonium)
- K⁺ (potassium)
- Ca²⁺ (calcium)
- Mg²⁺ (magnésium)

Pour maintenir leur neutralité électrique, les racines libèrent des ions H⁺ dans le sol.

d) Lixiviation des bicarbonates

La lixiviation des bicarbonates est le processus par lequel les ions bicarbonate (HCO_3^-) dissous dans l'eau du sol sont entraînés vers les horizons profonds ou hors du profil du sol par les eaux de pluie ou d'irrigation. Ce phénomène est généralement accompagné du transport de cations basiques tels que le calcium (Ca^{2+}), le magnésium (Mg^{2+}), le potassium (K^+) et le sodium (Na^+).



e) exportation par les plantes

L'exportation des cultures constitue un puit de cations ce qui entraîne une diminution de pH. Le tableau ci-dessous montre la quantité de CaO et de MgO exportée par les différentes cultures.

Figure 8 : Exportation par les récoltes

Récoltes (rend. moyen)	CaO (kg/ha)	MgO (kg/ ha)
Céréales	40 à 70	20 à 30
Betteraves	150 à 220	50 à 70
Pommes de terre	100 à 180	30 à 45
Luzerne	300 à 350	40 à 60
Prairies	50 à 75	25 à 40
Maïs	60 à 80	30 à 50

f) Lessivage des cations

Les pertes de calcium dépendent en premier lieu de l'intensité du drainage du sol.

Le lessivage est d'autant plus important que la pluviosité est forte et l'évaporation faible.

Ces pertes sont particulièrement importantes sur sol calcaire, sur sol léger (perméable; par ex. : sol sablonneux). En effet, plus la percolation des eaux de pluie est facile, plus grand est le lessivage des éléments nutritifs et plus spécialement celui du calcium.

En général, les pertes par lessivage en magnésium sont moins importantes que celles en calcium, le magnésium occupant des sites plus stables dans le complexe argilo-

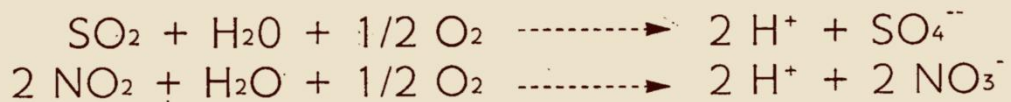
Figure 7 : Pertes par le lessivage

Type de sols	CaO (kg/ha)	MgO (kg/ ha)
Sols acides	200 à 300	20 à 40
Sols neutres	300 à 400	20 à 40
Sols calcaires	600	20 à 40

Pertes moyennes : 330 à 460 kg CaO/ ha/ an

g) Pluies acides

Lors des précipitations, ces gaz vont se transformer selon les réactions suivantes :



On a déjà mesuré des eaux de pluie avec des pH de 2.

Du fait, entre autres, des pluies acides, les sols ont aujourd'hui des besoins plus importants en chaux que précédemment.

Pertes Moyennes: 0 à 50 kg CaO/ ha/ an

- Un pH faible correspond à une forte concentration d'ions hydrogène (H^+) dans la solution du sol.
- Dans les sols acides, l'aluminium (Al) joue un rôle déterminant dans les réactions chimiques et dans l'acidité du sol.
- L'aluminium est l'un des principaux constituants des sols minéraux. Il est présent principalement sous forme : d'aluminosilicates (argiles et feldspaths) ; d'oxydes et d'hydroxydes d'aluminium.
- Lorsque les ions H^+ sont adsorbés sur les surfaces des colloïdes du sol, ils ne demeurent pas longtemps sous forme échangeable.
- Les ions H^+ attaquent progressivement les minéraux aluminosilicatés par dissolution, ce qui entraîne la libération d'ions aluminium (Al^{3+}) dans la solution du sol.
- Les ions Al^{3+} libérés sont ensuite adsorbés sur les sites d'échange cationique des colloïdes du sol (argiles et matière organique).
- Un équilibre dynamique s'établit entre les ions Al^{3+} adsorbés sur les colloïdes et les ions Al^{3+} présents dans la solution du sol.
- À mesure que le pH diminue, la solubilité de l'aluminium augmente, ce qui accroît la concentration d' Al^{3+} dans la solution du sol.
- L'aluminium échangeable constitue ainsi une source importante d'acidité, car les ions Al^{3+} peuvent subir une hydrolyse et libérer de nouveaux ions H^+ , ce qui entretient et renforce l'acidité du sol.

