

N° d'ordre : 0055 / IST / 95



MEMOIRE

Présenté pour obtenir le grade

d'INGENIEUR DE CONCEPTION

Spécialité : Géologie

par

Abdou ILOU

**EVOLUTION DES SOLS IRRIGUES DE LA MOYENNE
VALLEE DU FLEUVE SENEGAL :**

-ASPECTS THEORIQUES

-ETUDES PAR EXPERIMENTATION.

**Soutenu publiquement le 29 Avril 1995
devant la commission d'examen composée de :**

MM. A. DIA	Président (IST)
P. BOIVIN	Rapporteur (ORSTOM)
S. FAYE	Rapporteur (Département de géologie)
F. DIOME	Examineur (IST)
A. BOURDEAU	Examineur (Département de géologie)
I. GBAGUIDI	Examineur (IST)
A. TANDIA	Examineur (Département de géologie)

A la mémoire de ma regrettée soeur Raya

REMERCIEMENTS

Ce mémoire est un travail de fin d'études du cycle de formation de l'Institut des Sciences de la Terre (IST) de l'Université Cheikh Anta Diop de Dakar. Il est présenté pour accéder au grade d'Ingénieur Géologue de Conception de l'IST.

Ce travail ne saurait aboutir sans la participation des nombreuses personnes, je saisis cette occasion pour leur témoigner ma reconnaissance et ma sympathie.

Je remercie le Professeur Abdoulaye Dia, directeur de l'Institut des Sciences de la Terre et à travers lui tout le personnel enseignant et administratif, qui a contribué à ma formation.

Je remercie Mr P. Mathieu, représentant de l'ORSTOM à Dakar de m'avoir accueilli dans son centre.

Je remercie particulièrement Mr P. Boivin, chargé de recherche au laboratoire de pédologie de l'ORSTOM de Dakar, qui a initié et encadré ce travail.

Je remercie Mr S. Faye, assistant à la Faculté des Sciences et Techniques de l'U. C. A. D. de Dakar, d'avoir accepté de suivre ce travail à l'IST.

Je remercie Mr F. Diome, assistant à l'IST, pour les conseils qu'il m'a donné tout au long de mon stage.

Je remercie Mr A. Tandia, assistant à la Faculté des Sciences et Techniques de l'U. C. A. D. de Dakar pour les conseils qu'il m'a donné.

Je remercie tous les membres du jury d'avoir accepté de juger ce travail.

Je remercie tous les chercheurs du laboratoire de pédologie de l'ORSTOM pour leur sympathie bénéfique à la réalisation de ce travail

Je remercie tout le personnel du laboratoire de pédologie : Faye, Diémé, Balla, Badiane, Sylla qui m'ont encouragé dans mon travail.

Je remercie mes amis stagiaires Diba, Isidore, Niang, Rokaya pour les moments que nous avons passés ensemble à l'ORSTOM.

Je remercie mes amis étudiants sénégalais qui m'ont aidé tout au long de mon séjour au Sénégal H. Ba, A. Sy.

Je remercie tous les sénégalais(es) qui, par leur hospitalité, ont permis que je garde le meilleur souvenir de mon long séjour dans leur pays.

Je remercie tous mes camarades étudiants nigériens à Dakar avec lesquels nous avons partagé les durs moments.

Je remercie mes amis d'enfance; Zabeïrou, Ibrah, Gambo, Hamissou et mes parents, leur soutien a été déterminant dans mes études.

RESUME

Les sols des périmètres irrigués de la moyenne vallée du fleuve Sénégal subissent des dégradations salines. Il s'agit de la salinisation, de la sodisation et de l'alcalinisation. L'eau d'irrigation faiblement minéralisée, présente un excès des carbonates par rapport au calcium. La concentration de l'eau d'irrigation dans le profil du sol est l'une des causes de dégradation des sols. L'étude expérimentale de la concentration de l'eau d'irrigation montre effectivement la salinisation, la sodisation et l'alcalinisation de l'eau au cours de la concentration. L'utilisation du gypse permet de ralentir le processus d'alcalinisation de l'eau au cours de la concentration.

La simulation de l'irrigation de sols au laboratoire a permis de mettre en évidence les mécanismes de salinisation, de sodisation et d'alcalinisation des sols. La vitesse d'avancement des dégradations dépend de la nature du sol en particulier de son stock de calcium. Un protocole expérimental a été mis en oeuvre des propositions d'amélioration ont été suggérées.

Mots clés : moyenne vallée du fleuve Sénégal, sols, eau d'irrigation, concentration, salinisation, sodisation, alcalinisation, alcalinité résiduelle calcite, gypse.

3.2- <i>Etude de la concentration de l'eau seule</i>	16
3.2.1-Principe de la concentration.....	16
3.2.2- Protocole expérimental.....	16
3.2.3 Résultats et interprétations.....	16
3.2.4-Synthèses et discussions.....	17
3.3- <i>Concentration de l'eau d'irrigation avec ajout de cation divalent</i>	18
3.3.1 Principe de la concentration.....	18
3.3.2-Protocole.....	18
3.3.3-Résultats et interprétations.....	18
3.3.4-Synthèses et discussions.....	22
3.4- <i>Conclusion</i>	23
Chapitre IV : Etude expérimentale de l'interaction de l'eau avec le sol	30
4.1- <i>Présentation de la zone de prélèvement</i>	30
4.2- <i>Caractéristiques des sols</i>	30
4.3- <i>Présentation des sols utilisés</i>	30
4.4- <i>Principe de la simulation de l'irrigation</i>	33
4.5- <i>Protocole expérimental</i>	33
4.6- <i>Observation au cours de l'expérimentation</i>	33
4.7- <i>Résultats et interprétations</i>	34
4.7.1- <i>Le pH</i>	34
4.7.2- <i>La conductivité électrique</i>	34
4.7.3- <i>Les sels solubles</i>	34
4.8- <i>Synthèses et discussions</i>	37
4.9- <i>Proposition pour l'amélioration du protocole expérimental</i>	38
4.10- <i>Conclusion</i>	39
Chapitre V : Discussion et conclusion générale	45
Références bibliographiques	47
Annexes	

Introduction

La sécheresse qui sévit dans les pays sahéliens depuis les années 1968, affecte profondément la production agricole qui devient de plus en plus aléatoire. Ceci fait naître une situation d'incertitude préoccupante. Ainsi pour assurer une stabilité alimentaire durable, les pays sahéliens ont recours à l'irrigation considérée comme un moyen de résolution des problèmes alimentaires qui les affectent. Elle constitue un espoir car ces zones sont traversées par des grands fleuves (Sénégal, Niger et Chari) et aussi des lacs qui servent de grandes plaines fertiles aménageables. Au Sénégal, l'irrigation est pratiquée depuis longtemps dans la vallée du fleuve Sénégal. Récemment, la création des barrages de Diama et de Manantali a donné une nouvelle impulsion à la culture irriguée. Des vastes domaines sont conquis dans la moyenne vallée.

Cependant l'irrigation dans les zones arides entraîne des dégradations salines (salinisation, alcalinisation et sodisation) des sols par concentration des eaux dans les profils. Par exemple au Mali dans les périmètres de l'Office du Niger, l'alcalinisation et la sodisation ont affecté considérablement les rendements des cultures (BERTRAND *et al.*, 1994). Dans le Sahara algérien, la dégradation des sols a ralenti l'élan d'aménagement de ces zones (DAOUD et HALTIM, 1994). Dans la basse vallée du fleuve Sénégal, une trentaine de milliers d'hectares est affectée à des degrés divers par le problème de salinisation secondaire (LOYER, 1989). Les sols de la moyenne vallée soumis à l'irrigation subissent des dégradations chimiques de plusieurs ordres (BOIVIN *et al.*, 1993). Ces dégradations sont contraignantes pour le développement agricole (les effets de sécheresse, la dispersion des argiles, le blocage de certains oligo-éléments, la volatilisation de l'azote organique ou provenant de l'utilisation des engrais, etc.).

L'objet de notre travail est la caractérisation des mécanismes de dégradation de quelques sols de la moyenne vallée du fleuve Sénégal soumis à l'irrigation, en particulier la dégradation par alcalinisation. L'irrigation a été simulée au laboratoire. Pour une bonne compréhension de ce travail, il convient de rappeler certaines notions :

Les grands mécanismes de dégradations salines des sols seront évoqués au chapitre I. Cette partie fait appel à des notions de chimie des solutions qui seront présentées au chapitre II.

Le cas de la concentration de l'eau d'irrigation seule ou avec ajout de cations sera abordé au chapitre III.

L'eau interagit avec le sol : l'étude expérimentale fera l'objet du chapitre IV.

Enfin nous ouvrirons la discussion dans le chapitre V.

Chapitre I : Les grands mécanismes de dégradations salines

Les zones arides sont caractérisées notamment par une forte demande évaporatoire qui entraîne une concentration des eaux en surface des sols. Il en résulte une précipitation des sels qui vont s'accumuler au fil du temps (voir annexe 1). De cette accumulation découlent des dégradations salines des sols qui peuvent se manifester au cours de la pédogenèse naturelle ou apparaître secondairement suite à l'irrigation. Cette dernière situation est étudiée dans notre travail. Trois types de dégradations salines sont généralement distingués en zone sahélienne. Elles peuvent s'associer différemment suivant les caractéristiques du milieu d'accumulation, par exemple :

- salinisation et sodisation dans le Sahara algérien (DAOUD et HALTIM, 1994)
- sodisation et alcalinisation dans les périmètres de l'Office du Niger au Mali (BERTRAND et *al.*, 1994)
- salinisation, sodisation et alcalinisation dans la moyenne vallée du fleuve Sénégal (BOIVIN, 1993)

1.1- Salinisation

La salinisation est la dégradation la plus courante, la plus perceptible, mais peut être la moins contraignante pour les cultures, par rapport aux autres types de dégradations. Elle est définie comme étant l'ensemble des mécanismes suivant lesquels le sol s'enrichit en sels solubles et acquiert le caractère salé. Les sels solubles sont présents sous forme dissoute, des cations et des anions présents dans la solution, mais aussi sous forme minérale (précipitée) halite, gypse, calcite etc. dont les solubilités sont variables. La salinité du sol peut être évaluée par sa conductivité électrique (CE) exprimée en Siemens par cm ($S.cm^{-1}$). Il existe plusieurs méthodes d'évaluation la salinité (DIBA, 1995).

Dans la moyenne vallée du fleuve Sénégal, le mécanisme de salinisation est bien diagnostiqué. Il résulte de la conjugaison de trois facteurs : une salinité d'origine marine en profondeur dans le sol vers 80 cm (BOIVIN et *al.*, 1993), une remontée du niveau de la nappe suite à l'irrigation et une concentration de l'eau par évaporation.

La salinité accentue les effets de la sécheresse par la limitation de prélèvement de l'eau par la plante. Cette situation est due à la réduction de la différence des pressions osmotiques entre la solution et la plante.

La conductivité électrique de certains P.I.V. (périmètres irrigués villageois) de la moyenne vallée du fleuve Sénégal, mis en culture depuis moins de 10 ans est deux fois plus élevée que celle des sols immédiatement avoisinants. Bien qu'ils appartiennent à la même unité géomorphologie. Cette salinité moyenne se situe au niveau de seuils de tolérance de la tomate et de l'oignon (BOIVIN et *al.*, 1993).

1.2- Sodisation

La sodisation est le mécanisme suivant lequel le sol s'enrichit en sodium échangeable. La sodicité ou taux de saturation en sodium du complexe d'échange d'un échantillon correspond au pourcentage $(Na^+/T) \times 100$ (T étant la capacité d'échange cationique). Les mécanismes qui président à la saturation progressive du complexe absorbant en sodium doivent être précisés. Les ions alcalino-terreux divalents, Ca^{2+} et Mg^{2+} , sont importants dans la garniture interfoliaire de la plupart de sols à complexe saturé. Ceci est dû à leurs énergies d'absorption plus élevées. L'échange des ions divalents, surtout l'ion Ca^{2+} du complexe absorbant contre l'ion Na^+ , n'est possible que dans la mesure où la concentration de l'ion Na^+ dépasse beaucoup celle de Ca^{2+} dans la solution du sol (SERVANT, 1975 in DUCHAUFOR et SOUCHIER, 1977). Cette remarque a été d'abord faite par CHEVERRY (1969). A concentration égale de l'ion Na^+ et des ions bivalents dans la solution du sol, le taux de saturation du complexe ne dépasse pas 10%, dans ce cas il n'y a pas de sodisation. La concentration des solutions en sodium doit dépasser la valeur limite d'environ 70% de la somme des cations, pour que l'influence de l'ion Na^+ puisse se manifester. Ceci correspond approximativement à un taux de saturation de 15% (KELLEY, 1962 in DUCHAUFOR et SOUCHIER, 1977). D'autres paramètres sont utilisés pour définir la solution du sol, il s'agit du S.A.R (Sodium Adsorption Ratio) et du E.S.P (Exchangeable Sodium Percentage). Le S.A.R est étroitement lié au E.S.P. L'enrichissement de la solution du sol en sodium par rapport aux ions alcalino-terreux se produit de différentes façons. Dans le contexte d'irrigation, qui intéresse notre travail, l'augmentation relative de $[Na^+]$ est la conséquence de la concentration de la solution du sol par évaporation d'une part et du blocage du calcium sous forme de calcite d'autre part. L'effet de l'ion sodium de l'eau d'irrigation évalué à travers le S.A.R dépend de la concentration saline et de l'anion dominant dans l'eau (le taux de complexation des cations est notamment fonction de la nature des anions) (DAOUD et HALITIM, 1994). C'est pourquoi, on rencontre la sodisation associée à la salinisation dans le Sahara algérien (salinisation neutre). Par contre le mécanisme de sodisation des sols de la moyenne vallée du fleuve Sénégal soumis à l'irrigation est lié à la concentration des bases faibles. La sodisation des sols est l'une des conséquences les plus dommageables et la plus répandue de l'irrigation en zone aride (DAOUD et HALITIM, 1994). Elle influe sur la perméabilité en favorisant le gonflement et la dispersion des colloïdes du sol et entraîne des problèmes de toxicité pour les plantes.

1.3. Alcalinisation

L'alcalinisation est un processus d'accumulation des bases faibles dans les sols qui entraîne une augmentation des pH des sols. L'alcalinisation peut être d'origine naturelle ou peut être due à l'irrigation. Cette dernière cause est étudiée dans ce travail.

Le mécanisme d'alcalinisation des sols de la moyenne vallée du fleuve Sénégal et de l'Office du Niger au Mali s'explique par les caractéristiques des eaux d'irrigation (BERTRAND *et al.*, 1994) ; BOIVIN *et al.*, 1994). En effet, les eaux des fleuves sahélo-sahariens (Sénégal, Niger Chari), faiblement minéralisées, présentent une alcalinité résiduelle calcite positive, c'est à dire que ces eaux ont un excès de carbonates (bases faibles) par rapport au calcium. Au cours de l'irrigation, ces eaux se concentrent par évaporation dans le sol. La teneur en ions augmente si le produit ionique de carbonates et du calcium ($[CO_3^{2-}].[Ca^{2+}]$) atteint le produit de solubilité de la calcite (K_s), celle-ci précipite. A partir de cette précipitation, la teneur en calcium est réduite relativement tandis que l'excès des carbonates s'accroît et l'eau continue à se concentrer. La précipitation de la calcite se poursuit, le déséquilibre entre les carbonates et le calcium se renforce. Au fur et mesure que les processus de concentration et de précipitation de la calcite se poursuivent, la teneur en calcium décroît (le calcium reste bloqué sous forme de calcite), alors que les carbonates (bases faibles) s'accumulent. Cela qui entraîne une hausse du pH d'où l'alcalinisation.

Par ailleurs le processus de concentration de ces eaux entraîne l'enrichissement relatif de la solution du sol en ion sodium par appauvrissement en calcium. Le sodium va se fixer sur le complexe absorbant (sodisation) tandis que le calcium et le magnésium vont faire le chemin inverse et précipitent sous forme de carbonates. C'est pourquoi les mécanismes de sodisation et d'alcalinisation se trouvent associés dans les sols de l'Office du Niger au Mali et de la moyenne vallée du fleuve Sénégal.

Le mécanisme de dégradation des sols de la moyenne vallée du fleuve par alcalinisation est limité provisoirement, car ces sols présentent un certain capital de résistance vis à vis de l'alcalinisation. Le calcium échangeable et celui provenant du gypse permettent de maintenir une alcalinité résiduelle négative (cf. chapitre II) de la solution du sol jusqu'à ce que le stock de calcium mobilisable soit épuisé. En moyenne les sols argileux de la moyenne vallée sont en mesure de tamponner 25 meq de carbonates pour 100 g de sol, soit moins de cinquante litres d'eau (BOIVIN *et al.*, 1993).

L'alcalinisation des sols a pour conséquences la réduction de la fertilité des sols et la chute des rendements des cultures. Les oligo-éléments comme le zinc sont bloqués. A pH élevé l'azote du sol et celui apporté par les engrais peuvent être volatilisés dans des proportions importantes (DATTA et BRUSHI, 1987 in BERTRAND *et al.*, 1994).

N.B.

Le processus d'alcalinisation des sols de la moyenne du fleuve Sénégal est à ses débuts, par contre, les sols des périmètres de l'Office du Niger (Mali), en une quarantaine d'années de mise valeur l'alcalinisation a tout de même affecté des surfaces importantes. La situation est plus inquiétante dans la moyenne vallée du fleuve Sénégal, puisque le terrain est plus favorable à l'accumulation des carbonates : l'irrigation est effectuée avec une eau présentant un excès des carbonates par rapport au calcium deux fois que celle du Niger.

On retiendra que les sols subissent des dégradations salines dans les zones arides suite à la concentration par évaporation des eaux (particulièrement les eaux d'irrigation). Dans la moyenne vallée du fleuve Sénégal, les trois formes de dégradation (salinisation, sodisation et alcalinisation) sont identifiées. Le processus d'alcalinisation est étudié principalement dans ce travail.

Chapitre II : Notions générales de chimie des solutions

Les sols soumis à l'irrigation sont le siège de réactions chimiques importantes. Ces interactions concernent les différentes phases du sol (solide, liquide et gazeuse), mais aussi les éléments d'une même phase (association des ions simples en ions complexes). La recherche sur les méthodes de simulation numérique a été l'une des orientations de la recherche en matière de sols salés dans les années 70. Elle a permis d'inventorier les différents types de réactions chimiques qui se produisent dans le sol. On pourra consulter les travaux de DROUBI (1976) ; DROUBI *et al.*, (1976) ; RIEU et CHEVERRY,(1976).

Dans ce chapitre nous examinerons les réactions d'équilibre, en particulier les équilibres des sels minéraux, des minéraux argileux et des gaz (CO₂) avec la solution du sol dans un premier temps. Ensuite nous aborderons la théorie de concentration des solutions par évaporation (précipitation, dissolution). On trouvera en annexes quelques notions de chimie de sol. Nous définirons d'abord quelques notions permettant de caractériser les solutions.

2.1- Caractérisation chimique des solutions

Les solutions sont caractérisées chimiquement par un certain nombre de paramètres : la concentration en ion H⁺ exprimée au moyen du pH, la proportion en bases faibles définie par l'alcalinité et la charge ionique exprimée par la conductivité électrique. Un ou plusieurs paramètres suffisent pour caractériser une solution.

2.1.1-La conductivité électrique

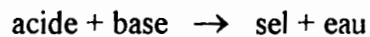
La conductivité électrique (CE) permet d'évaluer la charge ionique d'une solution. Une solution conduira d'autant plus facilement le courant électrique qu'elle sera plus chargée en ions. La conductivité électrique dépend de la salinité de la solution. Elle est exprimée en milliSiemens par cm (mS/cm). Les mesures de conductivité électrique se font à l'aide d'un conductivimètre. Les solutions sont classées en fonction de leur CE suivant une échelle de salinité.

2.1.2-Le pH

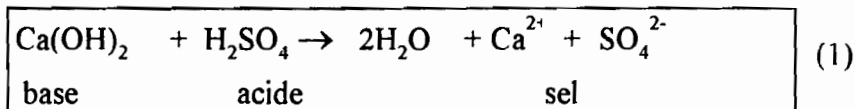
Beaucoup de solutions sont caractérisées à partir de leur pH, c'est l'une des mesures les plus couramment effectuées. Le pH d'une solution est un mode d'expression de la concentration en ion H⁺.