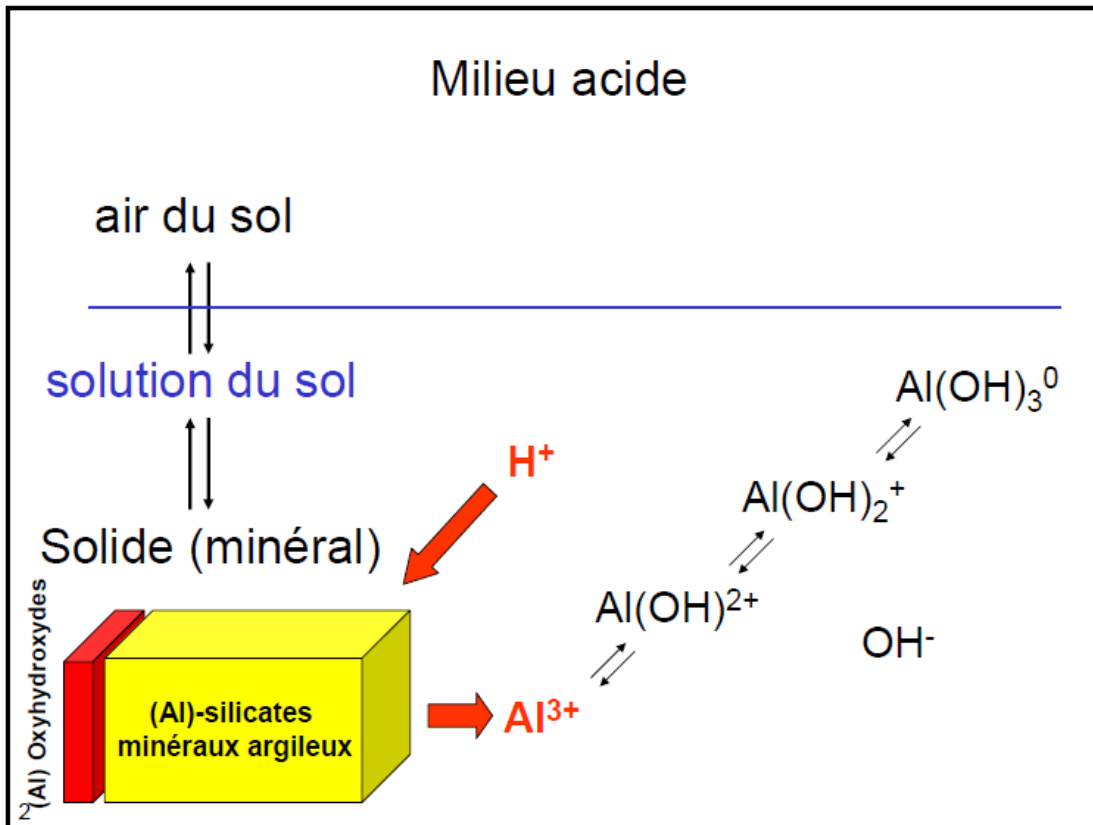


Figure 14 : le rôle de l'aluminium dans les sols acides

Conséquences sur le sol : Augmentation de la concentration en H^+ dans la solution du sol entraîne la diminution du pH du sol ce qui augmente l'aluminium échangeable et soluble. Il y a alors remplacement progressif des cations nutritifs (Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+) sur le complexe adsorbant et diminution continue du pH.

Tout mécanisme qui conduit au gain de H^+ et de Al^{3+} ou à la perte de Ca^{2+} , Mg^{2+} conduit à l'acidification du sol

6.4. Pouvoir tampon du sol

Le **pouvoir tampon du sol** est la capacité du sol à **résister aux variations de pH** lorsqu'on y ajoute des substances acides ou basiques. Autrement dit, un sol possédant un fort pouvoir tampon subit de faibles variations de pH malgré l'apport d'acides ou de bases.

Cette propriété est essentielle, car le pH contrôle la disponibilité des éléments nutritifs, l'activité des microorganismes et la croissance des plantes.

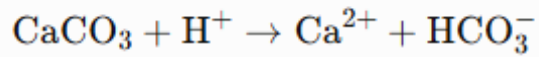
Les principaux mécanismes de pouvoir tampon sont :

1. Echange de cations par les **colloïdes du sol (argiles et humus)** : Les colloïdes possèdent des charges négatives capables d'adsorber des cations. Exemple : $Col-Ca + 2H^+ \leftrightarrow Col-2H + Ca^{2+}$

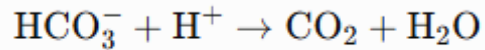
L'adsorption et la désorption des cations limitent les variations de pH. C'est le système tampon le plus important des sols cultivés.

2. **Le système carbonate–bicarbonate** : Présent surtout dans les sols calcaires.

Les réactions principales sont :

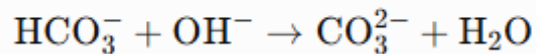


Puis



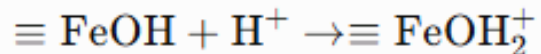
Le carbonate neutralise les acides.

Lorsque le pH augmente :



3. **Hydroxydes de fer et d'aluminium** : Importants dans les sols tropicaux. Ils fixent ou libèrent des protons par protonation et déprotonation.

En milieu acide :



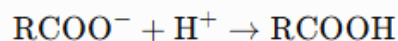
En milieu basique :



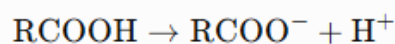
Ces réactions tamponnent les variations de pH.

4. **Matière organique** : Les groupements fonctionnels (carboxyles et phénols) peuvent capter ou libérer des protons.

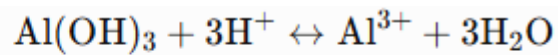
Protonation



Déprotonation



5. Dissolution ou précipitation de Al^{3+} :



Ces réactions sont lentes mais importantes à long terme.

Importance agronomique : Le pouvoir tampon joue un rôle fondamental en agriculture car il : i) stabilise le pH du sol ; ii) protège les plantes contre les changements brusques d'acidité ou d'alcalinité; iii) régule la disponibilité des éléments nutritifs ; iv) limite la toxicité de l'aluminium (Al^{3+}) et du manganèse (Mn^{2+}) dans les sols acides ; v) améliore l'efficacité des amendements calcaires et des engrais ; vi) favorise l'activité biologique et la stabilité des communautés microbiennes.

Chapitre 7. LES PROCESSUS DE SALINISATION, DE SODISATION ET D'ALCALINISATION DES SOLS.

7.1. Principes de formation des sols salins, sodiques et salino-sodiques

7.1.1. Paramètres importants

a) Le **SAR (Sodium Adsorption Ratio)** ou **Rapport d'Adsorption du Sodium (RAS)** est un indice qui évalue le risque de sodisation d'un sol ou d'une eau d'irrigation. Il compare la concentration en sodium à celles du calcium et du magnésium.

$$SAR = \frac{[Na^+]}{\sqrt{\frac{[Ca^{2+}] + [Mg^{2+}]}{2}}}$$

où :

- $[Na^+]$ = concentration en sodium (mmol_c/L ou meq/L)
- $[Ca^{2+}]$ = concentration en calcium (mmol_c/L ou meq/L)
- $[Mg^{2+}]$ = concentration en magnésium (mmol_c/L ou meq/L)

b) L'**ESP (Exchangeable Sodium Percentage)**, ou **Pourcentage de Sodium Échangeable (PSE)**, est le pourcentage des sites d'échange cationique du sol occupés par le sodium (Na⁺). C'est l'un des principaux indicateurs utilisés pour évaluer le degré de **sodicité** d'un sol.

$$ESP = \frac{\text{Na échangeable}}{CEC} \times 100$$

où :

- **Na échangeable** = sodium adsorbé sur le complexe d'échange (cmol(+)/kg ou meq/100 g)
- **CEC** = capacité d'échange cationique du sol (cmol(+)/kg ou meq/100 g)

Tableau 21 : Critère de classification des salin, sol sodique et sol salino-sodique

Type de sol	CE (dS m ⁻¹)	ESP (%)	SAR	pH
Sol normal	< 4	< 15	< 13	6,5–7,5
Sol salin	> 4	< 15	< 13	< 8,5
Sol sodique	< 4	> 15	> 13	> 8,5
Sol salino-sodique	> 4	> 15	> 13	Généralement < 8,5 (mais peut augmenter après lessivage)

CE : conductivité électrique, taux de saturation en sodium (SAR) et pourcentage du sodium échangeable (ESP)

c) **Conductivité électrique** : mesurée directement au laboratoire

7.2.2. Principaux processus de formation

1. Évaporation intense : Caractéristique des régions arides et semi-arides. Les précipitations sont insuffisantes pour entraîner les sels en profondeur. L'eau remonte par capillarité depuis la nappe phréatique. En s'évaporant, elle laisse les sels s'accumuler dans les horizons superficiels.

Conséquence : → Formation des **sols salins**.

2. Remontée capillaire d'une nappe saline : Lorsque la nappe phréatique est peu profonde (moins de 2 m) : l'eau remonte par capillarité ; elle transporte des sels dissous ; l'évaporation concentre ces sels à la surface. Ce mécanisme est l'une des principales causes de salinisation des terres irriguées.

3. Mauvais drainage : Lorsque le drainage est insuffisant : les sels ne sont plus évacués ; ils s'accumulent progressivement dans le profil. Les causes peuvent être : couche imperméable ; nappe phréatique élevée ; absence de drainage artificiel.

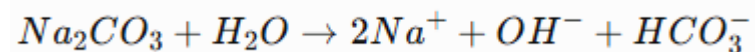
4. Irrigation avec une eau salée : L'eau d'irrigation contient toujours une certaine quantité de sels.

5. Altération des roches : Certaines roches renferment naturellement : Na, Ca, Mg, Cl, SO₄. Leur altération libère ces ions qui peuvent s'accumuler lorsque le climat est sec.

6. Remplacement du calcium par le sodium : Le sodium devient progressivement le cation dominant. Le complexe adsorbant se disperse. Le sol devient **sodique**.



7. Hydrolyse du sodium : Le carbonate de sodium est particulièrement responsable de l'alcalinisation.



Les ions **OH⁻** augmentent le pH. Le sol devient fortement alcalin.

7.2. Comparaison des sols salins, sols sodiques, sols salino-sodiques et sol alcalins

Tableau 22 : comparaison entre sol salin, sol sodique, sol salino-sodique et sol alcalin

Caractéristiques	Sol salin	Sol sodique (alcalin)	Sol salino-sodique	Sol alcalin (au sens chimique)
Définition	Sol contenant une forte concentration de sels solubles.	Sol où le sodium échangeable domine le complexe adsorbant.	Sol présentant à la fois une forte salinité et une forte sodicité.	Sol dont le pH est élevé ($> 7,5$), généralement en raison de carbonates ou bicarbonates.
pH	$< 8,5$ (généralement 7,0–8,5)	$> 8,5$ (souvent 8,5–10,5)	Variable (souvent $< 8,5$ tant que les sels sont présents)	$> 7,5$ (souvent 8–10)
Conductivité électrique (CEe)	$> 4 \text{ dS m}^{-1}$	$< 4 \text{ dS m}^{-1}$	$> 4 \text{ dS m}^{-1}$	Variable
ESP (% sodium échangeable)	$< 15 \%$	$> 15 \%$	$> 15 \%$	Variable
SAR (Sodium Adsorption Ratio)	Faible à modéré	> 13	> 13	Variable
Ion dominant	Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-}	Na^+	Na^+ accompagné de nombreux sels	CO_3^{2-} , HCO_3^- et souvent Na^+
Sels dominants	NaCl , Na_2SO_4 , CaSO_4 , MgSO_4	Na_2CO_3 , NaHCO_3	NaCl , Na_2SO_4 , Na_2CO_3	Carbonates et bicarbonates
Structure du sol	Généralement stable	Très dégradée	Moyennement stable	Souvent dégradée si le sodium est élevé
Dispersion des argiles	Faible	Très importante	Faible tant que les sels sont présents	Variable
Infiltration de l'eau	Normale à légèrement réduite	Très faible	Moyenne à faible	Souvent faible
Perméabilité	Bonne à moyenne	Très faible	Moyenne	Faible
Croûte de surface	Rare	Fréquente	Possible	Possible
Effet principal sur les plantes	Stress osmotique	Toxicité du sodium et mauvaise structure	Stress osmotique + toxicité sodique	Carences en Fe, Zn, Mn, P
Disponibilité des nutriments	Généralement peu affectée	Faible disponibilité des micronutriments	Réduite	Faible disponibilité de Fe, Mn, Zn et P