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

Dans une solution le produit ionique $[H^+].[OH^-] = 10^{-14}$. Le pH s'exprime selon l'échelle 0 à 14. Les acides ont un pH inférieur à 7 et les bases ont un pH supérieur à 7. Les acides et les bases sont très répandus dans la nature et donnent lieu à des réactions importantes : réactions acido-basiques qui se résument par l'équation suivante :



Exemple de réactions



Les réactions acide-base sont très fréquentes dans les sols et interviennent dans les processus de dégradation saline.

Dans le cas particulier de la solution du sol, il existe deux méthodes de mesure du pH : le pH eau et le pH KCl. On exprime la concentration des ions H^+ libres dans la solution du sol à l'aide du pH eau, le pH KCl prend en compte l'acidité potentielle qui est déplacée par l'ion K^+ .

Les mesures du pH ne suffisent pas pour caractériser une solution, on a recours à la notion d'alcalinité pour exprimer la présence de bases faibles dans une solution.

2.1.3-Alcalinité

La notion d'alcalinité est importante. Sa connaissance vient compléter celle du pH dans la caractérisation des solutions (eau, solution du sol). Elle permet aussi de suivre leur évolution au cours de leur concentration par évaporation. On distingue deux formes d'alcalinité : alcalinité totale et alcalinité résiduelle.

2.1.3.1-Alcalinité totale

2.1.3.1.1- Définition et expression

L'alcalinité d'une solution est égale à la somme des concentrations des bases faibles multipliées par le nombre de protons que chacune des bases peut neutraliser, moins la concentration en protons de la solution (BOURRIE, 1976). L'alcalinité est essentiellement carbonatée.

$$\text{Alc.} = 2(CO_3^{2-}) + (HCO_3^-) + (OH^-) - (H^+) \quad (2)$$

En appliquant le principe de la neutralité électrique on a :

$$\text{Alc.} = (\text{Na}^+) + (\text{K}^+) + 2(\text{Ca}^{2+}) + 2(\text{Mg}^{2+}) - (\text{Cl}^-) - 2(\text{SO}_4^{2-}) \quad (3)$$

Alc. s'exprime en meq/l

les quantités () sont exprimées en mmole/l

L'alcalinité peut être déterminée par titration à l'aide d'un acide fort. BOURRIE (1976) a énuméré différentes méthodes de titration de l'alcalinité par un acide fort. L'utilisation d'un dosage direct à l'aide d'un acide fort suivi d'un dosage retour après dégazage du CO₂ avec une base forte permet de distinguer les différentes formes d'alcalinité : alcalinité carbonatée, et non carbonatée (BOURRIE et al., 1987).

2.1.3.1.2- Relation entre pH et alcalinité d'une solution

Le pH et l'alcalinité d'une solution sont reliés par le pouvoir tampon. La mesure de l'alcalinité par titration permet de définir le pouvoir tampon (β) d'une solution donnée qui s'exprime par l'équation suivante :

$$\beta = -\frac{\delta x}{\delta \text{pH}} = \frac{\delta \text{Alc}}{\delta \text{pH}} \quad (4)$$

δx : quantité d'acide ajoutée

Alc : alcalinité

β est exprimé en mole par litre et par unité de pH, il est toujours positif

Le pouvoir tampon est la mesure de la capacité, d'une solution à fournir des ions H⁺ en échange des cations des minéraux hydrolysables à un pH donné (BOURRIE, 1976).

2.1.3.1.3- Propriétés

A partir des expressions de l'alcalinité (2) et (3), un certain nombre de propriétés peuvent être déduites :

- l'alcalinité est fonction du pH et de la pression partielle du CO₂.
- la précipitation des carbonates, des sels d'acide faible entraîne une diminution de l'alcalinité et du pH.
- les sels d'acide fort en précipitant n'ont pas d'influence sur l'alcalinité et le pH.
- les réactions d'hydrolyse ou de dissolution entraînent une augmentation progressive de l'alcalinité et du pH.
- en cas de concentration par évaporation, sans précipitation et pCO₂ constante :
 - . si l'alcalinité est positive, ce qui veut dire que la somme des cations est supérieure à celle des anions, elle deviendra de plus en plus positive et le pH croîtra.
 - . si l'alcalinité est négative ce qui veut dire que la somme des anions est supérieure à celle des cations, elle deviendra de plus en plus négative au cours de la concentration et le pH baissera.

2.1.3.2- Alcalinité résiduelle

2.1.3.2.1- Introduction

La caractérisation de la qualité de l'eau d'irrigation a beaucoup évolué. La classification du laboratoire de salinité de sols des USA a établi un diagramme qui permet de classer les eaux d'irrigation en fonction de leur conductivité électrique (risques salins) et du S.A.R. (Sodium Adsorption Ratio). Ce dernier apprécie le risque lié à une teneur relative excessive en sodium. Cette méthode est statique. Le S.A.R. de l'eau d'irrigation est relié au degré d'alcalinisation des sols (CHIEVERRY, 1972), mais à S.A.R. identique, le pouvoir alcalinisant des eaux dépend de l'anion dominant (RIEU, 1982). Le concept d'alcalinité résiduelle généralisée (DROUBI, 1976) appréhende aujourd'hui plus le risque d'alcalinisation des sols soumis à l'irrigation.

2.1.3.2.2- Définition :

L'alcalinité résiduelle d'une solution dans le sens large du terme est la part de l'alcalinité totale qui n'est pas équilibrée par les cations divalents. En d'autre terme c'est le déséquilibre de l'alcalinité créé par les cations divalents (Ca^{2+} , Mg^{2+})

$$\begin{array}{l} \text{Alc. rés.} = \text{Alc} - 2(\text{Ca}^{2+}) - 2(\text{Mg}^{2+}) \\ \text{Alc. rés.} = (\text{Na}^+) + (\text{K}^+) - (\text{Cl}^-) - 2(\text{SO}_4^{2-}) \end{array} \quad (5)$$

L'alcalinité résiduelle dans le sens généralisé est définie lorsqu'un minéral précipite par concentration d'une solution. En effet, au cours de l'évaporation, les espèces ioniques d'une solution se concentrent et les minéraux peuvent précipiter. Si une précipitation d'un minéral intervient, l'alcalinité résiduelle de ce minéral est le déséquilibre de l'alcalinité créé par le cation qui entre dans la constitution du minéral formé. Par exemple la calcite précipite

$$\begin{array}{l} \text{Alc. rés. cal} = \text{Alc} - 2(\text{Ca}^{2+}) \\ \text{Alc. rés. Cal} = (\text{Na}^+) + (\text{K}^+) + 2(\text{Mg}^{2+}) - (\text{Cl}^-) - 2(\text{SO}_4^{2-}) \end{array} \quad (6)$$

2.1.3.2.2- Propriétés

L'alcalinité résiduelle a les mêmes propriétés que l'alcalinité à pCO_2 constante.

Elle est invariable lorsqu'on précipite des sels d'acide faible.

Elle diminue lorsqu'on précipite des sels d'acide fort et des cations divalents.

2.1.3.2.3-Rôle de l'alcalinité résiduelle dans la détermination du sens de l'évolution d'une solution

Considérons une solution renfermant les ions suivant : Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , SO_4^{2-} et Cl^- . Examinons la paragenèse qui va se produire au cours de l'évaporation. La calcite est le premier minéral à se former.

La calcite précipite lorsque $[\text{CO}_3^{2-}].[\text{Ca}^{2+}]$ atteint K_s (K_s , produit de solubilité de la calcite).

$$\text{Al}_{\text{rés.cal}} = 2(\text{Mg}^{2+}) + (\text{Na}^+) + (\text{K}^+) - (\text{Cl}^-) - 2(\text{SO}_4^{2-}) \quad (7)$$

Si $\text{Al}_{\text{rés.cal}} > 0$, elle augmente avec la concentration, le pH croît aussi et (Ca^{2+}) diminue relativement. Les solutions ayant une alcalinité résiduelle calcite positive évolue dans la voie alcaline (voir annexe) au cours de la concentration par évaporation.

Si $\text{Al}_{\text{rés.cal}} < 0$, elle diminue avec le facteur de concentration, le pH reste neutre ou légèrement acide et (Ca^{2+}) augmente relativement. Les solutions qui présentent une alcalinité résiduelle calcite négative évoluent dans la voie saline neutre (DROUBI, 1976).

Après la calcite c'est la magnésite qui précipite

$$\begin{aligned} \text{Alc}_{\text{rés cal+mag}} &= \text{Alc} - 2(\text{Ca}^{2+}) - 2(\text{Mg}^{2+}) \\ &= (\text{Na}^+) + (\text{K}^+) - (\text{Cl}^-) - 2(\text{SO}_4^{2-}) \end{aligned} \quad (8)$$

On peut aussi comme précédemment examiner le signe de l'alcalinité résiduelle et le comportement du magnésium après la précipitation. A chaque étape de la paragenèse le signe de l'alcalinité résiduelle indique le sens de l'évolution de l'eau et le comportement des ions qui participent à la formation du dernier minéral qui précipite.

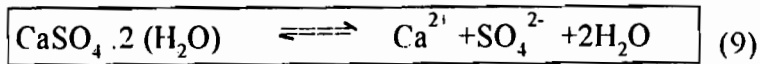
2.2-Réactions chimiques d'équilibre

Suivant la nature ou les phases des réactifs et des produits on distingue plusieurs types de réactions chimiques d'équilibre : les réactions acide-base, l'équilibre entre un minéral et une solution, les échanges entre les argiles et une solution.

2.2.1-Réaction d'équilibre entre un minéral et les espèces dissoutes

La phase solide du sol est constituée de minéraux et de matière organique. Parmi ces minéraux on rencontre des sels qui peuvent réagir avec la solution du sol. Prenons le cas du gypse qu'on rencontre dans les sols de la moyenne vallée du fleuve Sénégal. C'est un minéral important comme nous l'avons mentionné dans le processus de retardement de la dégradation de ces sols

par alcalinisation. Ce minéral est en équilibre avec la solution du sol (eau d'irrigation) suivant la réaction suivante :



On définit la constante thermodynamique d'équilibre $K(T)$:

$$K(T) = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]}$$

[] représentent les activités des espèces, l'activité est proportionnelle à la concentration.

l'activité d'un corps pur est égale à 1

$$K(T) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

En fait $K(T)$ est le produit de solubilité $K(T) = K_s$.

$$K_s = 1.41 \cdot 10^{-5}$$

$$\log K_s = \log[\text{Ca}^{2+}] + \log[\text{SO}_4^{2-}] + 2 \log[\text{H}_2\text{O}]$$

$$\log K_s = -4.85 \text{ à } 25^\circ \text{C}$$

La comparaison entre le produit ionique Q et le K_s permet de tester l'état de saturation d'une solution.

$$Q = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

Si $Q < K_s$ la solution sous-saturée vis à vis du gypse

Dans ce cas le gypse se dissout au contact avec la solution, qui évolue vers le terme droit de l'équation (9). La dissolution se poursuit jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli.

Si $Q = K_s$ la solution est tout juste saturée

Le minéral est en équilibre avec la solution.

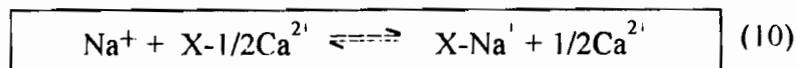
Si $Q > K_s$ la solution est sur-saturée

La solution évolue vers le terme gauche de l'équation (9). Cela traduit une précipitation progressive du minéral jusqu'à l'équilibre.

2.2.2-Réaction d'équilibre d'échange

Les argiles sont caractérisées par un déficit de charge positive ce qui leur confère la capacité de fixer les cations. Ces cations sont adsorbés par les argiles et l'énergie d'absorption varie selon les ions. Les échanges entre la solution du sol et les argiles se font par remplacement des cations du complexe absorbant.

Exemple de réaction d'échange :



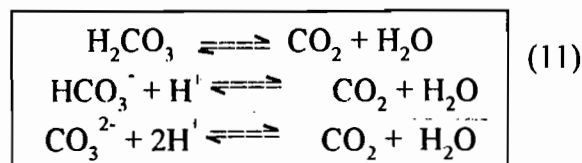
$\text{X}-\text{Na}^+$ et $\text{X}-1/2\text{Ca}^{2+}$ représentent les cations adsorbés par l'argile

$$K = [X-Ca^{2+}]^{1/2} \cdot [Na^+] / [X-Na^+] \cdot [Ca^{2+}]^{1/2}$$

Ces réactions interviennent au cours de la sodisation. La solution du sol s'enrichit en ions sodium. Le calcium qui présente une énergie d'absorption plus forte que celle du sodium, quitte son site du complexe absorbant à cause de son appauvrissement dans la solution du sol.

2.2.3- Les équilibres carbonatés

Le gaz carbonique peut se présenter sous les formes suivantes : CO_2 , HCO_3^- et CO_3^{2-} . Les équilibres carbonatés concernent à la fois les espèces carbonatées entre elles mais aussi les minéraux :



À 25°C on a

$$\log pCO_2 + \log[H_2O] - \log[H_2CO_3] = 1,46$$

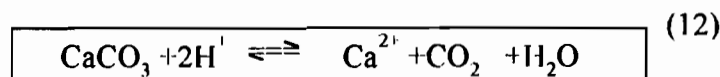
$$\log pCO_2 + \log[H_2O] - \log[HCO_3^-] - \log[H^+] = 7,81$$

$$\log pCO_2 + \log[H_2O] - \log[CO_3^{2-}] - \log[H^+] = 18,13$$

(équations d'après DROUBI *et al.*, 1976)

Ces équilibres interviennent dans la formation des minéraux carbonatés.

Par exemple la calcite est en équilibre avec le CO_2 suivant la réaction ci après :



$$\log[Ca^{2+}] + \log pCO_2 - 2\log[H^+] = 9,76$$

Cette réaction est importante dans le processus d'alcalinisation des sols.

2.3-Théorie de la concentration

2.3.1- Evaporation

Les eaux naturelles sont chargées en ions simples et en ions complexes. Lorsqu'elles s'évaporent on assiste à une réduction du volume initial. Le rapport volume initial sur volume final est défini comme le facteur de concentration FC.

$$FC = \text{vol. initial} / \text{vol. final}$$

L'eau se concentre donc par évaporation.

L'évaporation entraîne une redistribution des espèces chimiques et un changement du pH de la solution. Mais l'augmentation des concentrations n'est pas forcément proportionnelle au FC.

Certaines espèces peuvent augmenter fortement ou faiblement, d'autres peuvent même diminuer lorsque la concentration totale augmente (DROUBI et *al.*, 1976).

Les espèces ou les quantités chimiques qui évoluent, au cours de la concentration, proportionnellement au FC sont dites conservatives (RIBOLZI et *al.*, 1993).

T substance conservative :

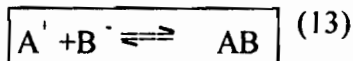
$$(T)_f = FC (T)_i$$

() la molalité, f final, i initial

$$\log(T)_f = \log(FC) + \log(T)_i$$

2.3.2-Précipitation

Lors de l'évaporation d'une solution, les ions se concentrent et quand le produit ionique des espèces constitutives d'un minéral atteint le produit de solubilité du minéral, il précipite. Soit un minéral quelconque AB et une eau naturelle contenant les ions A⁺ et B⁻ on a :



L'équilibre se traduit par $[A^+][B^-]/[AB] = K_s$ or $[AB] = 1 \quad K_s = [A^+][B^-]$

La << loi T >> (VALLES et *al.*, 1989) permet de comprendre l'évolution des concentrations des espèces après la précipitation.

Si $[A]_i > [B]_i$ la concentration relative de A augmente et B diminue.

Si $[B]_i > [A]_i$ c'est l'inverse, et si $[A]_i = [B]_i$ les espèces gardent les mêmes apports au-delà la précipitation.

Une solution qui se concentre par évaporation parvient à la saturation d'un nombre croissant de minéraux. Le nombre de ces minéraux est déterminé par la règle des phases et lorsque ce nombre est atteint, la composition de la solution ne varie plus (DROUBI, 1976). La précipitation d'un sel doit être comprise à la fois en terme d'équilibre (le produit ionique maintenu égal à K_s d'un sel), et en terme de bilan (l'augmentation de la concentration due à l'évaporation est compensée par la consommation de la matière due à la précipitation).

2.3.3-Dissolution

La dissolution se produit lorsqu'un minéral se trouve en contact avec une solution sous-saturée vis à vis de ce minéral, en d'autres termes lorsque le produit ionique des espèces constitutives du minéral est inférieur à son produit de solubilité. La dissolution contrairement à la précipitation d'un minéral entraîne un enrichissement de la solution en ions constitutifs du minéral dissous.

Chapitre III : Chimie de la concentration d'eau d'irrigation seule ou avec ajout de matière minérale

Dans le chapitre précédent, un certain nombre de propriétés des solutions ont été décrites, en particulier leurs comportements au cours de la concentration. Dans ce chapitre, nous allons tenter de vérifier les prévisions théoriques de la concentration des solutions appliquées à l'eau d'irrigation, sans additif dans un premier temps. Dans un deuxième temps l'impact d'un ajout de cation divalent, le calcium, à dose calculée, par dissolution du gypse sera examiné. Enfin à l'aide d'un logiciel de simulation numérique nous allons vérifier la validité des résultats expérimentaux.

3.1-Qualité de l'eau d'irrigation

L'irrigation dans la moyenne vallée est effectuée avec les eaux du fleuve Sénégal ou de ses défluent. L'eau du fleuve Sénégal a une composition relativement constante dans l'année. L'eau utilisée dans ce travail a été prélevée dans le Doué (défluent du fleuve Sénégal) aux périodes suivantes : tableau I.

Tableau I : Caractéristiques des eaux utilisées

Date prélèvement	EC mS/cm	pH	Na (meq/l)	Ca (meq/l)	Mg (meq/l)	K (meq/l)	Cl (meq/l)	SO4 (meq/l)	Alc (meq/l)	Alc rés.cal (meq/l)	SAR	
15/04/94	0,07	6,90	0,20	0,34	0,26	0,07	0,25	0,05	0,57	0,23	0,36	(1)
10/05/94	0,058	6,80	0,10	0,25	0,21	0,03	0,13	0,02	0,34	0,19	0,21	(2)

Le prélèvement (2) est moins concentré le prélèvement (1).

Selon le diagramme de classification de L'US Laboratory Salinity (fig. 1), ces eaux appartiennent à la classe C₁.S₁ caractérisée par :

CE < 250 mS et S.A.R. < 18,87 - 4,44 log(CE).

Selon cette méthode de classification, ces eaux sont faiblement salines et sont utilisables pour l'irrigation de tous les sols, sans précautions spéciales et présentent peu de danger d'alcalinisation. La classification des eaux d'irrigation en fonction de leur CE et de leur S.A.R. ne prend pas en compte l'évolution de leur qualité lorsqu'elles se concentrent.

En effet, l'alcalinité résiduelle calcite est positive, ce qui traduit un excès de carbonates par rapport au calcium. Cet écart augmente au cours de la concentration : l'alcalinisation n'est que la conséquence logique de l'excès de carbonates.