Caractéristiques	Sol salin	Sol sodique (alcalin)	Sol salino-sodique	Sol alcalin (au sens chimique)
Aspect du sol	Dépôts blanchâtres de sels	Surface sombre ou compacte, peu de dépôts salins	Dépôts salins avec structure encore relativement stable	Variable
Problème principal	Excès de sels	Excès de sodium échangeable	Salinité + sodicité	pH élevé
Principales cultures affectées	Cultures sensibles au sel	Presque toutes les cultures	Presque toutes les cultures	Cultures sensibles aux carences induites
Amendement recommandé	Lessivage avec une eau de bonne qualité et drainage	Gypse ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) puis lessivage	Gypse suivi d'un lessivage efficace	Amendements acidifiants, matière organique, selon la cause de l'alcalinité

7.3. Correction de la salinité et de la sodicité

7.3.2. Application de la gypse

Objectif : Remplacer le sodium échangeable par le calcium, puis éliminer le sodium libéré par lessivage.

Principe : Le calcium, apporté le plus souvent sous forme de **gypse** ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), remplace le sodium adsorbé sur le complexe d'échange.

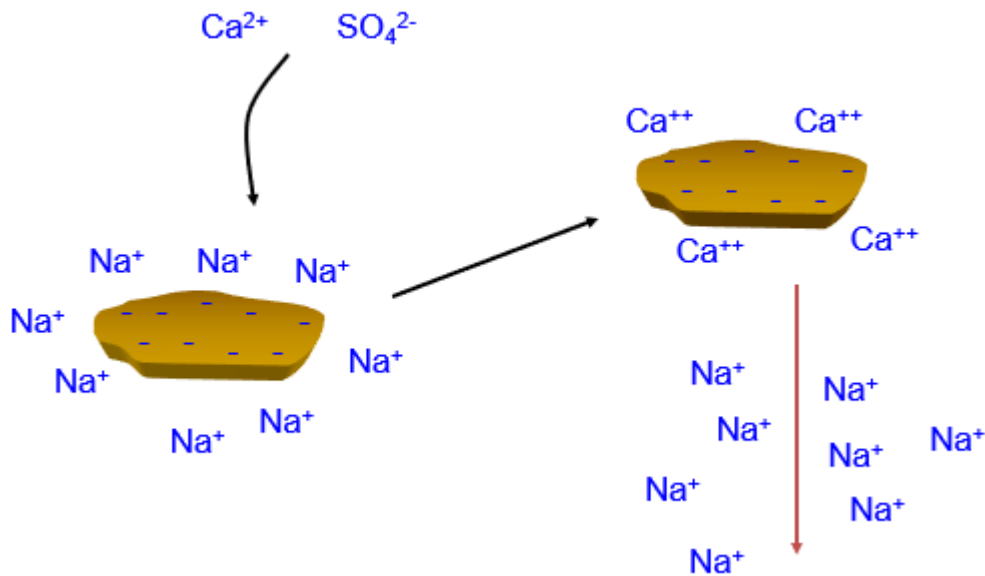


Figure 15 : remplacement de Na^+ par Ca^{2+} dans un sol sodique

7.3.2. Apport de la matière organique

La matière organique contribue à la réhabilitation des sols en: améliorant la stabilité des agrégats ; augmentant la porosité ; favorisant l'infiltration de l'eau ; stimulant l'activité biologique ; améliorant la capacité d'échange cationique (CEC) et en limitant la dispersion des argiles.

7.3.3. Autres produits utilisés

- Soufre élémentaire (S), lorsque le sol contient du CaCO_3 .
- Acide sulfurique (H_2SO_4), principalement en agriculture irriguée.

Chapitre 8. CONCLUSION

La chimie du sol est une discipline fondamentale des sciences du sol qui permet de comprendre les réactions chimiques régissant la fertilité, la disponibilité des éléments nutritifs, les échanges ioniques, les équilibres acido-basiques, les phénomènes d'adsorption et de désorption, ainsi que les interactions entre les constituants minéraux, organiques et biologiques du sol. Ces connaissances sont indispensables pour interpréter le comportement des sols face aux pratiques agricoles et aux changements environnementaux.

La maîtrise de la chimie du sol constitue un préalable essentiel à toute stratégie de fertilisation raisonnée. En effet, la connaissance des propriétés chimiques du sol, notamment le pH, la capacité d'échange cationique, le pouvoir tampon, la teneur en matière organique et la disponibilité des éléments nutritifs, permet de choisir les engrais et les amendements les mieux adaptés, de déterminer les doses optimales d'application et d'améliorer leur efficacité tout en limitant les pertes par lixiviation, volatilisation ou fixation.

La chimie du sol est également une base indispensable à la conservation des sols. Elle permet de comprendre les mécanismes d'acidification, de salinisation, de sodisation, de pollution et d'appauvrissement en éléments nutritifs, afin de mettre en œuvre des pratiques de gestion durable telles que le chaulage, les amendements organiques, la gestion des résidus de culture, les rotations culturales et les techniques de conservation des eaux et des sols. Une bonne gestion chimique contribue ainsi à préserver la fertilité, la biodiversité du sol, la qualité des eaux et la productivité des agroécosystèmes.

Par ailleurs, la chimie du sol constitue un fondement essentiel de la pédologie, discipline qui étudie la formation, l'évolution, la classification et la répartition des sols. Les processus pédogénétiques, tels que l'altération des minéraux, la néoformation des argiles, les transferts de matière, l'accumulation de matière organique et les réactions d'oxydoréduction, sont gouvernés en grande partie par des mécanismes chimiques. La compréhension de ces processus est indispensable pour caractériser les différents types de sols, évaluer leurs potentialités et orienter leur utilisation de manière durable.

Dans un contexte marqué par la croissance des besoins alimentaires, les changements climatiques et la dégradation des terres, les connaissances en chimie du sol représentent un outil stratégique pour relever les défis de l'agriculture moderne. Elles permettent de concilier l'amélioration de la productivité agricole avec la préservation des ressources naturelles et la protection de l'environnement.

En définitive, la chimie du sol ne constitue pas seulement une discipline scientifique à part entière ; elle représente le socle de la fertilisation raisonnée, de la conservation durable des sols et de la pédologie. Sa maîtrise est indispensable à la gestion durable des terres, à la sécurité alimentaire, à la protection des écosystèmes et au développement d'une agriculture productive, résiliente et respectueuse de l'environnement.

BIBLIOGRAPHIE

- Baize, D. (2000). Guide des analyses en pédologie. INRA Éditions.
- Bohn, H. L., McNeal, B. L., & O'Connor, G. A. (2001). Soil Chemistry (3rd ed.). John Wiley & Sons.
- Brady, N. C., & Weil, R. R. (2016). The Nature and Properties of Soils (15th ed.). Pearson.
- Calvet, R. (2003). Le sol : propriétés et fonctions. Dunod.
- Chamayou, H., & Legros, J.-P. (1989). *Les bases physiques, chimiques et minéralogiques de la science du sol*. Presses Universitaires de France.
- Girard, M.-C., Walter, C., Rémy, J.-C., Berthelin, J., & Morel, J.-L. (2005). Sols et environnement (2e éd.). Dunod.
- Havlin, J. L., Tisdale, S. L., Nelson, W. L., & Beaton, J. D. (2014). Soil Fertility and Fertilizers (8th ed.). Pearson.
- Lindsay, W. L. (1979). Chemical Equilibria in Soils. John Wiley & Sons.
- McBride, M. B. (1994). Environmental Chemistry of Soils. Oxford University Press.
- Musy, A., & Soutter, M. (1991). Physique du sol. Presses Polytechniques et Universitaires Romandes.
- Soltner, D. (2005). Les bases de la production végétale : Le sol. Collection Sciences et Techniques Agricoles.
- Sparks, D. L. (2003). Environmental Soil Chemistry (2nd ed.). Academic Press.
- Sposito, G. (2008). The Chemistry of Soils (2nd ed.). Oxford University Press.
- Stevenson, F. J. (1994). Humus Chemistry: Genesis, Composition, Reactions (2nd ed.). John Wiley & Sons.
- Stumm, W., & Morgan, J. J. (1996). Aquatic Chemistry (3rd ed.). John Wiley & Sons.
- Sumner, M. E. (Ed.). (2000). Handbook of Soil Science. CRC Press.
- USDA. (1954). Diagnosis and Improvement of Saline and Alkali Soils (Agriculture Handbook No. 60). U.S. Department of Agriculture.
- Van Breemen, N., Mulder, J., & Driscoll, C. T. (1983). Acidification and alkalinization of soils. *Plant and Soil*, 75(2–3), 283–308.

ANNEXE1: Cations minéraux du sol

Cation	Formule chimique	Catégorie	Rôle principal dans le sol et pour les plantes
Hydrogène	H ⁺	Cation majeur	Contrôle l'acidité (pH) du sol
Calcium	Ca ²⁺	Macronutriment	Développement des parois cellulaires, structure du sol
Magnésium	Mg ²⁺	Macronutriment	Constituant central de la chlorophylle
Potassium	K ⁺	Macronutriment	Régulation osmotique et activité enzymatique
Sodium	Na ⁺	Cation alcalin	Généralement peu essentiel ; excès nuisible à la structure du sol
Ammonium	NH ₄ ⁺	Forme azotée	Source d'azote assimilable par les plantes
Fer	Fe ²⁺ , Fe ³⁺	Oligoélément	Impliqué dans les réactions enzymatiques
Manganèse	Mn ²⁺	Oligoélément	Intervient dans les réactions biologiques
Aluminium	Al ³⁺	Cation acide	Peut devenir toxique dans les sols acides
Zinc	Zn ²⁺	Oligoélément	Essentiel à la croissance des plantes
Cuivre	Cu ²⁺	Oligoélément	Activité enzymatique
Cobalt	Co ²⁺	Oligoélément	Important pour certains microorganismes
Nickel	Ni ²⁺	Oligoélément	Impliqué dans certaines réactions enzymatiques