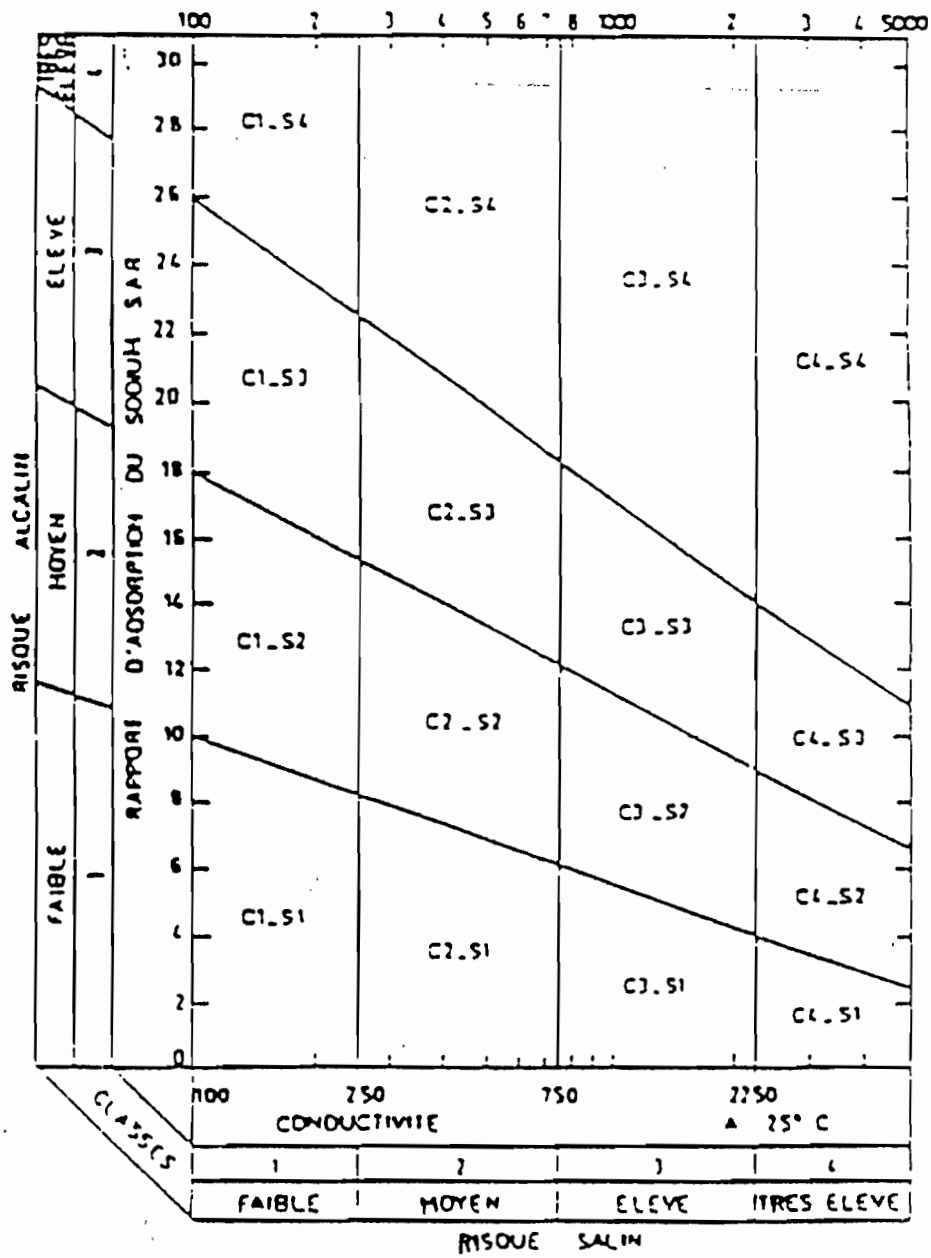


Fig. 1 Diagramme de classification des eaux d'irrigation (RICHARDS, 1954)

3.2- Etude de la concentration de l'eau d'irrigation seule

Dans cette partie l'eau de composition (1) sera utilisée

3.2.1-Principe de la concentration

La réduction du volume d'eau d'irrigation par évaporation s'accompagne de l'augmentation des teneurs en ions de cette eau. Les ions simples peuvent s'associer en ions complexes. Il s'ensuit une paragenèse saline au cours de la concentration de l'eau d'irrigation par évaporation. La calcite se forme en premier lieu, suivie de la magnésite, du gypse etc. La halite est le dernier minéral à se précipiter si la concentration arrive jusqu'à son terme.

3.2.2- Protocole expérimental

On introduit dans un bac en Plexiglas de 30 cm x 60 cm d'aire, un volume d'eau de 39000 ml. On mesure la hauteur de l'eau, on détermine son pH et sa conductivité électrique. Le bac est ensuite soumis à la radiation d'une lampe de 500 W (épiradiateur) située à peu près à 45-50 cm au-dessus de la surface de l'eau. Dans ces conditions, la température moyenne de l'eau est voisine de 32° C. On procède régulièrement à la mesure du pH, de la conductivité et des hauteurs d'eau. Des prélèvements d'échantillons de 50 ml sont opérés pour l'analyse chimique. L'eau est transvasée dans un bêcher de 800 ml lorsque son niveau s'est fortement abaissé. L'expérience est arrêtée quand le volume total qui reste tend vers le volume limite de prélèvement.

3.2.3- Résultats et interprétations

Le tableau II présente les résultats de l'analyse chimique de la concentration. Il montre globalement que les cations (sauf le calcium), les anions, le pH, la conductivité électrique, l'alcalinité, l'alcalinité résiduelle calcite et le S.A.R. augmentent avec le facteur de concentration. Les ions carbonates, absents en début d'expérience, commencent à apparaître à partir d'un FC de 16. Au même moment le calcium qui croissait avant, amorce une décroissance. C'est à ce stade que la calcite commence à précipiter.

La figure 2 représente l'évolution du faciès de l'eau au cours de la concentration. Au début de l'expérience, l'eau a un faciès chloruro-carbonaté, calcique et magnésien et ceci jusqu'à la précipitation de la calcite. A partir de cette précipitation, l'eau évolue vers le pôle sodique et chloruré. A part quelques fluctuations mineures, sur lesquelles nous reviendrons ultérieurement, la tendance globale de l'évolution de l'eau au cours de la concentration est en adéquation avec les prévisions théoriques : l'eau se salinise, s'alcalinise et se sodise.

3.2.4-Synthèses et discussions

Les résultats du tableau II montrent un déficit de toutes les espèces ioniques. Ceci affecte même l'ion sodium, dont on sait qu'il présente des sels très solubles. Le facteur de concentration du sodium (FC_{Na}) à la fin de l'évaporation est inférieur à la moitié de celui de l'eau. La perte par précipitation des sels sur la paroi explique ces déficits observés. L'évolution décroissante du calcium à partir de la précipitation de la calcite est modifiée vers un facteur de concentration de 102. Pendant ce temps le magnésium entame une décroissance. Ceci peut être expliqué par l'augmentation de la proportion de magnésite dans les carbonates précipités. En outre, le début de l'expérience est caractérisé par un excès de chlorure et de potassium qui se résorbe au cours de la concentration.

Tableau II : Résultats de la concentration de l'eau seule

FC	Cl	SO4	Ca	Mg	Na	K	HCO3	CO3	Alc	Alc rés.cal	S.A.R	pH	EC
	meq/l	meq/l	meq/l	meq/l	meq/l	meq/l	meq/l	meq/l	meq/l	meq/l			mS/cm
1,00	0,25	0,05	0,34	0,26	0,20	0,07	0,51	0,00	0,57	0,23	0,36	7,05	0,074
1,50	0,21	0,05	0,39	0,36	0,22	0,05	0,72	0,00	0,76	0,37	0,36	7,05	0,097
3,50	0,41	0,06	0,86	0,71	0,40	0,11	3,00	0,00	1,61	0,75	0,45	7,69	0,178
16,00	1,70	0,23	3,00	2,90	1,50	0,59	4,40	0,82	6,06	3,06	0,87	8,35	0,652
35,00	4,00	0,53	1,90	5,30	3,60	1,00	5,60	1,00	7,27	5,37	1,89	8,37	0,990
61,00	6,60	0,83	1,80	7,10	6,10	1,70	7,00	1,40	9,27	7,47	2,89	8,43	1,410
71,00	7,90	0,98	1,40	7,70	7,50	2,00	7,20	1,40	9,72	8,32	3,52	8,47	1,560
82,00	8,40	1,10	1,10	9,70	9,00	1,10	8,20	1,10	11,40	10,30	3,88	8,50	1,850
102,00	9,90	1,50	1,60	9,20	9,70	2,80	8,50	1,40	11,90	10,30	4,18	8,67	1,970
137,00	14,00	2,00	1,80	8,60	13,00	3,80	9,00	1,50	11,20	9,40	5,70	8,87	2,450
256,00	22,00	3,70	2,20	14,00	22,00	6,00	11,00	1,50	18,50	16,30	8,42	8,47	3,510

3.3-Concentration de l'eau d'irrigation avec ajout de cation divalent

Dans cette expérience, nous avons utilisé l'eau de composition (2) et dans tout ce qui doit suivre notre raisonnement portera uniquement sur cette eau.

3.3.1- Principe de la concentration

L'eau d'irrigation a une alcalinité positive égale à 0,19 meq/l, cette alcalinité sera rendue négative par ajout du calcium provenant de la dissolution du gypse. En d'autres termes, on fournit à l'eau un stock de calcium. On crée ainsi un excès relatif de calcium par rapport aux carbonates dans l'eau. A partir de la précipitation des premiers cristaux de calcite, l'excédent relatif de calcium aura tendance à décroître et ceci jusqu'à épuisement total du stock.

3.3.2-Protocole

Les résultats de la concentration de l'eau seule ont montré des imperfections au niveau du protocole expérimental, des améliorations ont été apportées pour pallier ces incorrections constatées.

On introduit dans le bac précédent une hauteur d'eau de 5,5 cm et 0,6g de gypse ; 0,6g correspond à l'équivalent du déficit en calcium de 36l d'eau d'irrigation par rapport aux carbonates. Les mesures et l'évaporation sont effectuées comme précédemment. Lorsque le niveau d'eau s'abaisse de moitié, on prélève 50 ml pour l'analyse chimique. La hauteur évaporée est compensée par un nouvel apport équivalent. Les apports d'eau sont arrêtés quand leur cumul total atteint 20 cm (équivalent à 36 l d'eau).

3.3.3- Résultats et interprétations

On a trois niveaux d'obtention des résultats. Les mesures directes effectuées au cours de la concentration concernent essentiellement le pH, la conductivité électrique et les hauteurs d'eau. A partir des hauteurs d'eau, on déduit les volumes et par la même occasion les facteurs de concentration. Les résultats des mesures directes sont consignés dans le tableau III.

Les échantillons d'eau prélevés au cours de la concentration sont analysés en laboratoire, (tableau IV).

L'utilisation d'un logiciel de simulation permet d'obtenir un troisième résultat, tableaux IV et V. Ce logiciel ne prend en compte que les ions majeurs à un stade donné, et permet de déterminer la distribution des espèces chimiques à un facteur de concentration donné. La comparaison des résultats expérimentaux et des prévisions permet de discuter nos résultats.

Les résultats de cette concentration vont d'une part être interprétés comme précédemment à savoir observer les tableaux pour dégager une tendance générale et suivre l'évolution du faciès de l'eau à l'aide d'un diagramme triangulaire et d'autre part ces résultats vont servir à tracer des courbes d'évolution des espèces ioniques.

Le tableau V présente les résultats de la concentration théorique de l'eau seule, cette concentration a été effectuée avec une pression partielle de CO_2 constante égale à $1,43 \cdot 10^{-3}$ atmosphère. Théoriquement, l'eau en se concentrant entraîne l'augmentation de la teneur de tous les ions jusqu'à la précipitation de la calcite. A partir de ce stade, le calcium commence à décroître, tandis que l'alcalinité et le pH augmentent. Ces résultats serviront de référence pour voir l'impact de l'ajout de calcium sur la concentration.

La figure 3 montre que l'eau évolue du faciès sulfato-carbonaté, calcique et magnésien vers le pôle chloruro-sulfaté, sodique et magnésien.

Les courbes d'évolution des espèces (fig. 4 à 17) montrent une certaine harmonie avec les résultats théoriques. Cependant les figures 7 et 8 présentent des déficits en ce qui concerne les résultats expérimentaux, nous reviendrons sur cet aspect dans le chapitre discussion. La figure 5, qui matérialise l'évolution de la teneur en sodium en fonction du facteur de concentration montre une parfaite cohérence des résultats théoriques et expérimentaux. De plus le facteur de concentration sodium (sodium final sur sodium initial) est identique au facteur de concentration de l'eau ; le sodium est conservatif. Le même raisonnement est valable pour le comportement des nitrates (fig. 12) dont la courbe d'évolution se confond plus ou moins à la première bissectrice. Les carbonates n'apparaissent cette fois-ci qu'à un facteur de concentration de 109, pendant ce temps les bicarbonates (fig. 10) qui augmentaient, tendent à diminuer. La précipitation de la calcite a commencé à partir d'un FC de 8,11. Les carbonates sont consommés lors de la précipitation. Le calcium croît cette fois-ci même au-delà la précipitation, mais son évolution (fig. 6) n'est pas linéaire. La pente de la courbe d'évolution du calcium tend à s'affaiblir avec l'augmentation du FC. L'alcalinité, l'alcalinité résiduelle calcite et le S.A.R. (fig. 15 à 17) croissent avec le FC.

Au cours de la concentration la solution s'alcalinise, se salinise et se sodise. Cette évolution est identique à celle de l'eau d'irrigation seule. La seule différence concerne l'évolution du calcium. Dans la concentration l'augmentation de la teneur en calcium est transitoire comme en témoigne la diminution de la pente de sa courbe (fig. 6).

l'ableau III : Résultats des mesures effectuées au cours de
la concentration de l'eau avec ajout du gypse

Date	Hauteur (cm)	volume (ml)	FC	CE (mS/cm)	pH	Prélèvement (ml)
08/07/94	5,50	9900,00	1,00	0,12	7,36	
11/07/94	3,30	5940,00	1,66	0,21	7,96	
12/07/94	2,50	4500,00	2,20	0,27	8,09	50,00
12/07/94	5,20	9360,00	1,57	0,16	7,74	
13/07/94	4,40	7920,00	1,85	0,19	7,97	
15/07/94	2,70	4860,00	3,02	0,29	8,29	50,00
15/07/94	5,40	9720,00	2,00	0,17	7,83	
17/07/94	3,80	6840,00	2,84	0,26	8,27	
18/07/94	2,80	5040,00	3,86	0,33	8,60	
19/07/94	2,20	3960,00	4,91	0,35	8,43	50,00
19/07/94	5,50	9900,00	2,54	0,20	8,07	
20/07/94	4,30	7740,00	3,26	0,26	8,13	
22/07/94	2,90	5220,00	4,82	0,39	8,47	
23/07/94	2,10	3780,00	6,66	0,43	8,54	50,00
23/07/94	5,30	9540,00	3,24	0,22	8,25	
25/07/94	3,60	6480,00	4,73	0,35	8,39	
27/07/94	2,10	3780,00	8,11	0,50	8,48	50,00
27/07/94	5,50	9900,00	3,66	0,23	8,36	
28/07/94	4,50	8100,00	4,50	0,29	8,11	
29/07/94	3,70	6660,00	5,47	0,34	8,16	
31/07/94	2,80	5040,00	7,23	0,39	8,34	
01/08/94	2,50	4500,00	8,09	0,48	8,34	50,00
02/08/94	1,90	3420,00	10,53	0,58	8,36	
03/08/94	1,10	1980,00	18,20	0,90	8,20	50,00
04/08/94	0,30	540,00	65,05	1,90	6,55	
08/08/94		410,00	85,68	2,10	8,66	
10/08/94		320,00	109,78	3,30	8,74	50,00
11/08/94		230,00	128,87	3,26	8,71	
12/08/94		210,00	141,15	3,60	8,70	50,00
13/08/94		130,00	173,72	4,60	8,70	
14/08/94		110,00	205,30	4,70	8,65	
18/08/94		100,00	225,84	4,95	8,67	
21/08/94		83,00	272,09	5,48	8,72	50,00

Tableau IV: Résultats de la concentration de l'eau ajout du gypse

ex : expérience

sm : simulation théorique

C	K ex (meq/l)	K sm (meq/l)	Na ex (meq/l)	Na sm (meq/l)	Ca ex (meq/l)	Ca sm (meq/l)	Mg ex (meq/l)	Mg sm (meq/l)	Cl ex (meq/l)	Cl sm (meq/l)	SO4 ex (meq/l)	SO4 sm (meq/l)	S.A.R ex	S.A.R sm
0,00	0,03		0,10		0,25		0,21		0,13		0,02		0,21	
0,20	0,09	0,06	0,23	0,22	2,10	2,09	0,46	0,46	0,61	0,28	1,60	1,58	0,20	0,19
0,02	0,11	0,09	0,32	0,30	2,10	2,17	0,61	0,63	0,54	0,39	1,40	1,48	0,27	0,25
1,91	0,20	0,14	0,51	0,49	3,00	2,54	0,99	1,03	0,53	0,63	1,80	1,81	0,36	0,37
5,66	0,26	0,20	0,67	0,66	3,00	3,46	1,30	1,40	0,60	0,86	1,90	1,93	0,46	0,42
3,11	0,32	0,24	0,82	0,81	3,30	3,48	1,50	1,70	0,82	1,05	1,90	1,86	0,53	0,50
8,09	0,32	0,24	0,81	0,81	2,50	3,48	1,50	1,70	0,81	1,05	1,50	1,61	0,57	0,50
18,20	0,86	0,54	2,10	1,82	2,70	2,66	3,70	3,75	1,70	2,36	4,00	3,64	1,17	1,02
109,78	4,20	3,29	11,00	11,00	5,00	4,70	15,00	22,20	7,80	14,27	21,00	21,96	3,48	3,00
141,15	5,40	4,23	14,00	14,12	5,60	5,57	19,00	28,50	9,80	18,35	27,00	28,24	3,99	3,42
272,10	10,0	8,16	27,00	27,21	6,40	5,91	32,00	53,50	19,00	35,37	51,00	54,42	6,16	4,99

FC	Alc ex (meq/l)	Alc sm (meq/l)	Alc rés. Cal.ex (meq/l)	Alc rés. cal sm (meq/l)	cal sm mmol/l	pH ex	pH sm	EC ex mS/cm	HCO 3 ex (meq/l)	CO3 ex (meq/l)	NO3 ex mg/l	PO4 ex mg/l
1,00	0,44		0,19			6,48		0,058	0,45	0,00	0,18	0,02
2,20	0,67	0,96	-1,43	-1,12		7,48	7,55	0,295	1,20	0,00	0,95	0,03
3,02	1,20	1,33	-0,90	-0,84		7,61	7,59	0,301	1,50	0,00	1,20	0,03
4,91	2,37	2,16	-0,63	-0,78		7,86	7,89	0,424	2,50	0,00	2,00	0,05
6,66	2,73	2,15	-0,27	-0,53		8,10	8,08	0,465	2,90	0,00	2,70	0,06
8,11	3,22	2,22	-0,08	-0,16	0,12	8,10	8,09	0,489	3,00	0,00	3,40	0,09
8,09	2,82	2,61	0,32	0,08	0,00	8,02	8,01	0,468	3,10	0,00	3,40	0,08
18,20	3,66	2,14	0,96	0,07	2,60	8,22	8,25	0,834	4,10	0,00	8,40	0,16
109,78	6,40	3,38	1,40	0,13	21,68	8,29	8,16	2,830	6,40	0,82	44,00	0,28
141,15	7,20	3,93	1,60	0,13	28,12	8,33	8,07	3,370	6,50	1,00	55,00	0,31
272,10	5,40	3,24	-1,00	-1,04	57,35	8,40	8,32	5,710	6,50	1,20	107,00	0,47

Tableau V : Résultats de la simulation de la concentration de l'eau

FC	K (meq/l)	Na (meq/l)	Ca (meq/l)	Mg (meq/l)	Cl (meq/l)	SO4 (meq/l)	pH	Alc (meq/l)	Alc rés. cal (meq/l)
1,00	0,03	0,10	0,250	0,21	0,13	0,02	6,80	0,44	0,19
5,00	0,15	0,50	1,250	1,04	0,65	0,10	7,95	2,20	0,95
10,00	0,30	1,00	1,960	2,10	1,30	0,20	8,11	3,38	1,86
20,00	0,60	2,00	1,500	4,03	2,60	0,40	8,23	3,61	4,52
50,00	1,50	5,00	0,780	10,30	6,50	1,00	8,48	9,46	9,11
100,00	3,00	10,00	0,430	20,14	13,00	2,00	8,68	18,31	18,13
153,84	4,61	15,38	0,290	31,38	20,00	3,07	8,79	28,40	28,28
200,00	6,00	20,00	0,260	39,68	26,00	4,00	8,84	35,67	35,67
250,00	7,50	25,00	0,210	49,96	32,50	5,00	8,89	44,96	44,96
285,71	8,57	28,57	0,208	57,34	37,14	5,71	8,92	51,61	51,61
312,50	9,37	31,25	0,195	62,88	40,63	6,25	8,94	56,61	56,61
350,87	10,53	35,09	0,180	70,72	45,61	7,01	8,96	63,69	63,69
384,61	11,54	38,46	0,162	77,70	50,00	7,69	8,98	69,99	69,99
400,00	12,00	40,00	0,150	80,88	52,00	8,00	8,99	72,87	72,87
416,66	12,50	41,67	0,140	84,16	54,17	8,33	9,00	75,99	75,99
444,44	13,33	44,44	0,154	90,08	57,78	8,88	9,01	81,19	81,19
465,11	13,95	46,51	0,140	94,36	60,47	9,40	9,02	85,11	85,05
500,00	15,00	50,00	0,03	115,00	65,00	10,00	9,03	91,61	91,58

3.3.4-Synthèses et discussions

La concentration de l'eau dans cette expérience semble souffrir moins des pertes de matière sur la paroi de la cuve de concentration. Les modifications apportées au protocole expérimental ont permis de limiter les pertes de matière. Le sodium expérimentaux et simulés (sodium) sont parfaitement cohérents, tandis que le calcium et les sulfates le sont un peu moins.