ANNEXE 2 : Anions minéraux du sol

Anion	Formule chimique	Catégorie	Observation
Nitrate	NO_3^-	Macronutriment	Principale forme d'azote assimilable par les plantes
Nitrite	NO_2^-	Intermédiaire	Produit intermédiaire des transformations de l'azote
Phosphate dihydrogéné	H_2PO_4^-	Macronutriment	Forme assimilable du phosphore en sols acides
Phosphate hydrogéné	HPO_4^{2-} ;	Macronutriment	Forme dominante du phosphore en sols neutres à alcalins
Phosphate	PO_4^{3-}	Macronutriment	Dominant dans les sols alcalins
Sulfate	SO_4^{2-}	Macronutriment	Source de soufre pour les plantes
Sulfite	SO_3^{2-}	Intermédiaire	Forme intermédiaire dans les réactions du soufre
Chlorure	Cl^-	Micronutriment	Régulation osmotique et équilibre ionique
Bicarbonate	HCO_3^-	Anion majeur	Influence le pH et l'alcalinité
Carbonate	CO_3^{2-}	Anion majeur	Important dans les sols calcaires et alcalins
Hydroxyde	OH^-	Anion basique	Contrôle l'alcalinité du milieu
Fluorure	F^-	Oligoélément	Présent à faibles concentrations
Borate	B(OH)_4^-	Micronutriment	Source de bore pour les plantes
Molybdate	MoO_4^{2-}	Micronutriment	Impliqué dans le métabolisme de l'azote
Silicate	SiO_4^{4-}	Anion minéral	Intervient dans la formation des minéraux secondaires
Bisilicate	HSiO_3^-	Anion minéral	Forme dissoute de la silice dans certains sols
Chromate	CrO_4^{2-}	Élément trace	Présent dans certains sols contaminés
Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Élément trace	Présent dans des milieux particuliers
Séléniate	SeO_4^{2-}	Élément trace	Source de sélénium
Sélénite	SeO_3^{2-}	Élément trace	Forme du sélénium dans le sol
Permanganate	MnO_4^-	Rare	Peut apparaître dans certaines réactions d'oxydation
Arséniate	AsO_4^{3-}	Élément trace	Peut être toxique à fortes concentrations

ANNEXE 3 : Ions organiques dissous

Ion organique	Formule chimique	Type	Origine principale	Rôle dans le sol
Acétate	CH_3COO^-	Anion organique	Décomposition de la matière organique	Source de carbone pour les microorganismes
Formiate	HCOO^-	Anion organique	Dégradation microbienne	Intervient dans certaines réactions biologiques
Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Anion organique	Exsudats racinaires, décomposition végétale	Complexe Fe, Al, Ca ; favorise l'altération des minéraux
Citrate	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	Anion organique	Exsudats racinaires	Solubilisation du phosphore et complexation des métaux
Malate	$\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_5^-$	Anion organique	Exsudats racinaires	Mobilisation des nutriments
Tartrate	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$	Anion organique	Matière organique	Complexation des métaux
Lactate	$\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$	Anion organique	Activité microbienne	Source d'énergie pour les microorganismes
Humate	Variable	Anion organique	Acides humiques	Rétention des nutriments et complexation métallique
Fulvate	Variable	Anion organique	Acides fulviques	Transport des éléments nutritifs
Aminoacides ionisés	Variable	Cation/anion selon le pH	Décomposition biologique	Source d'azote et participation aux échanges ioniques
Ammonium organique quaternaire	R_4N^+	Cation organique	Matière organique	Échanges ioniques et activité biologique

ANNEXE 4 : sucres dissous

Sucre dissous	Formule chimique	Type	Origine principale	Rôle dans le sol
Glucose	$C_6H_{12}O_6$	Monosaccharide	Exsudats racinaires, décomposition organique	Source d'énergie pour les microorganismes
Fructose	$C_6H_{12}O_6$	Monosaccharide	Résidus végétaux	Métabolisme microbien
Galactose	$C_6H_{12}O_6$	Monosaccharide	Dégradation des polysaccharides	Source de carbone
Saccharose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Disaccharide	Exsudats racinaires	Nutrition microbienne
Maltose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Disaccharide	Dégradation de l'amidon	Source énergétique
Lactose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Disaccharide	Matières organiques animales	Source de carbone
Cellobiose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Disaccharide	Dégradation de la cellulose	Intermédiaire de décomposition
Xylose	$C_5H_{10}O_5$	Monosaccharide	Dégradation des hémicelluloses	Source d'énergie

ANNEXE 4 : TP/Exercices de chimie du sol

1. Exercice sur la force ionique et activité ionique

Une analyse de la solution d'un sol agricole fournit les concentrations suivantes :

Ion	Concentration (mol·L ⁻¹)	Charge (z)
Ca ²⁺	0,0020	+2
Mg ²⁺	0,0015	+2
K ⁺	0,0030	+1
Na ⁺	0,0025	+1
Al ³⁺	0,0002	+3
H ₂ PO ₄ ⁻	0,0008	-1
NO ₃ ⁻	0,0050	-1
SO ₄ ²⁻	0,0015	-2
Cl ⁻	0,0044	-1

6. Calculer la force ionique de la solution.

7. Calculer le coefficient d'activité de :

- K⁺
- Ca²⁺
- Mg²⁺
- Al³⁺
- H₂PO₄⁻

8. Calculer l'activité de chacun de ces ions.

9. Classer les ions selon leur coefficient d'activité.

10. Expliquer pourquoi les ions trivalents sont plus affectés que les ions monovalents.

2. Exercice sur les phosphates

A Partir des points suivants faire une courbe montrant les différents types de phosphates en fonction du pH. Discuter la figure obtenue

Point	pH	H ₃ PO ₄ (%)	H ₂ PO ₄ ⁻ (%)	HPO ₄ ²⁻ (%)	PO ₄ ³⁻ (%)
1	0	99,3	0,7	0	0
2	0,141	99,03	0,97	0	0
3	0,283	98,66	1,34	0	0
4	0,424	98,15	1,85	0	0
5	0,566	97,46	2,54	0	0
6	0,707	96,52	3,48	0	0
7	0,848	95,24	4,76	0	0
8	0,99	93,53	6,47	0	0
9	1,131	91,26	8,74	0	0
10	1,273	88,29	11,71	0	0
11	1,414	84,48	15,52	0	0
12	1,556	79,72	20,28	0	0