Le problème concerne l'évolution des chlorures, du potassium et du magnésium. Comme dans la première concentration les chlorures et le potassium apparaissent excédentaires dans l'eau au début de l'expérience. L'excédent de potassium se conserve et s'accroît avec l'évaporation, tandis que celui des chlorures est résorbé pour devenir déficitaire en fin de concentration. Le problème de l'évolution du magnésium commence à apparaître avec la précipitation, son déficit

s'accentue au cours de la concentration ; le déficit peut provenir soit de la perte de matière sur les parois soit de la proportion qui entre dans la formation des carbonates.

Le comportement du calcium est normal mais pour le comprendre, examinons les contributions de différentes sources d'apport de calcium.

Le calcium contenu dans l'eau d'irrigation (première part), comme tous les autres ions, augmente avec la concentration. La deuxième part apportée par la dissolution du gypse, tend à décroître avec les prélèvements. Ces deux parts, si nous les comptons positivement, seront soustraites de la part due à la précipitation de la calcite. Le produit ionique $[Ca^{2+}].[CO_3^{2-}]$ restant constant dans la solution, les carbonates augmentent plus vite dans la solution. La part de calcium consommée par la précipitation de la calcite croît avec la concentration. L'accroissement relatif du calcium total de la solution ne compense pas la demande de calcium pour la précipitation. Ceci explique la diminution de la pente d'évolution du calcium.

L'alcalinité et l'alcalinité résiduelle calcite sont en accord avec la simulation théorique. L'alcalinité étant la somme algébrique des cations et anions, les perturbations sur leur concentration affectent ses valeurs. La fin de l'évaporation est caractérisée par des forts déficits en magnésium (plus de 20 meq/l), en ion chlorure (moins de 16 meq/l) et un excédent en potassium (de 2 meq/l). La baisse de la valeur de l'alcalinité au facteur de concentration 272 est donc due à l'enrichissement relatif de la solution en anions par rapport aux cations. L'alcalinité résiduelle calcite ou la part de l'alcalinité déséquilibrée par le calcium a baissé normalement au FC 272, puisque le calcium n'a pas de fluctuation à ce niveau, d'où la valeur négative.

3.4- Conclusion

A part les pertes de matière occasionnées par la précipitation des sels sur les parois du bac de concentration, les résultats expérimentaux ont montré une parfaite adéquation avec les prévisions théoriques. L'eau du fleuve Sénégal, en se concentrant, s'alcalinise et se sodise. L'ajout du gypse ne fait que retarder temporairement le processus d'alcalinisation.

Le protocole expérimental peut être amélioré, puisque le second protocole donne des résultats plus satisfaisants que le premier. L'apport régulier de l'eau semble limiter les pertes mais reste néanmoins insuffisant. Le rinçage de la paroi de la cuve de concentration par de l'eau déminéralisée peut apporter des améliorations supplémentaires à la méthode de concentration. Un autre test pouvait aussi être effectué pour savoir si la nature des matériaux de la cuve a une influence sur les variations de teneur de certaines espèces observées dès le début de l'expérience (potassium, chlorure).

Les résultats de la concentration étant connus, l'étude de l'interaction de cette eau avec les sols en condition évaporatoire peut être effectuée.

Legende	FC
1	1
2	1,5
3	3,5
4	16
5	35
6	61
7	71
8	82
9	102
a	137
b	256

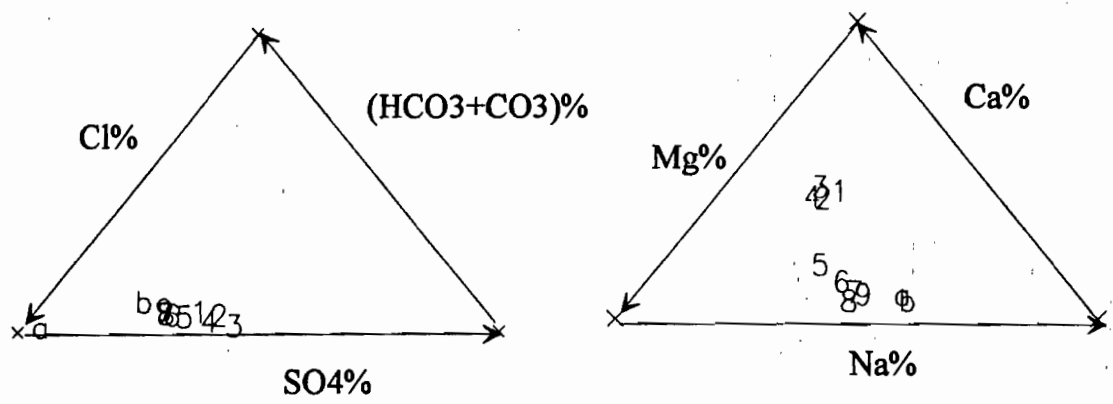


Fig :2 Evolution des proportions des ions dans l'eau seule au cours de la concentration

Legende	FC
1	1
2	2,20
3	3,02
4	4,91
5	6,66
6	8,11
7	8,09
8	18,20
9	109,78
a	141,15
b	272,10

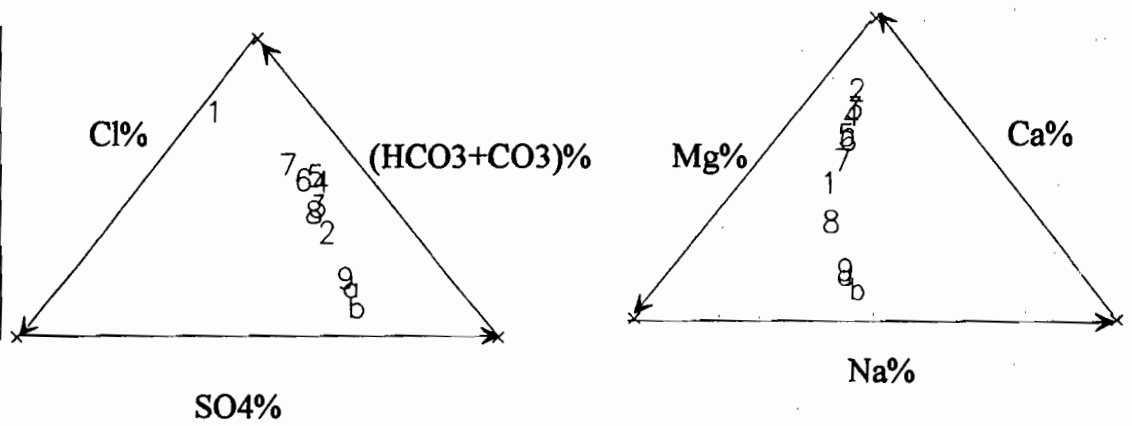


Fig :3 Evolution des proportions des ions dans l'eau avec ajout du gypse au cours de la concentration

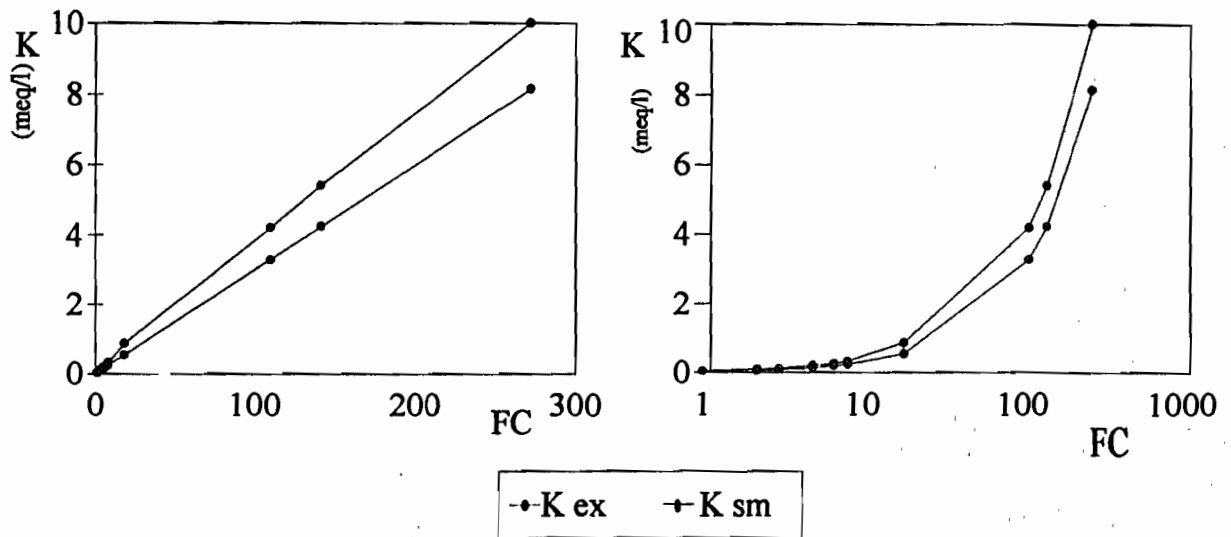


Fig :4 Evolution de la teneur en potassium en fonction du FC

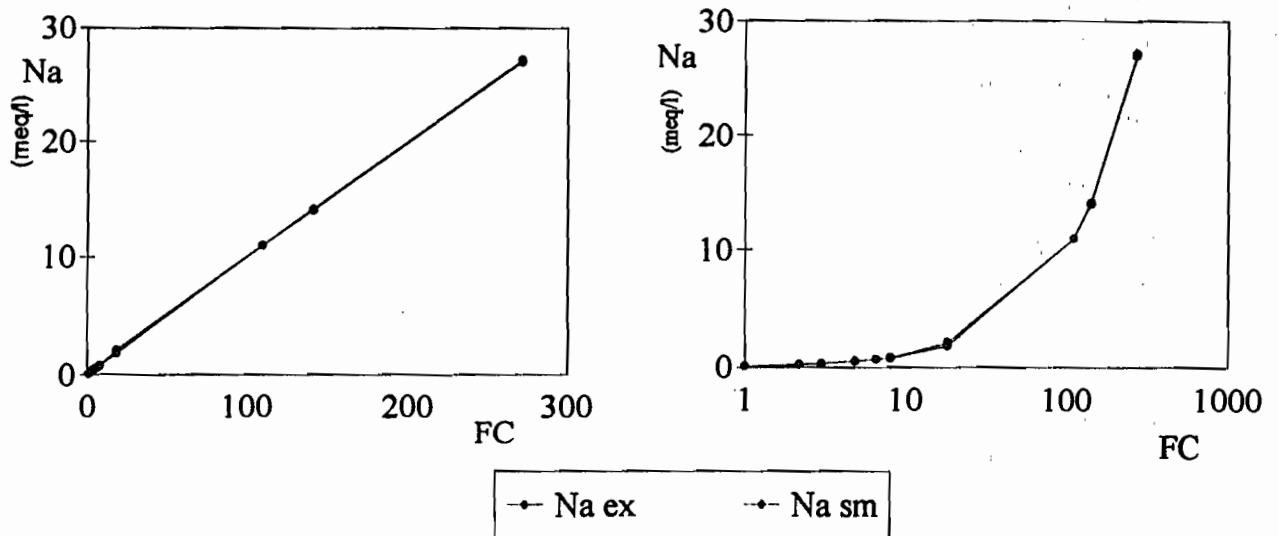


Fig :5 Evolution de la teneur en sodium en fonction du FC

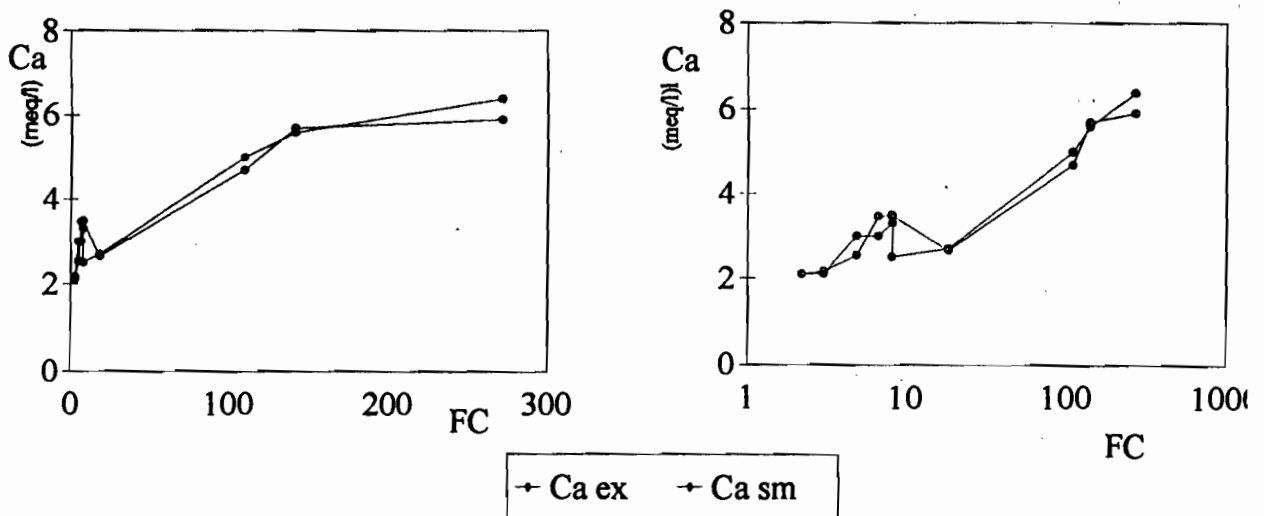


Fig :6 Evolution de la teneur en calcium en fonction du FC

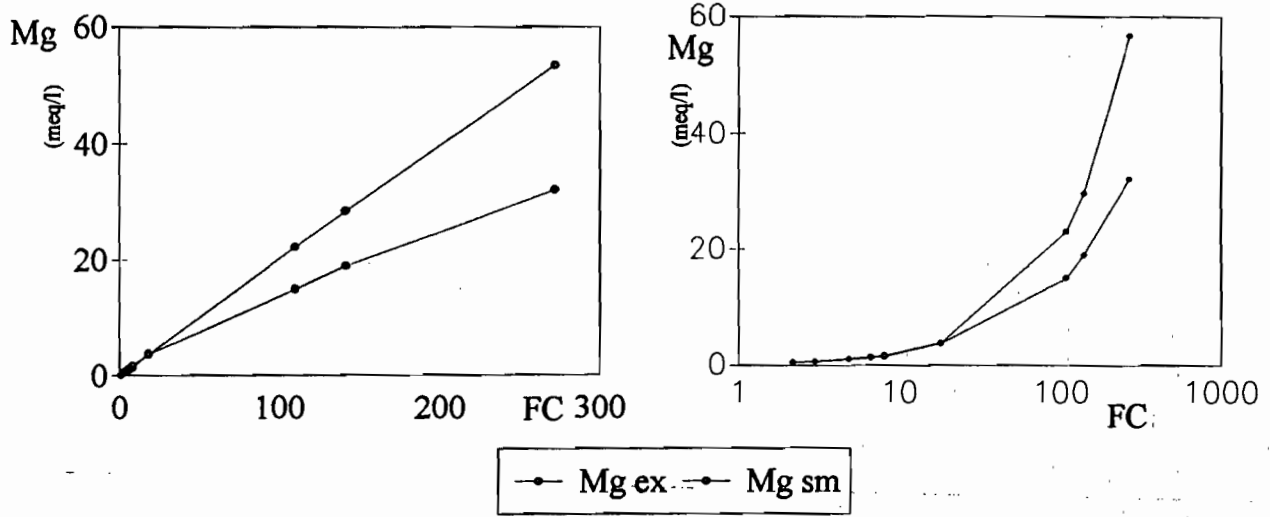


Fig :7 Evolution de la teneur en magnésium en fonction du FC

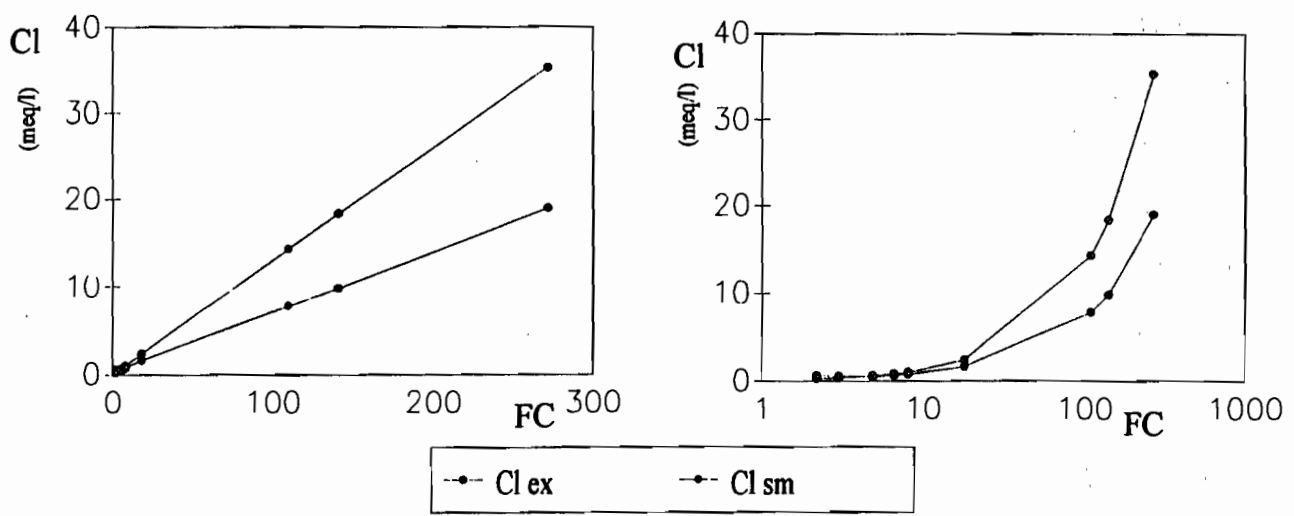


Fig :8 Evolution de la teneur en chlorure en fonction du FC

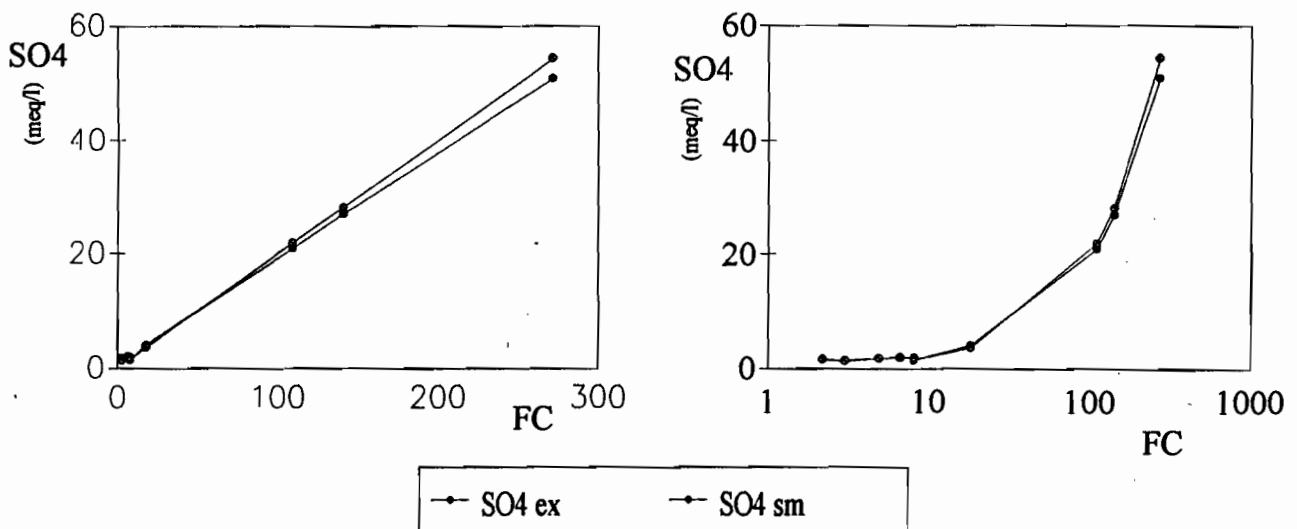


Fig :9 Evolution de la teneur en sulfate en fonction du FC

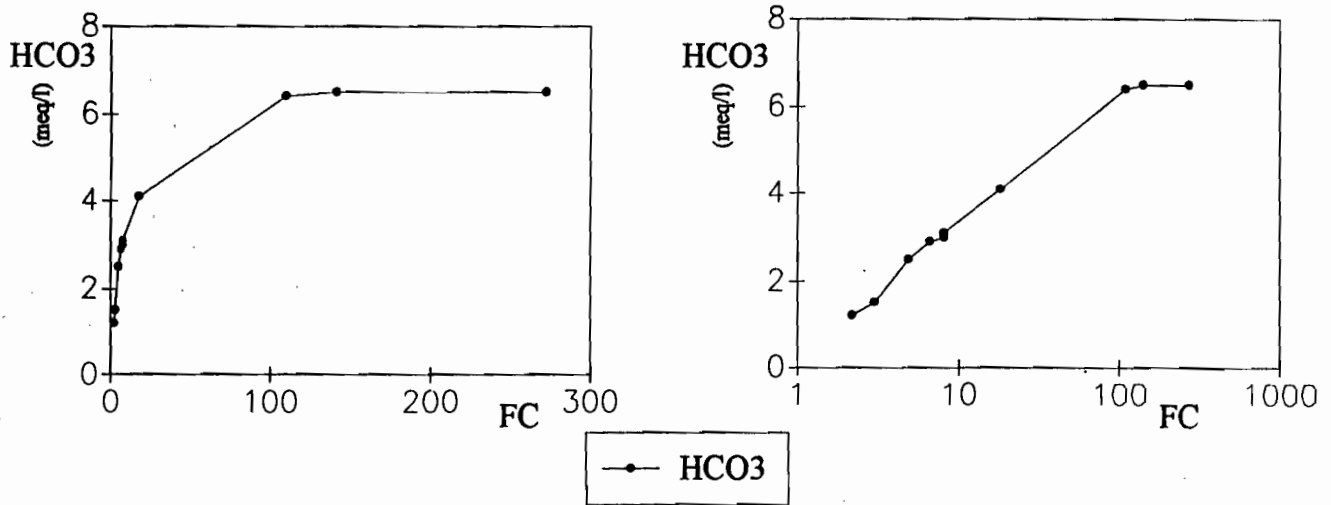


Fig :10 Evolution de la teneur en bicarbonate en fonction du FC

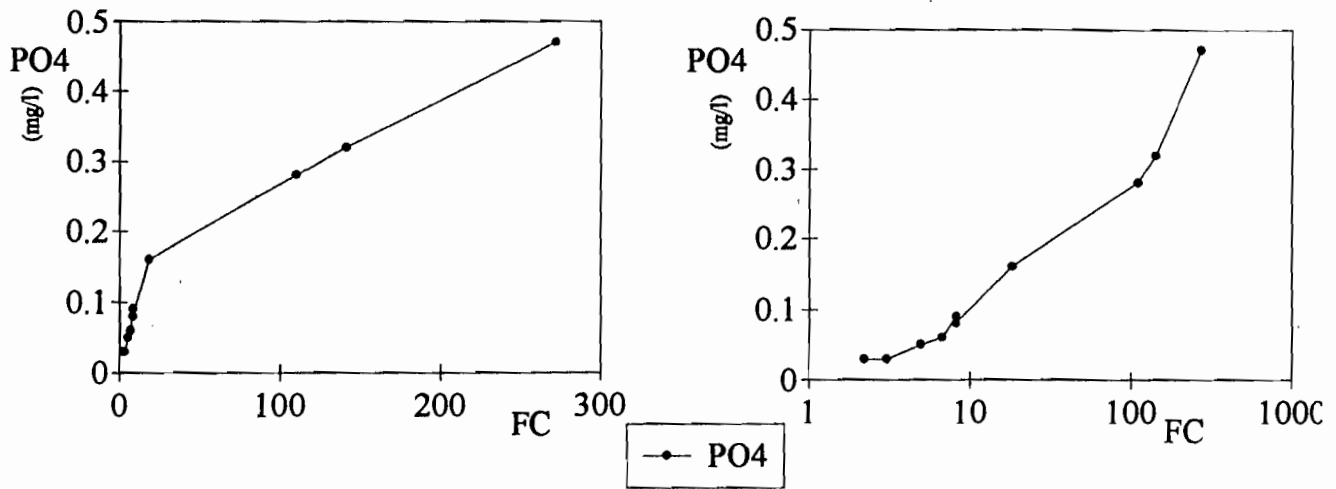


Fig :11 Evolution de la teneur en PO4 en fonction du FC

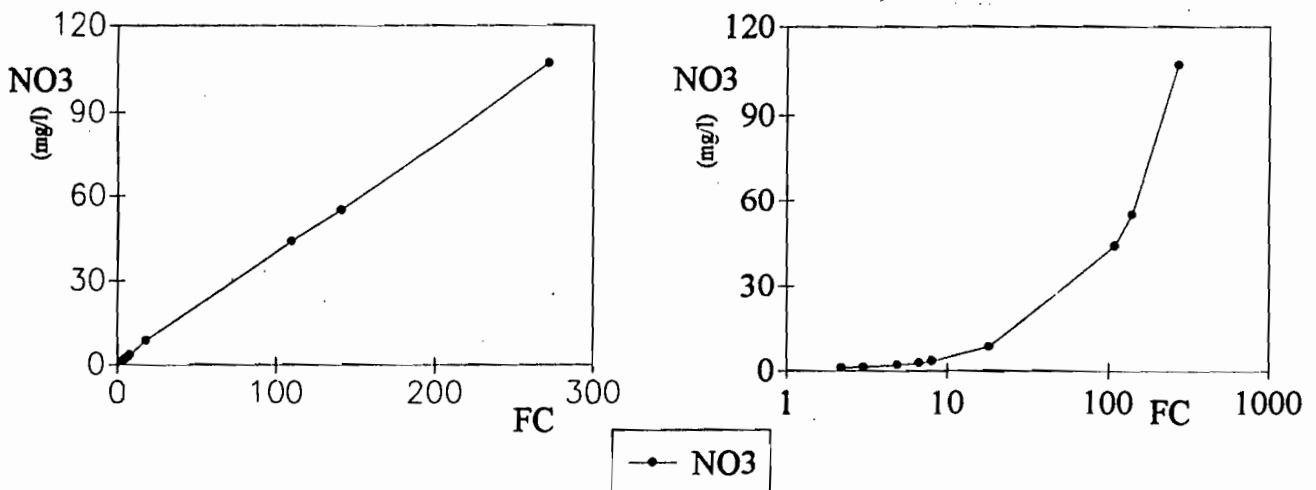


Fig :12 Evolution de la teneur en nitrate en fonction du FC

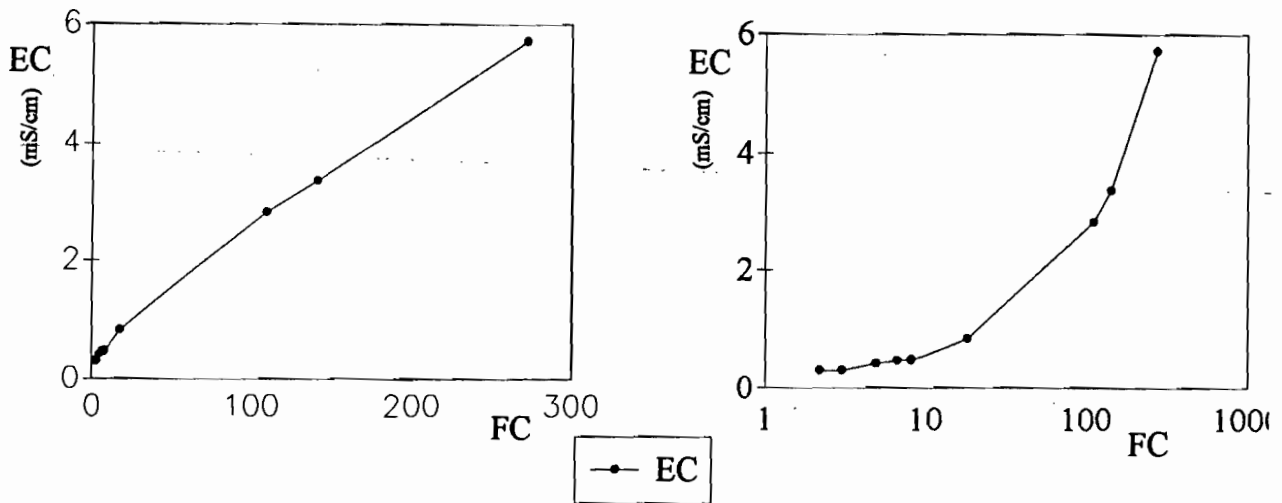


Fig :13 Evolution de la conductivité électrique en fonction du FC

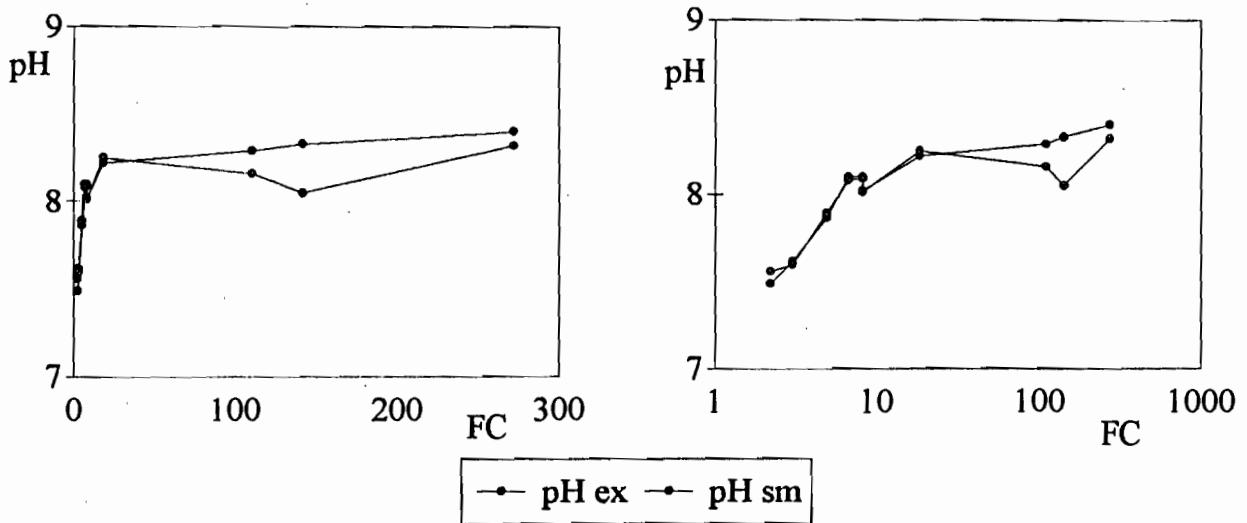


Fig :14 Evolution du pH en fonction du FC

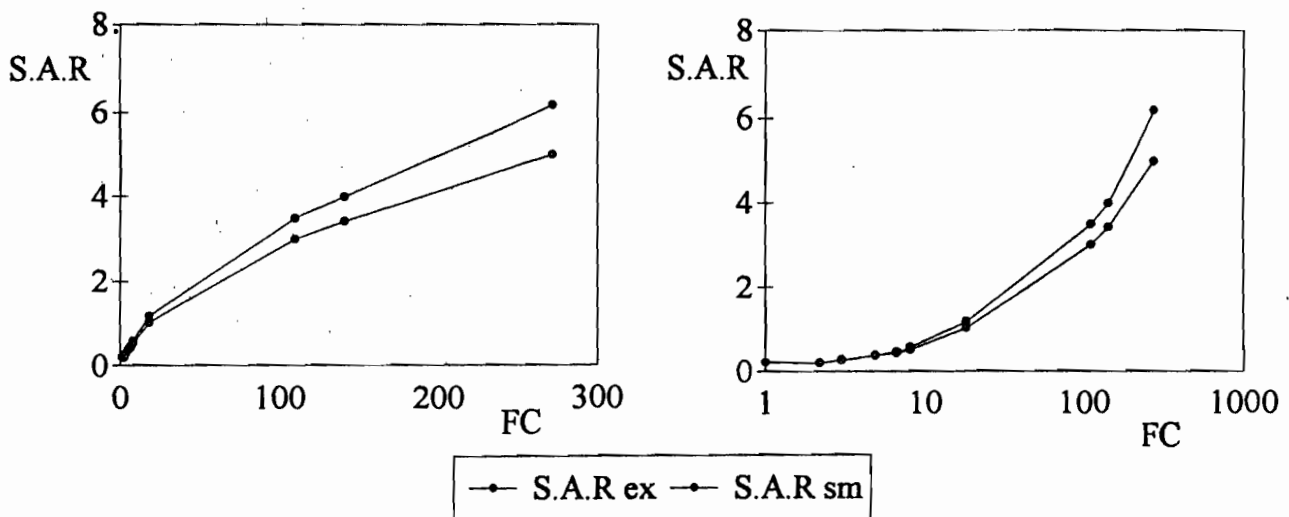
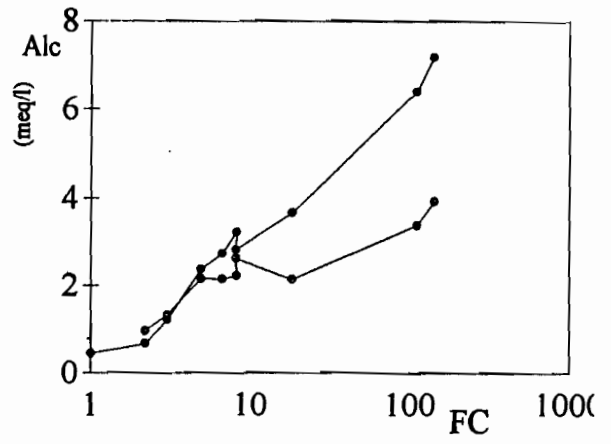
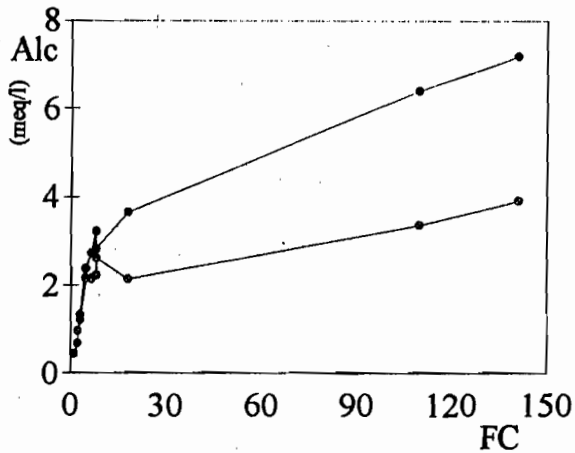
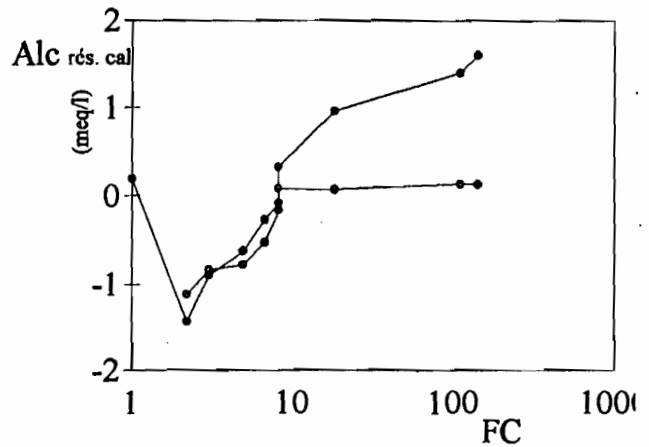
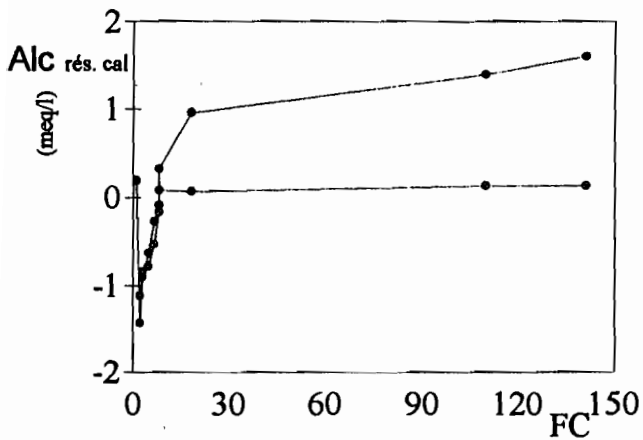


Fig :15 Evolution du S.A.R en fonction du FC



—•— Alc ex —•— Alc sm

Fig:16 Evolution de l'alcalinité en fonction du FC



—•— Alc rés.cal ex —•— Alc rés.cal sm

Fig :17 Evolution de l'alcalinité résiduelle calcite en fonction du FC

Chapitre IV : Etude expérimentale de l'interaction de l'eau avec le sol

4.1- Présentation de la zone de prélèvement

Les échantillons utilisés dans notre travail ont été prélevés dans la moyenne vallée du fleuve Sénégal, plus précisément dans la région de Podor (fig. 18). Le climat de cette région est du type sahélien. Il est marqué par les irrégularités et les faiblesses des précipitations (moyenne 300 mm), un fort contraste de température et la rigueur d'un vent très sec (l'harmattan) pendant une longue période de l'année. L'évaporation, sous l'action de la température et des vents secs, est très forte. elle est environ de 2000 mm/an et les valeurs importantes se situent entre les mois de Mars et Juillet (LOYER et TIMET, 1979). La moyenne évaporatoire journalière est de l'ordre 7 mm mais elle peut atteindre 15 mm (LOYER, 1989). Cette évaporation a pour conséquence la concentration des eaux à la surface du sol : concentration des eaux de la lame d'irrigation (cas de la riziculture), ou de l'eau du sol et de la nappe superficielle (riziculture en inter-culture et autres cultures non inondées).

4.2- Caractéristiques des sols

Les sols de la moyenne vallée sont constitués d'une proportion variable de sable, limon et d'argile. On rencontre sur les hautes levées, des sols avec des teneurs en argile faibles. Les cuvettes de décantation sont occupées par des sols argileux. Les argiles sont essentiellement constituées d'argiles gonflantes 60% (smectites, interstratifiés), 30% de kaolinite, 5% d'illite et 5% de chlorite (BOIVIN *et al.*, 1993).

Au point de vue chimique dans la tranche de 50 cm à 100 cm, les carbonates solubles sont absents dans les sols, le magnésium est rare, par contre les sulfates de calcium sont très abondants (MAYMARI, 1960). Les sols non cultivés ont un pH et une réserve d'acidité pouvant représenter 10% des cations échangeables (BOIVIN *et al.*, 1993).

4.3-Présentation des sols utilisés

Dans notre expérience nous avons utilisé trois types de sols : IT1, D8 et YO30. Le choix de ces sols est fondé sur leurs caractéristiques physiques et chimiques. Les échantillons de ces sols ont été prélevés à une profondeur de 30 cm.

- Le sol YO30 est un sol de bourrelet de berge (haute levée), sa teneur en argile est de 15%. Ce sol est le moins argileux. Sa capacité d'échange est la plus faible (6,88 meq/100g). C'est aussi le sol le moins salé (EC = 0,05 mS/cm). YO30 est un sol acide, (pH = 5,7) et sa réserve d'acidité est forte .

- D8 est un sol de cuvette de décantation , sa teneur en argile est de 47%, il est moins argileux que IT1. Sa capacité d'échange est de 12,49 meq/100g. C'est le sol le plus salé (EC = 2,3mS/cm) riche en gypse. D8 est un sol acide (pH = 5,73) et sa réserve d'acidité est faible .

- IT1 est un sol de périmètre intermédiaire mis en culture depuis 1983, très argileux (65,5%). Sa capacité d'échange est de 25,76 meq/100g. Ce sol est moins salé que D8 (EC = 0,19 mS/cm). IT1 est un sol neutre (pH = 6,9) et sa réserve d'acidité est inférieure à celle de YO30.