Point	pH	H ₃ PO ₄ (%)	H ₂ PO ₄ ⁻ (%)	HPO ₄ ²⁻ (%)	PO ₄ ³⁻ (%)
13	1,697	73,95	26,05	0	0
14	1,838	67,21	32,79	0	0
15	1,98	59,67	40,33	0	0
16	2,121	51,66	48,34	0	0
17	2,263	43,55	56,45	0	0
18	2,404	35,78	64,22	0	0
19	2,545	28,69	71,31	0	0
20	2,687	22,51	77,49	0	0
21	2,828	17,34	82,66	0	0
22	2,97	13,15	86,84	0,01	0
23	3,111	9,86	90,13	0,01	0
24	3,253	7,32	92,67	0,01	0
25	3,394	5,39	94,59	0,01	0
26	3,535	3,95	96,03	0,02	0
27	3,677	2,89	97,08	0,03	0
28	3,818	2,1	97,86	0,04	0
29	3,96	1,53	98,42	0,06	0
30	4,101	1,11	98,82	0,08	0
31	4,242	0,8	99,09	0,11	0
32	4,384	0,58	99,27	0,15	0
33	4,525	0,42	99,37	0,21	0
34	4,667	0,3	99,41	0,29	0
35	4,808	0,22	99,38	0,4	0
36	4,949	0,16	99,28	0,56	0
37	5,091	0,11	99,12	0,77	0
38	5,232	0,08	98,85	1,06	0
39	5,374	0,06	98,47	1,47	0
40	5,515	0,04	97,93	2,02	0
41	5,657	0,03	97,19	2,78	0
42	5,798	0,02	96,17	3,81	0
43	5,939	0,02	94,78	5,2	0
44	6,081	0,01	92,93	7,06	0
45	6,222	0,01	90,47	9,52	0
46	6,364	0,01	87,27	12,72	0
47	6,505	0	83,2	16,8	0
48	6,646	0	78,15	21,85	0
49	6,788	0	72,09	27,91	0
50	6,929	0	65,1	34,9	0
51	7,071	0	57,39	42,61	0
52	7,212	0	49,3	50,7	0
53	7,354	0	41,25	58,75	0
54	7,495	0	33,64	66,35	0

Point	pH	H ₃ PO ₄ (%)	H ₂ PO ₄ ⁻ (%)	HPO ₄ ²⁻ (%)	PO ₄ ³⁻ (%)
55	7,636	0	26,8	73,2	0
56	7,778	0	20,91	79,09	0
57	7,919	0	16,03	83,97	0
58	8,061	0	12,11	87,88	0
59	8,202	0	9,05	90,94	0,01
60	8,343	0	6,7	93,29	0,01
61	8,485	0	4,93	95,05	0,01
62	8,626	0	3,61	96,37	0,02
63	8,768	0	2,63	97,34	0,03
64	8,909	0	1,92	98,05	0,04
65	9,051	0	1,39	98,56	0,05
66	9,192	0	1,01	98,92	0,07
67	9,333	0	0,73	99,17	0,1
68	9,475	0	0,53	99,34	0,13
69	9,616	0	0,38	99,44	0,18
70	9,758	0	0,28	99,47	0,25
71	9,899	0	0,2	99,45	0,35
72	10,04	0	0,14	99,37	0,49
73	10,182	0	0,1	99,22	0,67
74	10,323	0	0,07	98,99	0,93
75	10,465	0	0,05	98,66	1,28
76	10,606	0	0,04	98,19	1,77
77	10,747	0	0,03	97,54	2,44
78	10,889	0	0,02	96,64	3,34
79	11,03	0	0,01	95,42	4,57
80	11,172	0	0,01	93,77	6,22
81	11,313	0	0,01	91,58	8,41
82	11,455	0	0	88,71	11,29
83	11,596	0	0	85,02	14,98
84	11,737	0	0	80,38	19,61
85	11,879	0	0	74,74	25,26
86	12,02	0	0	68,12	31,88
87	12,162	0	0	60,68	39,32
88	12,303	0	0	52,7	47,3
89	12,444	0	0	44,58	55,42
90	12,586	0	0	36,75	63,25
91	12,727	0	0	29,55	70,45
92	12,869	0	0	23,25	76,75
93	13,01	0	0	17,95	82,05
94	13,152	0	0	13,64	86,36
95	13,293	0	0	10,24	89,76
96	13,434	0	0	7,61	92,39

Point	pH	H ₃ PO ₄ (%)	H ₂ PO ₄ ⁻ (%)	HPO ₄ ²⁻ (%)	PO ₄ ³⁻ (%)
97	13,576	0	0	5,61	94,39
98	13,717	0	0	4,12	95,88
99	13,859	0	0	3,01	96,99
100	14	0	0	2,19	97,81

3. Exercices sur les carbonates

A Partir des points suivants faire une courbe montrant les différents types de phosphates en fonction du pH. Discuter la figure obtenue