Tableau VI : Caractéristiques des sols utilisés pour l'expérimentation

	Analyse granulométrique					Bases échangeables				pH	EC mS/cm	CEC meq/100g
	argile %	Limo fin %	limon gros. %	sable fin. %	sable gros. %	Na meq/100g	K meq/100g	Ca meq/100g	Mg meq/100g			
YO30	15,20	9,00	19,06	57,00	0,20	0,17	3,15	1,66	5,70	5,70	0,05	6,88
D8	47,10	14,90	16,40	22,80	1,40	6,32	0,49	6,32	8,29	5,73	2,30	12,49
IT1	65,50	18,50	10,90	7,20	1,70	1,71	0,41	13,67	9,07	6,90	0,19	25,76

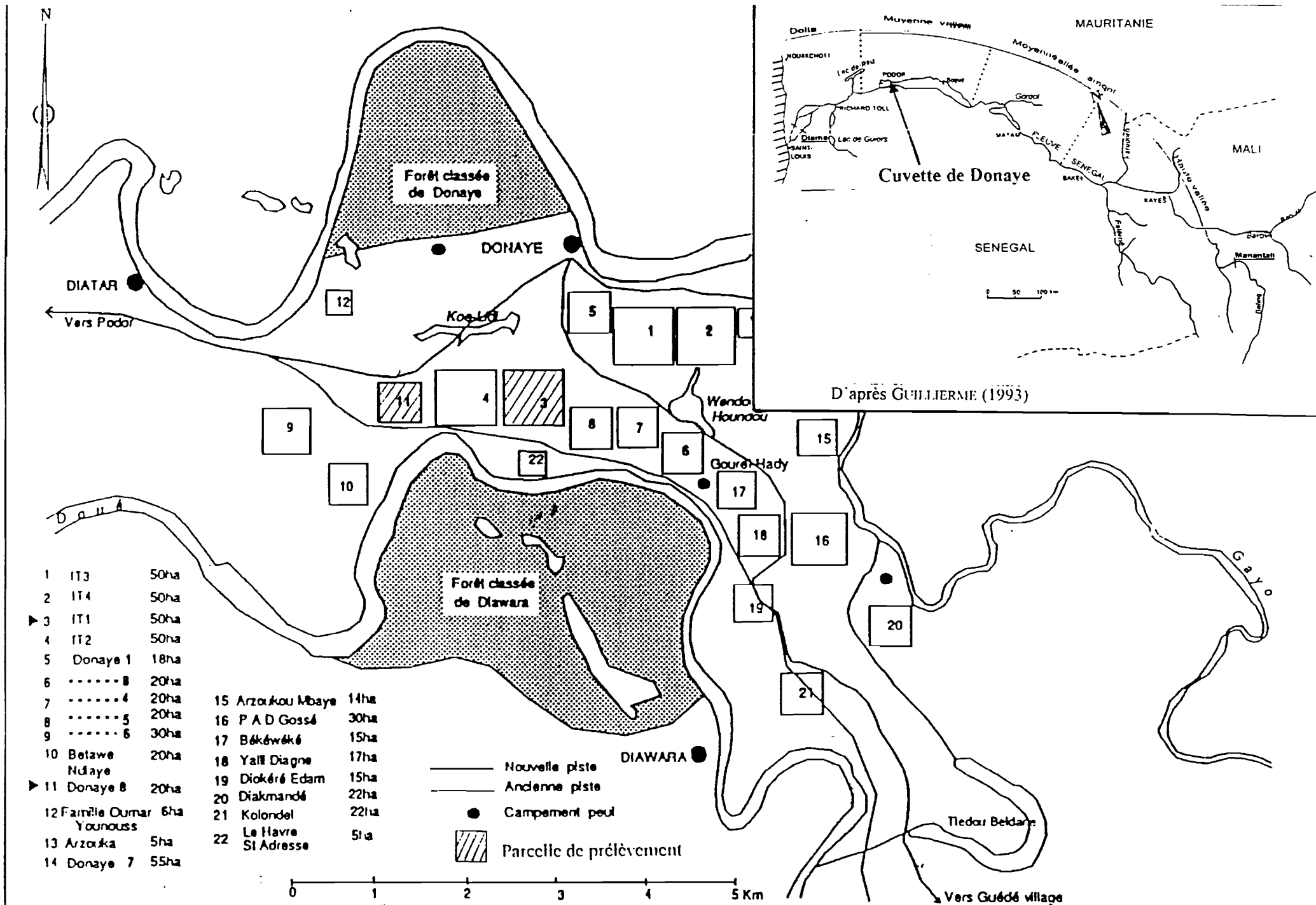


Fig : 18 Carte de localisation de la zone d'étude D'après TARRIERE (1993)

4.4-Principe de la simulation de l'irrigation

Le principe de la simulation de l'irrigation est de créer un modèle simplifié pouvant représenter le système sol irrigué. Ce système est semi-fermé : les influences extérieures sont contrôlées. Les apports de sels sont limités aux sels contenus dans l'eau d'irrigation.

4.5-Protocole expérimental

Les trois types de sols après avoir été séchés à l'air libre, sont broyés, tamisés à 2mm et homogénéisés. Après cette préparation préalable, les échantillons sont répartis dans des bâteaux. Trente bâteaux au total ; dix bâteaux pour chacun des trois types de sols. On introduit dans chaque bâteau 250 g de sol. Le sol est saturé avec de l'eau d'irrigation de composition(2) avec un léger ressuyage. La quantité nécessaire à la saturation correspond à 120 ml. A l'aide d'un agitateur le sol est mélangé, on obtient ainsi une pâte. On laisse la pâte se reposer pendant 30 à 40 mn. Le pH est ensuite mesuré avec un pH-mètre.

Le séchage avait lieu dans un premier temps dans une étuve réglée à 70°C. 24H de séjour dans l'étuve permet une évaporation de près de 50% de l'eau d'irrigation (60 ml). Les bâteaux sont ensuite sortis de l'étuve et laissés à l'air libre jusqu'à stabilisation à la température ambiante. L'eau évaporée (60ml) est compensée par un nouvel apport équivalent. Les manipulations précédentes sont reprises.

Dans un second temps, la technique de séchage est modifiée. Les échantillons sont placés dans une salle régulée à basse hygrométrie (température moyenne 30°C) et soumis à la radiation d'une lampe de 500 W. Ceci permet d'accroître la quantité d'évaporation et limite le risque de perturbations chimiques qui peuvent provenir de la température élevée. Les apports d'eau sont doublés par ce procédé d'évaporation.

Les échantillons après une dizaine de cycle d'apport d'eau sont analysés, à raison d'un échantillon par type de sol.

4.6-Observation au cours de l'expérimentation

Aux premiers apports, le sol reste homogène. Au fur et à mesure que l'évaporation se poursuit les argiles se désolidarisent de la fraction grossière. Il se produit une ségrégation des particules du sol. Les argiles forment ainsi une pellicule à la surface des échantillons. Les sols YO30 présentent une plus grande dispersion des argiles, ces échantillons sont difficiles à remuer avec un agitateur. Au bout d'une cinquantaine d'apports les échantillons se ramollissent. L'évaporation poussée des échantillons de sols D8 et surtout IT1 fait apparaître des fentes de retrait (caractères vertiques). La ségrégation des particules n'affecte pas tellement ces deux sols. Au cours de la concentration, on observe dans les échantillons D8 des pellicules blanchâtres à la surface du sol mais aussi sur les parois des bâteaux. Ces pellicules sont des sels

précipités, ils sont redissous par un nouvel apport d'eau. Globalement, au cours de l'expérience on assiste à un changement nuancé de couleurs des sols.

4.7-Résultats et interprétations

4.7.1- le pH

Le pH comme nous l'avons vu dans le chapitre II s'exprime de plusieurs façons.

Les valeurs de pH sont mesurées au cours de l'expérience dans le sol légèrement saturé en eau d'irrigation. La reprise de l'expérimentation permet de discuter ces résultats. La première expérience est marquée par des fluctuations du pH jusqu'au 20^{ème} apport d'eau. Au-delà l'évolution du pH est progressive (fig. 19, 20 et 21). La deuxième expérience donne des résultats similaires. La figure 19 représente l'évolution du pH de D8 en fonction du Nombre d'apports d'eau. Les pentes des courbes sont identiques dans les deux expériences. Cette pente est de 2 unités de pH pour cent apports d'eau. L'évolution du pH de YO30 en fonction du nombre d'apports (fig. 21) présente une pente de 3 unités pH/100 apports dans les deux expériences. Le sol IT1 présente une évolution du pH en fonction du nombre d'apports d'eau plus rapide dans la deuxième expérience (pente de 2 unités pH/100) tandis que dans la première expérience la pente n'est que d'une unité de pH pour 100 apports d'eau (fig. 20).

Le pH sur extrait 1/5 (fig. 22-1 et 22-3) augmente pour les sols IT1 et D8 avec le nombre d'apports d'eau. L'élévation de ce pH au cours de la simulation de l'irrigation est de plus d'une unité de pH.

Le pH extrait 1/5 du sol YO30 (fig. 22-2) marque une phase de décroissance jusqu'au 20^{ème} apport. Cette phase est suivie d'une élévation rapide du pH.

4.7.2- la conductivité électrique

Les conductivités électriques sont mesurées sur les extraits 1/5 des sols. Les salinités des sols IT1 et YO30 augmentent avec le nombre d'apports d'eau (fig. 22-2 et 22-3). La salinité augmente plus rapidement dans le sol YO30. Le sol D8 présente une salinité décroissante dans la première phase de l'expérience (fig. 22-1), puis redevient normale.

4.7.3 les sels solubles

Les résultats des analyses des sels solubles dans les extraits des sols au cours de la première expérience sont consignés dans le tableau VII. En comparant les résultats de la concentration de l'eau dans le sol et les prévisions théoriques de la concentration de l'eau seule (tableau V et VII), on se rend compte que toutes les valeurs des concentrations des ions majeurs obtenues dans les extraits 1/5^{ème} sont très inférieures à celles obtenues par prédiction à des facteurs de concentration équivalents.

Les figures 23, 24 et 25 représentent l'évolution des ions des différentes solutions du sol en fonction du nombre d'apports d'eau. L'extrait 1/5 du sol IT1 (fig. 23-a et 23- b) est dominé par les anions sulfates et chlorures. On note également la présence de bicarbonates et de carbonates. Les cations les plus importants dans la solution du sol IT1 sont le sodium et le magnésium. Le potassium reste à peu près constant au cours de la simulation.

Dans l'extrait du sol D8 (fig. 24-a et 24-b), les anions présents sont les chlorures et les sulfates. L'importance relative des chlorures par rapport aux sulfates s'accroît avec le nombre de cycle d'apports d'eau. Les bicarbonates sont faibles mais augmentent avec les apports. Les carbonates sont absents tandis que les nitrates apparaissent dans certains échantillons avec des valeurs faibles. Les cations sont dominés par la présence du sodium et du magnésium. Tous les cations présentent une évolution à peu près identique au cours de la simulation. Le calcium tend à décroître avec l'avancement de l'expérimentation. Le potassium reste relativement constant.

L'extrait du sol YO30 (fig. 25-a et 25-b) est marqué par la présence de chlorures, sulfates nitrates, sodium. Les bicarbonates sont faibles tandis que les carbonates sont absents.

L'analyse des courbes permet de suivre le comportement d'une espèce ionique, pour étudier l'évolution globale d'une solution, l'utilisation du diagramme triangulaire est plus illustrative.

Les figures 26, 27 et 28 représentent l'évolution des proportions des anions d'une part et d'autre part celle des cations. Les variations des pourcentages des cations et des anions étant très faibles, on voit cependant nettement la prédominance du sodium dans les différentes solutions des sols. Les proportions des cations restent presque stationnaires dans les solutions des sols IT1 et D8 (fig. 26-b et 27-b), par contre dans la solution YO30 on note un enrichissement peu marqué des ions alcalins (fig. 28-b).

L'évolution des proportions des anions est plus ou moins prononcée dans les solutions des sols IT1 et YO30 (fig. 26-a et 28 a). Sur ces figures, on note une importance relative en ions chlorures. Dans le sol IT1 la proportion des chlorures augmente, celle des carbonates et bicarbonates diminue, tandis que dans le sol YO30 la solution s'enrichit en ions bicarbonates et sulfates avec l'augmentation du nombre d'apports d'eau.

Sur la figure 27-a ne donne aucune tendance évolutive. Cependant les sulfates restent majoritaires, les ions bicarbonates sont très faibles.

Tableau VII : Résultats de l'analyse des sels solubles des différentes solutions du sol (extrait 1/5^{ème})

IT1											
Nbr d'apports	pH	EC mS/cm	Cl meq/100g	SO4 meq/100g	NO3 meq/100g	HCO3 meq/100g	CO3 meq/100g	Ca meq/100g	Mg meq/100g	Na meq/100g	K meq/100g
0,00	7,17	0,19	0,38	0,10	0,00			0,16	0,16	0,88	0,03
8,50	7,43	0,20	0,42	0,12	0,00	0,23	0,09	0,12	0,18	0,76	0,04
14,50	7,51	0,22	0,50	0,14	0,00	0,20	0,10	0,12	0,15	0,83	0,04
25,50	7,56	0,28	0,65	0,22	0,00	0,34	0,09	0,20	0,23	1,00	0,05
31,50	7,64	0,25	0,58	0,27	0,00	0,22	0,09	0,14	0,18	0,86	0,04
43,00	7,65	0,25	0,58	0,24	0,01	0,15	0,16	0,18	0,19	0,87	0,04
47,00	7,86	0,24	0,65	0,19	0,00	0,12	0,11	0,12	0,17	0,82	0,04
D8											
Nbr d'apports	pH	EC mS/cm	Cl meq/100g	SO4 meq/100g	NO3 meq/100g	HCO3 meq/100g	CO3 meq/100g	Ca meq/100g	Mg meq/100g	Na meq/100g	K meq/100g
0	6,30	2,30	6,49	7,26				1,40	2,29	10,49	0,12
7,50	6,72	1,89	4,06	5,89	0,01	0,12		1,14	1,89	7,06	0,05
12,50	6,73	2,06	4,04	6,76	0,00	0,16		1,52	2,31	7,26	0,06
17,50	6,82	1,88	4,12	5,91	0,00	0,19		1,24	2,01	6,95	0,10
21,50	6,71	1,56	2,60	5,22	0,10	0,21		1,14	1,65	5,81	0,10
31,50	6,77	1,32	2,04	4,68	0,10	0,12		0,93	1,29	4,99	0,10
35,00	7,03	1,51	2,52	4,65	0,08	0,15		0,85	1,39	6,02	0,10
45,50	6,92	1,72	3,71	5,32	0,00	0,17		1,07	1,74	6,22	0,10
YO30											
Nbr d'apports	pH	EC mS/cm	Cl meq/100g	SO4 meq/100g	NO3 meq/100g	HCO3 meq/100g	CO3 meq/100g	Ca meq/100g	Mg meq/100g	Na meq/100g	K meq/100g
0	6,74	0,05	0,11	0,05				0,10	0,06	0,09	0,03
7,50	6,10	0,17	0,37	0,06	0,09	0,04		0,16	0,15	0,19	0,03
12,50	5,81	0,17	0,37	0,10	0,07	0,04		0,18	0,16	0,17	0,03
17,50	6,03	0,17	0,39	0,13	0,18	0,06		0,15	0,15	0,21	0,04
25,50	6,04	0,24	0,58	0,25	0,06	0,06		0,22	0,19	0,46	0,05
31,50	6,21	0,17	0,38	0,19	0,11	0,06		0,16	0,17	0,33	0,05
38,00	6,92	0,18	0,43	0,12	0,17	0,07		0,21	0,20	0,26	0,06
44,00	6,40	0,21	0,60	0,17	0,04	0,12		0,21	0,19	0,40	0,06

4.8-Synthèses et discussions

Les mesures directes au cours de l'expérience ont donné une évolution croissante du pH en fonction des apports. Cependant certaines zones d'ombre doivent être clarifiées. La première expérience a donné des résultats qui fluctuaient beaucoup jusqu'au 20^{ème} apport. C'est une des raisons qui ont fait que la technique de concentration a été modifiée. L'évolution du pH de YO30 est plus grande, ce qui est normal. Ce sol est le moins argileux, sa réserve d'acidité quoique importante, influence moins la progression du pH. Cependant l'action de la température a entraîné une acidification (première expérience) du sol. Les sols D8 et IT1 ont à peu près le même type d'évolution en ce qui concerne leur pH.

Dans l'évolution de la conductivité électrique de D8, on a constaté d'abord une décroissance de celle-ci, puis une tendance à l'augmentation. La simulation de l'irrigation entraîne une augmentation de la conductivité électrique des sols IT1 et YO30, donc la salinité de ces sols augmente. La simulation de l'irrigation conduit à une salinisation des sols YO30 et IT1.

Les concentrations des ions majeurs dans les extraits 1/5^{ème} des sols sont plus faibles que celles de l'eau à un facteur de concentration donné. Cette situation s'explique par plusieurs raisons : l'extrait 1/5^{ème} ne permet pas de dissoudre tous les sels (nous donnerons plus tard un exemple de sous-estimation), le sol est un milieu complexe. Les réactions d'échange peuvent transférer les ions de la solution du sol vers les complexes absorbants et on inclura parmi ces raisons les pertes des sels au cours de l'expérimentation. On peut s'attendre à ce que la concentration de l'eau dans le sol accroît la charge ionique globale. La nature du milieu fait que cette charge peut diminuer (D8) ou croître (YO30 et IT1). De ce fait les facteurs de concentration de l'eau dans le sol doivent être différenciés de celui de l'eau. La conservabilité des substances est difficile, surtout si on intègre la dynamique des fluides dans le sol.

Les courbes permettent d'étudier le comportement d'une espèce ionique d'une solution. Mais l'étude comparée des proportions des espèces par le diagramme triangulaire renseigne plus sur l'évolution globale de la solution.

Ainsi sur les extraits on a constaté que le sodium est le plus important. Les proportions des cations restent quasiment stationnaires au cours de la simulation dans les sols D8 et IT1. Par contre dans le sol YO30 une certaine évolution est notée.

L'analyse du comportement individuel des différents cations permet d'apprécier mieux les risques de dégradation des sols. Les comportements du calcium et du sodium seront particulièrement étudiés.

Dans les extraits des sols D8 et IT1, le calcium après une petite phase de croissance (jusqu'au 25ème apport pour IT1 et 15^{ème} apport pour D8), décroît. Cette phase de décroissance

matérialise l'étape de précipitation de la calcite. L'eau de simulation de l'irrigation a une alcalinité résiduelle calcite positive ($\text{Alc. rés. cal} = 0,19 \text{ meq/l}$). Si on considère qu'au dernier apport tout l'excès de carbonates contenu dans l'eau d'irrigation précipite dans le sol, on constate qu'en faisant le ratio calcium bloqué sous forme de calcite sur calcium initial de la solution du sol, les ratios sont plus élevés dans les sols YO30 (plus de 4) et IT1 (plus de 2) que dans le sol D8 (moins de 0,5). Ce raisonnement permet d'évaluer le capital de résistance (le stock de calcium disponible dans le sol) de ces différents sols vis à vis de l'alcalinisation. Le sol YO30 est moins résistant, son stock de calcium initial est très faible. Le sol D8 est le plus résistant vis à vis de l'alcalinisation, son stock de calcium est plus important.

L'évolution de la concentration en sodium pour les sols IT1 et D8 est régressive. Pour ces deux sols, le pourcentage du sodium par rapport aux autres cations dépasse 70% avant le début de la simulation. On est donc en présence de sols déjà sodisés. Les réactions de remplacement du calcium et du magnésium sur le complexe se déroulent. La courbe régressive du sodium est donc due à un appauvrissement relatif de la solution du sol en sodium. Dans la solution de YO30 le sodium présente une teneur faible. Les réactions de remplacement du calcium par le sodium sur le complexe adsorbant n'ont pas lieu dans notre expérience, c'est pourquoi son accroissement est plus grand. Le sol YO30 n'est pas sodisé. Mais en comparant les potentialités de ces différents sols, on se rend compte que l'accroissement de la concentration du sodium dans le sol YO30 est très important. Le risque de sodisation pour ce sol est plus grand que les deux autres. Le sol D8 à cause de sa réserve en calcium (gypse) serait plus résistant à la sodisation que le sol IT1.

Les anions restent toujours dominés par les chlorures ; les bicarbonates sont peu importants. mais la solution du sol s'enrichit relativement en ces anions. Les valeurs des teneurs des carbonates sont sous-estimées. En effet les mesures effectuées sur extrait 1/50^{ème} des sols initiaux (avant l'expérimentation) donnent des valeurs plus élevées en ions bicarbonates que celles mesurées dans l'extrait 1/5. Pour les sols IT1, D8 et YO30, on a respectivement 0,40meq/100g, 0,15 meq/100g et 0,10meq/100g dans l'extrait 1/50^{ème}.

Les allures des courbes s'expliquent par les hétérogénéités des échantillons des sols. En effet, sur le même sol nous avons prélevé différents échantillons. Les faibles différences notées au début de l'expérimentation, augmentent au fur et à mesure que la simulation avance. D'autres problèmes relatifs à la perte de sels sur les parois de bûcher et sur l'agitateur peuvent expliquer les écarts constatés sur les courbes.

4.9-Proposition pour l'amélioration du protocole expérimental

Il nous semble important au vu des difficultés rencontrées dans la mise en oeuvre de notre protocole expérimental de faire des suggestions pour améliorer la méthode de simulation de

l'irrigation. Nous allons examiner comment diminuer le temps de suivi, améliorer la technique de concentration, éviter les pertes et faciliter le contact de tout le sol avec la solution afin de voir dans quelle mesure les résultats peuvent refléter la réalité et être utilisables pour la modélisation de dégradation du sol.

Le suivi de l'expérimentation est très long par rapport à la durée de notre stage, on peut l'accélérer. Dans le chapitre III nous avons vu qu'on peut améliorer la concentration de l'eau d'irrigation par apport régulier et par rinçage des parois de la cuve de concentration avec de l'eau déminéralisée, ceci permet de limiter les pertes de sels. Une eau bien concentrée peut servir à simuler l'irrigation des sols. Le sol saturé avec l'eau concentrée 50 à 100 fois doit être placé dans une enceinte où la température ambiante est stable. On laisse le sol saturé pendant suffisamment de temps pour que les équilibres puissent se produire (par exemple une semaine).

L'utilisation de la lampe de 500 W permet une évaporation rapide de l'eau. L'évaporation est accélérée et la température des échantillons reste basse quand la lampe est combinée à un courant d'air.

L'utilisation de bâteaux en verre pour la concentration de l'eau dans le sol présente des contraintes. La fragilité du matériel, le collage de sol sur les parois, la forme du bâteau qui empêche tout le sol soit en contact avec l'eau apportée. L'agitation de l'échantillon est difficile à réaliser. L'utilisation de bâteau oval et en PVC peut faciliter la mise en oeuvre de la méthode. Par la même occasion on accroît la surface évaporatoire.

Il serait important de reconstituer le profil du sol pour l'étude du mécanisme de dégradation des sols au laboratoire. Ce qui permettra de prendre en compte la dynamique des fluides (eau d'irrigation surtout).

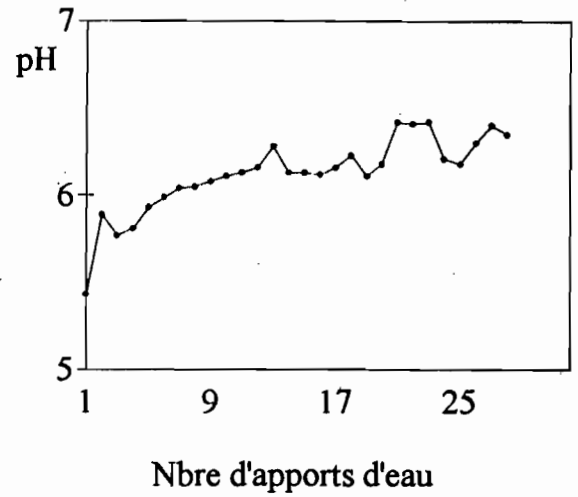
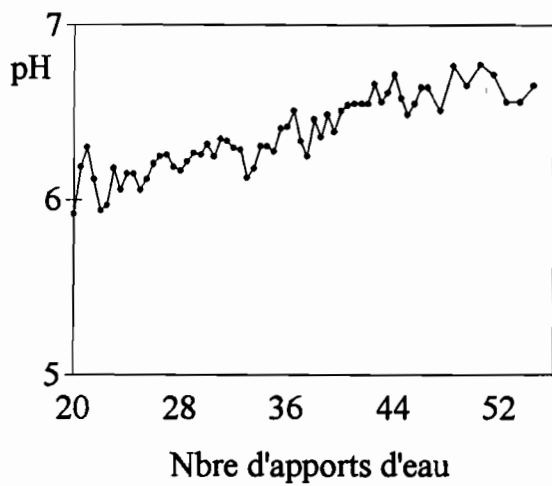
4.10-Conclusion

L'expérience nous a permis d'élever le pH des sols jusqu'à plus d'une unité. Ceci est considérable, comparé à la vitesse du déroulement des processus naturels. L'élévation d'une unité de pH in situ dans les sols correspond à peu près à 10 ans de mise en valeur (SCHLES, 1995). Les résultats obtenus sur les pH des sols D8 et YO30 ne peuvent pas permettre d'affirmer qu'au cours de notre expérience ces sols sont alcalinisés. Mais on peut prévoir une alcalinisation, vu les tendances globales de l'évolution du pH et de la concentration en carbonates de solutions des sols. Le temps de suivi de la simulation est relativement court pour permettre d'atteindre ce stade de dégradation. Le sol YO30 est plus vulnérable à l'alcalinisation. Le sol IT1 déjà à un stade avancé de dégradation évoluera à une vitesse à peu près équivalente à celle du sol D8.

L'étude de l'évolution des proportions des ions dans les solutions des sols nous a montré une importance relative du sodium par rapport aux ions alcalino-terreux. La sodisation semble être la dégradation qui affectera plus rapidement ces sols.

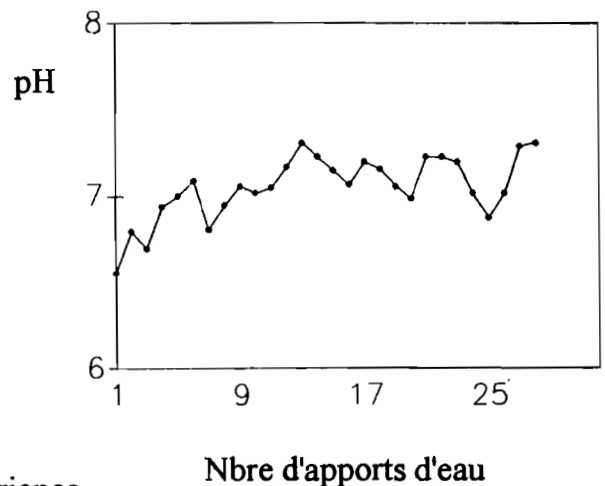
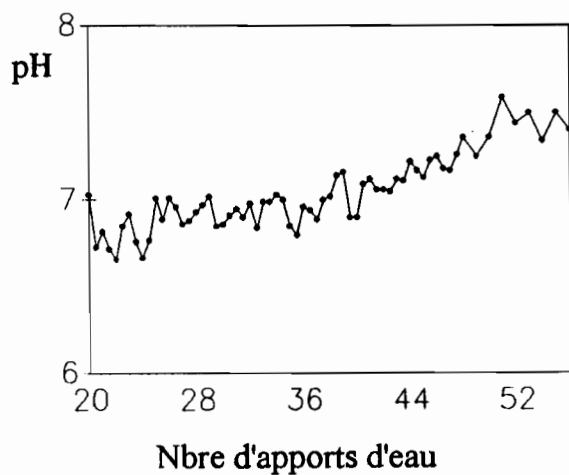
L'augmentation de la conductivité électrique de solutions des sols YO30 et IT1 montre une salinisation de ces sols au cours de la simulation de l'irrigation.

Le protocole expérimental de suivi des mécanismes de dégradation saline doit être amélioré pour permettre de réduire le temps de l'expérimentation, mais aussi d'accroître la fiabilité de la méthode.



(a) a : première expérience
 b : deuxième expérience
 1 apport = 120 ml

Fig :19 Evolution du pH moyen du sol D8 en fonction du nombre d'apports d'eau



(a) a : première expérience
 b : deuxième expérience
 1 apport = 120 ml

Fig: 20 Evolution du pH moyen du sol IT1 en fonction d'apports d'eau

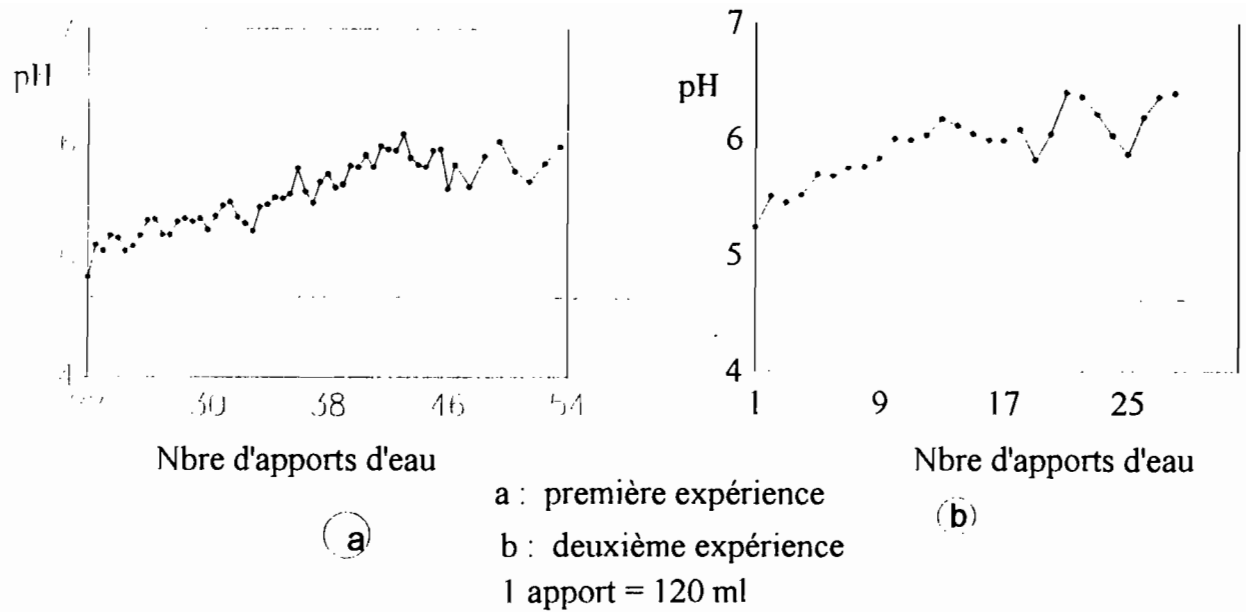


Fig :21 Evolution du pH moyen du sol YO30 en fonction d'apports d'eau

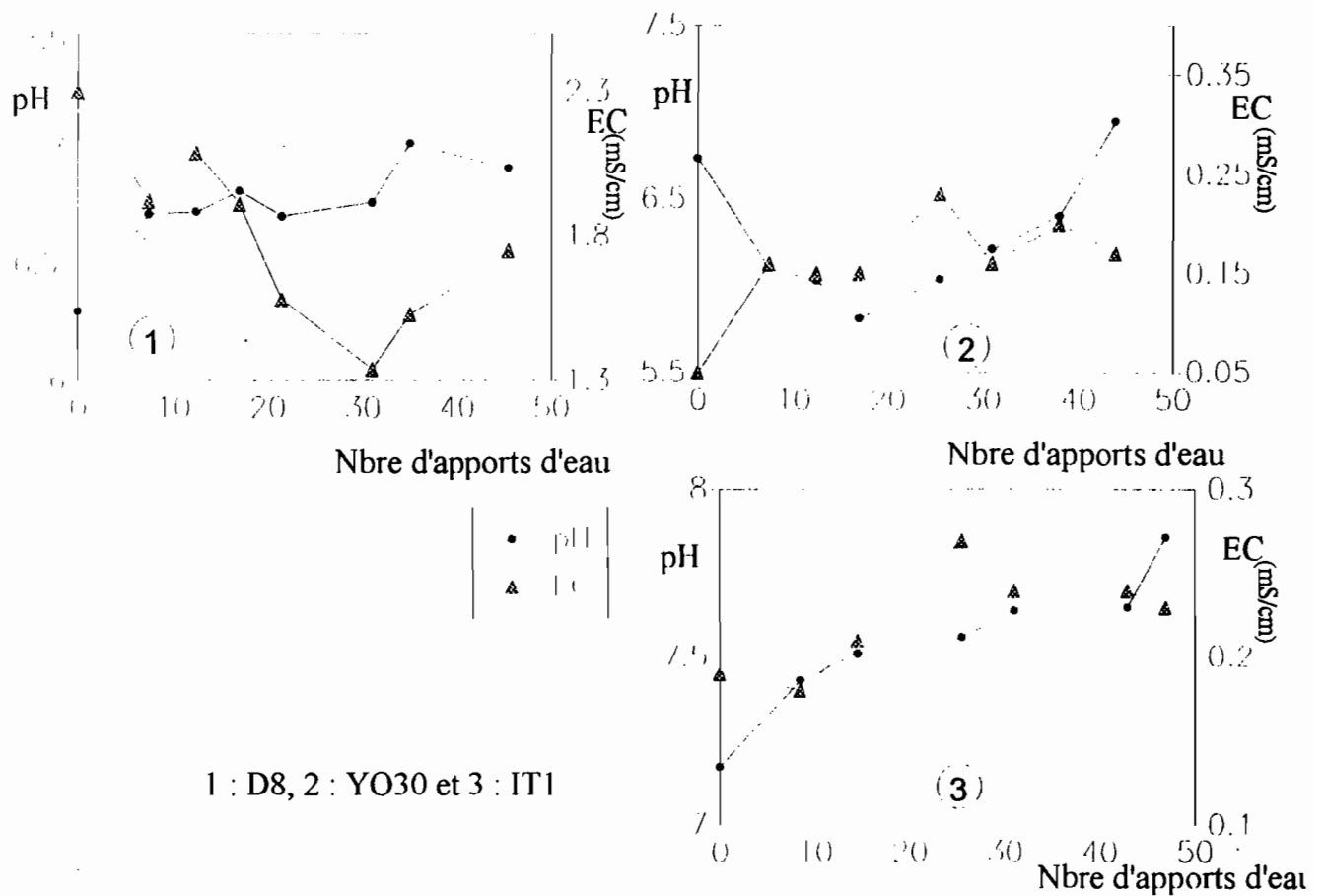


Fig :22 Evolution du pH et des conductivités électriques (extrait 1/5)des différents types de sol en fonction du nombre d'apports d'eau (1ère expérience)

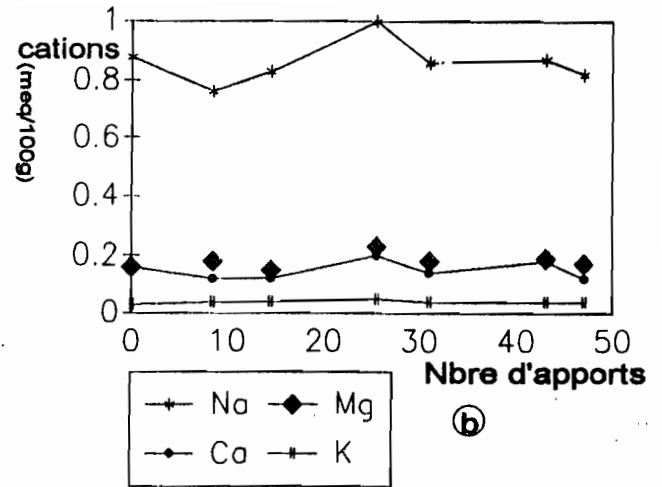
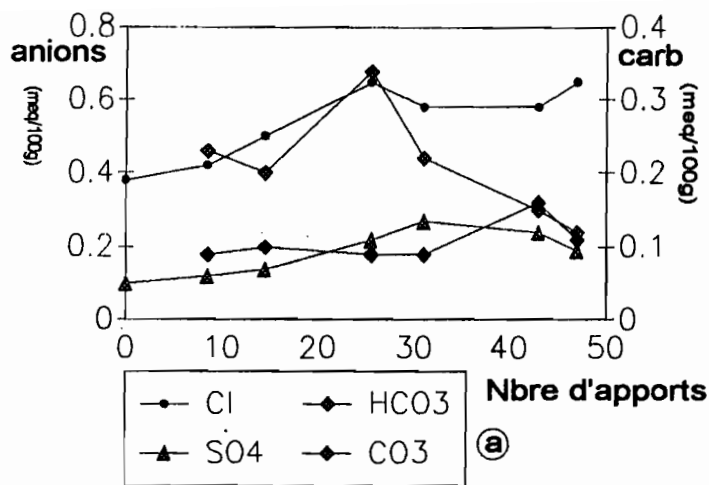


Fig : 23

Evolution des cations et anions du sol IT1 en fonction du nombre d'apports d'eau (extrait 1/5)

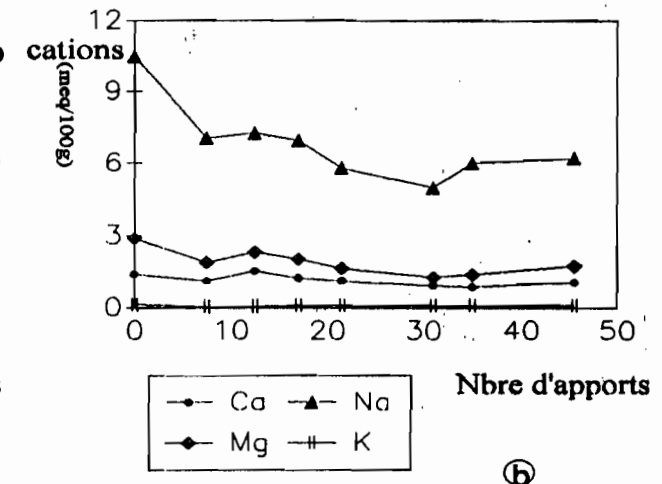
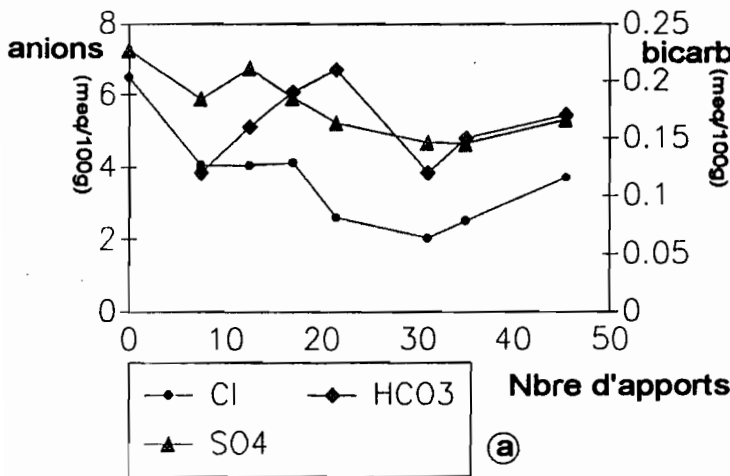


Fig : 24

Evolution des cations et anions du sol D8 en fonction du nombre d'apports d'eau (extrait 1/5)

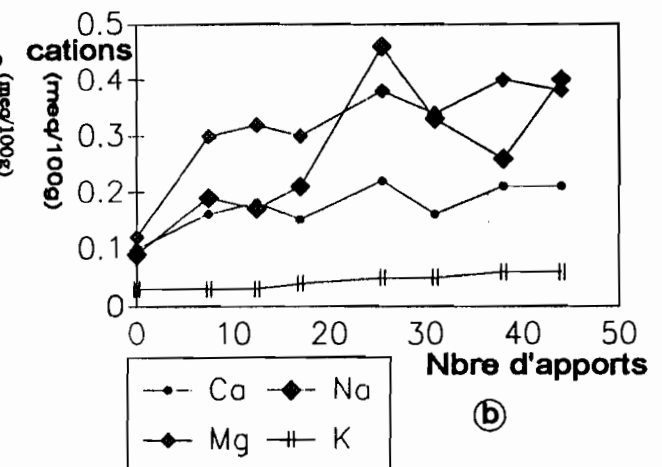
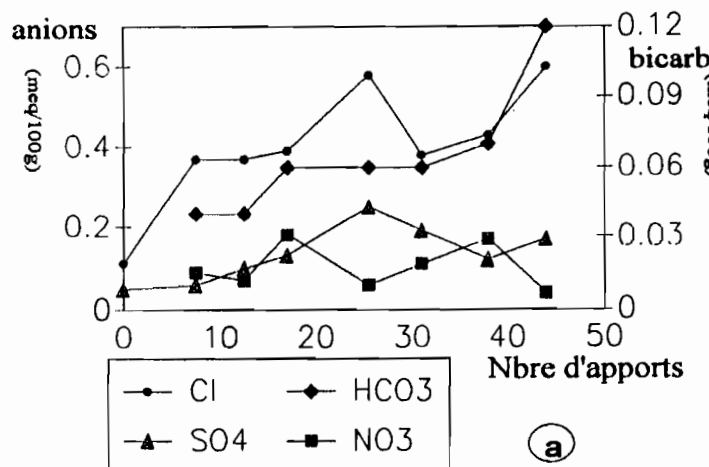


Fig : 25

Evolution des cations et anions du sol YO30 en fonction du nombre d'apports d'eau (extrait 1/5)