Point	pH	H ₂ CO ₃ (%)	HCO ₃ ⁻ (%)	CO ₃ ²⁻ (%)
1	4,000	99,56	0,44	0,00
2	4,231	99,25	0,75	0,00
3	4,462	98,72	1,28	0,00
4	4,692	97,85	2,15	0,00
5	4,923	96,39	3,61	0,00
6	5,154	94,02	5,98	0,00
7	5,385	90,23	9,77	0,00
8	5,615	84,44	15,56	0,00
9	5,846	76,14	23,86	0,00
10	6,077	65,22	34,78	0,00
11	6,308	52,43	47,56	0,00
12	6,538	39,31	60,68	0,01
13	6,769	27,58	72,40	0,02
14	7,000	18,29	81,68	0,04
15	7,231	11,62	88,31	0,07
16	7,462	7,17	92,70	0,13
17	7,692	4,34	95,44	0,22
18	7,923	2,59	97,03	0,38
19	8,154	1,54	97,81	0,65
20	8,385	0,90	97,98	1,11
21	8,615	0,53	97,59	1,88
22	8,846	0,31	96,52	3,17
23	9,077	0,18	94,54	5,28
24	9,308	0,10	91,23	8,67
25	9,538	0,06	86,04	13,90
26	9,769	0,03	78,41	21,56
27	10,000	0,02	68,12	31,86
28	10,231	0,01	55,68	44,31
29	10,462	0,00	42,48	57,51
30	10,692	0,00	30,27	69,72
31	10,923	0,00	20,33	79,67
32	11,154	0,00	13,05	86,95
33	11,385	0,00	8,10	91,90

Point	pH	H ₂ CO ₃ (%)	HCO ₃ ⁻ (%)	CO ₃ ²⁻ (%)
34	11,615	0,00	4,93	95,07
35	11,846	0,00	2,96	97,04
36	12,077	0,00	1,76	98,24
37	12,308	0,00	1,04	98,96
38	12,538	0,00	0,61	99,39
39	12,769	0,00	0,36	99,64
40	13,000	0,00	0,21	99,79

4. Exercice : Diffusion des ions dans le sol

Dans un sol limoneux humide, les racines d'une culture de maïs absorbent continuellement le potassium (K⁺), ce qui crée un gradient de concentration entre la solution du sol et la surface des racines.

On donne les informations suivantes :

- Concentration en K⁺ dans la solution du sol : 0,80 mmol·L⁻¹
- Concentration en K⁺ à la surface des racines : 0,20 mmol·L⁻¹
- Distance moyenne entre ces deux points : 0,50 mm
- Coefficient de diffusion du K⁺ dans le sol : $2,0 \times 10^{-9} \text{ m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$

Questions

- Calculer le gradient de concentration.
- Déterminer le flux de diffusion du potassium.
- Pourquoi le flux est-il orienté vers la racine ?

5 Isothermes de Langmuir

Tracer des courbes pour les ions Na, K, Mg adsorbés sur le complexes d'échange avec le tableau ci-dessous quand les ions sont séparés. Discuter la figure obtenue

Concentration (C _e) (mmol/L)	Na ⁺ adsorbé (mmol/kg)	K ⁺ adsorbé (mmol/kg)	Mg ²⁺ adsorbé (mmol/kg)
0	0	0	0
1	4,76	9,09	16,67
2	9,09	16,67	28,57
5	20	33,33	50
10	33,33	50	66,67
20	50	66,67	80
50	71,43	83,33	90,91

Tracer des courbes pour les ions Na, K, Mg adsorbés sur le complexes d'échange avec le tableau ci-dessous quand les ions sont en compétitions. Discuter la figure obtenue.

Concentration de $\text{Na}^+ = \text{K}^+ = \text{Mg}^{2+}$ (mmol/L)	Na^+ adsorbé (mmol/kg)	K^+ adsorbé (mmol/kg)	Mg^{2+} adsorbé (mmol/kg)	Adsorption totale (mmol/kg)
0	0	0	0	0
1	3,7	7,41	14,81	25,93
2	5,88	11,76	23,53	41,18
5	9,09	18,18	36,36	63,64
10	11,11	22,22	44,44	77,78
20	12,5	25	50	87,5
50	13,51	27,03	54,05	94,59

6. Isothermes de Freundlich

Tracer des courbes pour les ions Na, K, Mg adsorbés sur le complexes d'échange avec le tableau ci-dessous quand les ions sont en compétitions. Discuter la figure obtenue.

Concentration commune (C) (mmol/L)	Na^+ adsorbé (mmol/kg)	K^+ adsorbé (mmol/kg)	Mg^{2+} adsorbé (mmol/kg)	Adsorption totale (mmol/kg)
0	0	0	0	0
1	2	4	8	14
2	3,03	6,06	12,13	21,22
5	5,25	10,51	21,01	36,77
10	7,96	15,92	31,85	55,73
20	12,07	24,14	48,27	84,48
50	20,91	41,83	83,65	146,39

7. Gestion de la sodicité

- Un sol sodique contient une quantité élevée de Na^+ échangeable. On recommande l'application de gypse $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ afin que le Ca^{2+} remplace le Na^+ sur le complexe d'échange. Si l'on estime qu'il faut remplacer 2 cmol(+) de Na^+ par kg de sol sur une profondeur de 20 cm, avec une masse volumique apparente du sol de $1,3 \text{ g/cm}^3$, calculez la quantité théorique de gypse pur à appliquer en tonnes par hectare.
- Exercice : calcul de la dose de gypse pour corriger un sol sodique
Un sol présente une teneur en Na^+ échangeable de 3 cmolc/kg. On souhaite remplacer ce sodium par le calcium apporté sous forme de gypse $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
Données :
 Na^+ échangeable = 3 cmolc/kg
Profondeur à corriger = 50 cm = 0,50 m
Densité apparente = $1,5 \text{ t/m}^3$

Surface = 1 ha = 10 000 m²

Masse molaire du gypse $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ = 172 g/mol

Pureté du gypse = 80 %