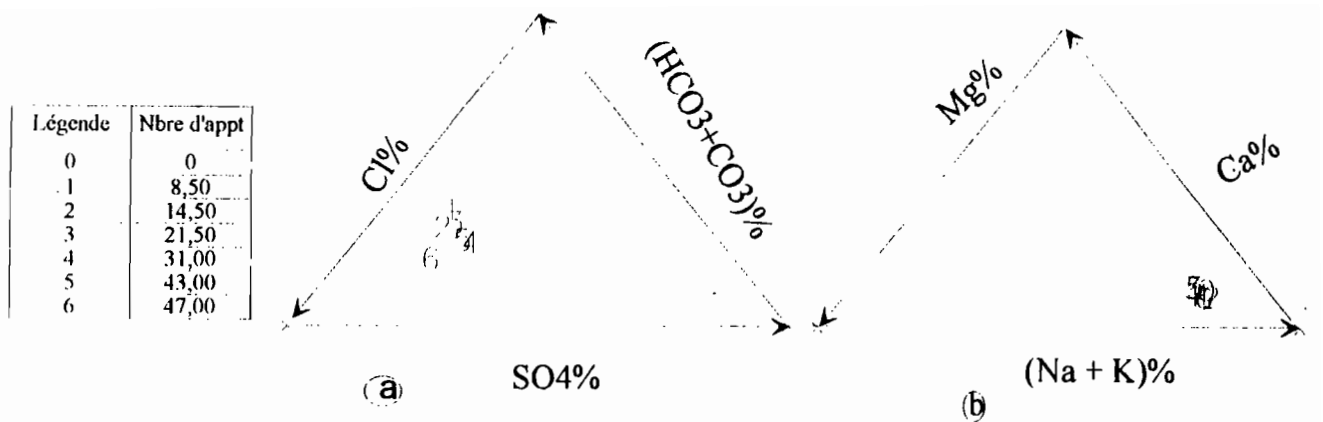


Fig : 26 Evolution des proportions des ions dans la solution du sol IT1 en fonction du nombre d'apports d'eau (1ère expérience)

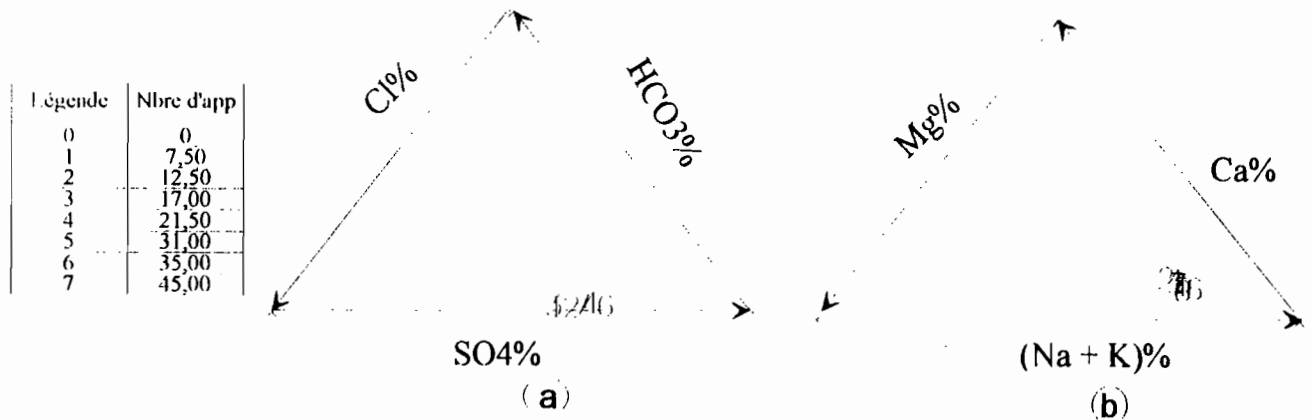


Fig : 27 Evolution des proportions des ions dans la solution du sol D8 en fonction du nombre d'apports d'eau (1ère expérience)

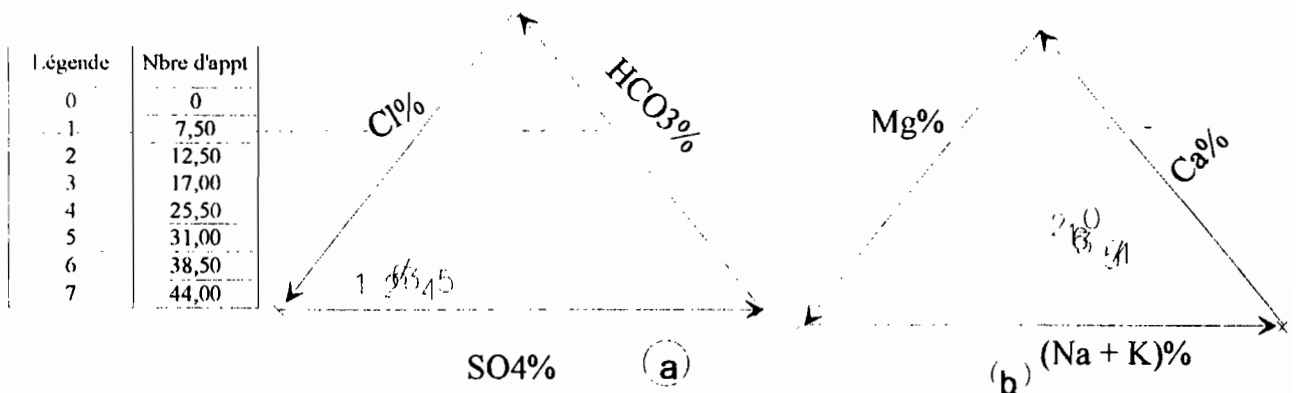


Fig : 28 Evolution des proportions des ions dans la solution du sol YO30 en fonction du nombre d'apports d'eau (1ère expérience)

Chapitre V : Discussions et conclusion générale

Dans cette partie nous nous intéresserons aux causes de la dégradation des sols des périmètres irrigués de la moyenne vallée du fleuve Sénégal.

Il est incontestable que l'eau du fleuve Sénégal n'est pas de bonne qualité pour l'irrigation (ce qui est valable pour toutes les eaux des fleuves sahélo-sahariens) contrairement à la conception classique basée sur la classification de l'US Salinity Laboratory. En effet, la concentration de ces eaux déséquilibrées par l'excès des carbonates par rapport au calcium entraîne une alcalinisation (accumulation des carbonates). Le blocage du calcium sous forme de calcite au cours de la concentration conduit à un enrichissement relatif en sodium par rapport aux ions alcalino-terreux d'où une sodisation. La concentration de l'eau donne des résultats sans équivoque.

Le problème qui se pose est de savoir si les sols soumis à l'irrigation peuvent être considérés comme un système semi-fermé aux sels, c'est à dire qui ne reçoit des sels que de la part de l'eau d'irrigation.

Dans notre étude de la simulation de l'irrigation, nous avons étudié un système très simplifié par rapport à la réalité. Ce système est semi-fermé car tout apport ou perte de sels autre que le sel contenu dans l'eau d'irrigation est fermé au système.

Le bilan salin de notre modèle est positif, tout le sel qui entre se concentre dans le système. En moyenne au cours de notre première expérience nous avons apporté au sol 6,36 l d'eau d'irrigation ce qui est équivalent à 1,59 meq calcium. Au dernier apport le facteur de concentration de l'eau est de 52. Pour la concentration de l'eau seule, on a dépassé le facteur de concentration où la calcite précipite. Dans nos sols il ya effectivement une précipitation de la calcite; les observations sur les parois des bêchers l'ont confirmé.

En raisonnant sur une échelle plus grande, celle des périmètres pour une campagne de culture, si 1 m de sol stocke la quantité d'eau apportée par l'irrigation ce qui correspond sensiblement à 1 litre / kg de sol (1cm^3 /g de sol). Pour 250g de sol nous avons apporté 6,36l ce qui est équivalent à $25,44\text{cm}^3$ /g de sol soit 25,44 campagnes. Si les sols sont exploités en double culture (2 campagnes par an) nos apports correspondent sensiblement à 12,5 ans de mise en culture. Les résultats des mesures sur le terrain ont donné une élévation d'une unité de pH pour les sols soumis à l'irrigation pendant 10 ans. Ce qui est comparable à nos résultats.

Cet écart d'estimation expérimental de temps de mise en culture ne peut être expliqué que par les phénomènes mis en jeu sur le terrain. En effet dans le contexte d'irrigation, la dynamique des fluides joue un rôle important. Le mouvement des fluides entraîne, soit un gain, soit une perte des ions de la solution du sol par le phénomène de contamination. Pour le cas particulier de substances alcalinisantes (les bases faibles), on peut dire que la solution du sol s'enrichirait d'autant plus que la concentration de l'eau dans le sol serait insuffisante pour justifier les élévations du pH. Mais également il existe dans le sol des sources potentielles d'apport.

Il est donc clair que la première cause de dégradation des sols des périmètres irrigués de la moyenne vallée du fleuve Sénégal est l'eau d'irrigation. Cependant pour bien caractériser le mécanisme et prévoir la vitesse de dégradation des sols, les paramètres du milieu qui intègre la dynamique des fluides doivent être pris en compte.

Notre travail a permis d'étudier l'évolution de la qualité de l'eau d'irrigation prélevée dans le Doué. Cette eau déséquilibrée en carbonates par rapport au calcium s'alcalinise en se concentrant. Ce déséquilibre s'accroît avec la concentration. L'eau évolue vers le pôle sodique au cours de la concentration. L'apport du calcium par dissolution du gypse permet de retarder le processus d'alcalinisation. L'utilisation de cette eau pour l'irrigation est un danger pour les sols -qui vont subir des dégradations qui sont : l'alcalinisation et la sodisation. L'expérimentation de la simulation de l'irrigation a montré que le processus de dégradations est en cours. L'étude comparative de la capacité de résistance de différents types de sols vis à vis de l'alcalinisation a permis de les classer suivant un ordre de vulnérabilité décroissant : YO30, III et D8. Le temps qui nous a été imparti ne nous a pas permis d'atteindre les dégradations prononcées de tous les sols. La sodisation des sols serait plus précoce que l'alcalinisation. L'élaboration d'un protocole expérimental de suivi pour l'étude de manifestations salines des sols est plus que nécessaire pour l'obtention des résultats significatifs. L'étude des mécanismes de dégradation saline des périmètres irrigués en zones sahéliennes doit tenir compte en plus du déséquilibre carbonaté de l'eau d'irrigation, la possibilité d'enrichissement de la solution du sol en d'autres ions alcalinisants.

Références bibliographiques

BOIVIN P. (1993) - La dégradation des terres irriguées des sols de la moyenne vallée du fleuve Sénégal . Atelier Scope Dakar 7 p.

BOIVIN P. BRUNET D. , C. GASCUEL, ZANTE P. et NDIAYE J.P. (1993) - Les sols argileux de la région de Nianga-Podor : répartition, caractéristiques, aptitudes et risques de dégradations sous irrigation. Atelier ISRA-ORSTOM, St-Louis., 11 p.

BOIVIN P., MARGHIT J.L., POUSSIN J. C. et SERRES T. (1994) - Bilan hydro-salin (géo) chimique des sols en rizière irriguée. Campagne de contre-saison 1994. Rapport d'avancement des travaux Expérimentation ORSTOM-FED dans la moyenne vallée du fleuve Sénégal, région de Nianga- Podor. 17 p.

BERERAND R. , NDIAYE K. M . et KEITA B. (1994) - L'alcalinisation / sodisation, un danger pour les périmètres irrigués sahéliens Sécheresse, 5. pp. 161 à 171

BOURRIE G. (1976) - Relation entre le pH, l'alcalinité , le pouvoir tampon et les équilibres de CO₂ dans les eaux naturelles, Science du sol, 3. pp. 141 à 159

BOURRIE G., KELLER C. et VEDY J. V. (1987) - Forme de l'alcalinité dans les eaux gravitaires. Influence des métaux lourds dans des composts. Science du sol, 25, 1. pp. 17 - 29

CHEVERRY C. (1969) - Salinisation et alcalinisation des sols des polders de Bol. Conséquences sur la fertilité et l'aptitude à l'irrigation de ces sols. Contribution à la connaissance du bassin Tchadien, Centre ORSTOM de Fort - Lamy, 94 p.

CHEVERRY C. (1972) - Exemple d'application des travaux del' « Us Salinity Laboratory » (1963 -1968) sur l'alcalinisation des sols soumis à l'action des eaux bicarbonatées Cal. ORSTOM, sér. péd., vol X. pp. 193 -203

DAOUD Y. et HALITIM A. (1994) - Irrigation et salinisation dans le Sahara algérien Sécheresse, 5. pp. 151 - 160

DATTA S. and BRUSH R. (1987) - Integrated nitrogen management in irrigated rice advances. Soil Sci 143: pp. 10-18.

DIIBA M. (1995) - Analyse comparée de deux méthodes d'évaluation de la répartition spatiale de la salinité des sols : la pâte saturée (méthode de référence) et la conductivimétrie électromagnétique. Me. IST 49 p.

DROUBI A. (1976) - Géochimie des sels et des solutions concentrées par évaporation. Modèle thermodynamique de simulation. Application aux sols du Tchad. Thèse université Louis Pasteur Strasbourg, Ed. CNRS, 175 p.

DROUBI A. , FRIETZ B. et TARDY Y. (1976) - Equilibre entre minéraux et solution programmes de calcul appliqués à la prédiction de la salure des sols et des doses optimales d'irrigation. Cah. ORSTOM, sér. péd. vol XIV n°1, pp. 13- 18

DUCHAUFOUR P. et SOUCHIER B. (1977) - Pédologie I. Pédogenèse et classification. Ed. Masson, 477 p.

GUILLEMERIE L. (1993) - Variabilité et organisation des sols vertiques de la région de Nianga-Podor. Me. ENSAR, 30 pages + annexes.

KELLEY W. P. (1962) - Sodium carbonate and adsorbed sodium in semiarid soils
Soil Science, 94, 1, pp.1-5.

LOYER J. Y. (1989) - Les sols salés de la basse vallée du fleuve Sénégal caractérisation, distribution et évolution sous culture. Collection Etudes et Thèses, 135 pages.

LOYER J. Y. et MTIMET A. (1979) - Etudes pédologiques de la cuvette de N'dieyrba (région du fleuve). Rapport ORSTOM ,22 pages.

MAYMARD J. (1960) - Etudes pédologiques dans la vallée alluviale du fleuve Sénégal. Mas,Div. Agronomique, bull.122, 38 p. multigr.

RIBOLZI O., VALLES V. et BARBIERO L (1993) - Contrôle géochimique des eaux par la formation de la calcite en milieu tropical. Argument d'équilibre et argument de bilan . Science du sol vol. 31, 1/2., pp 91 à 95.

RIEU M. (1982) - Sodium Adsorption Ratio et estimation du pouvoir alcalinisant des eaux. Cah. ORSTOM sér. , péd., vol. XVII; N°2 pp. 123-128.

RIEU M. et CHEVERRY C.(1976) - Mise au point d'une bibliographie sur quelques recherches récentes en matière de sols salés. Cah. ORSTOM, sér, péd, vol. XIV; N° 1, pp. 39 - 61.

RICHARDS L. A. (1954) - Diagnosis and improvement of saline and alkali soils.
UDSA. Agriculture Handbook n° 60, WASHINGTON, VIII, 160 p.

SCHIESS S. (1995) - Alcalinisation des sols irrigués dans la moyenne vallée du fleuve Sénégal. diagnostic par évaluation du stock de carbonates. Travail pratique de diplôme EPFL.
LAUSANNE, 23 p.

SERVANT J. (1975) - Contribution à l'étude pédologique des sols halomorphes.
L'exemple des sols salés du Sud et du Sud-Ouest de la France. Thèse Doc. Etat, Univ.
Montpellier, 194 p.

VALLES V., BERTRAND R., BOURGEAT F. et N'DIAYE M. (1989) - Concept d'alcalinité
résiduelle généralisée et irrigation des sols sodiques. Agron. tropicale 44, 3, pp. 157-163.

TARRIERE C. (1993) - Nianga, laboratoire de la culture irriguée dans la moyenne vallée du
Sénégal. Les groupements de producteurs, village de Dolaye (Département de Podor,
communauté rurale de Guede). Atelier ISRA-ORSTOM. A paraître

Liste des figures	Pages
Figure 1 : Diagramme de classification de la qualité de l'eau d'irrigation.....	14
Figure 2: Evolution des proportions des ions dans l'eau seule au cours de la concentration..	24
Figure 3 : Evolution des proportions des ions dans l'eau avec ajout du gypse au cours de la concentration.....	24
Figure 3 : Evolution de la teneur en potassium en fonction du FC.....	25
Figure 5 : Evolution de la teneur en sodium en fonction du FC	25
Figure 6 : Evolution de la teneur en calcium en fonction du FC	25
Figure 7 : Evolution de la teneur en magnésium en fonction du FC	26
Figure 8 : Evolution de la teneur en chlorure en fonction du FC	26
Figure 9 : Evolution de la teneur en sulfate en fonction du FC	26
Figure 10 : Evolution de la teneur en bicarbonate en fonction du FC	27
Figure 11 : Evolution de la teneur en PO4 en fonction du FC	27
Figure 12 : Evolution de la teneur en nitrate en fonction du FC	27
Figure 13 : Evolution de la conductivité électrique en fonction du FC	28
Figure 14 : Evolution du pH en fonction du FC	28
Figure 15 : Evolution du S.A.R. en fonction du FC	28
Figure 16 : Evolution de l'alcalinité en fonction du FC	29
Figure 17 : Evolution de l'alcalinité résiduelle calcite en fonction du FC	29
Figure 18: Carte de localisation de la zone d'étude.....	32
Figure 19: Evolution du pH moyen du sol D8 en fonction du Nombre d'apports d'eau.....	41
Figure 20 : Evolution du pH moyen du sol IT1 en fonction du Nombre d'apports d'eau.....	41
Figure 21 : Evolution du pH moyen du sol YO30 en fonction du Nombre d'apports d'eau.....	42
Figure 22: Evolution du pH et des conductivités électriques (extrait 1/5) des différents types de sol en fonction du Nombre d'apports d'eau (1ère expérience)	42
Figure 23 : Evolution des cations et anions du sol IT1 en fonction du Nombre d'apports d'eau (extrait 1/5).....	43
Figure 24 : Evolution des cations et anions du sol D8 en fonction du Nombre d'apports d'eau (extrait 1/5).....	43
Figure 25 : Evolution des cations et anions du sol YO30 en fonction du nombre d'apport d'eau (extrait 1/5).....	43
Figure 26: Evolution des proportions des ions dans la solution du sol IT1 en fonction du Nombre d'apports d'eau (1ère expérience).....	44
Figure 27: Evolution des proportions des ions dans la solution du sol D8 en fonction du Nombre d'apports d'eau (1ère expérience).....	44
Figure 28: Evolution des proportions des ions dans la solution du sol YO30 en fonction du Nombre d'apports d'eau (1ère expérience).....	44

Liste des tableaux	Pages
Tableau I : Caractéristiques des eaux utilisées.....	14
Tableau II : Résultats de la concentration de l'eau seule.....	17
Tableau III : Résultats des mesures effectuées au cours de la concentration de l'eau avec ajout du gypse.....	20
Tableau IV: Résultats de la concentration de l'eau avec ajout du gypse.....	21
Tableau V : Résultats de la simulation de la concentration de l'eau.....	22
Tableau VI : Caractéristiques utilisés pour l'expérimentation.....	31
Tableau VII : Résultats de l'analyse des sels solubles des différentes solutions des sols (extrait 1/5).....	

Annexes

1- Définitions

2-Tableaux de mesure de pH dans les sols au cours des deux expériences

3- Exemple de blocs notes de la simulation théorique de la concentration

Annexe I

Accumulations salines naturelles

Les sels s'acculent naturellement dans les sols et selon la nature des ces sels on définit les voies d'évolution saline des sols.

a-Voie sulfaté-acide

Cette voie d'accumulation saline affecte les sols du domaine deltaïque et des estuaires des régions tropicales, soumis à l'action des marées et généralement couverts par de la mangrove à palétuviers. Au Sénégal ces sols se rencontrent en Casamance, dans le Sine Saloum et dans le delta du fleuve Sénégal (fig. 1). Des travaux importants ont été fait sur sols au Sénégal : (SADIO, 1989 dans le Sine Saloum, BOIVIN, 1991 en Casamance)

La formation des sols sulfatés acides est un phénomène très rapide dépendant essentiellement de processus géochimiques. Le soufre est l'élément essentiel il résulte des périodes de transgressions marines et des inondations par les marées. Le soufre se présente sous plusieurs formes, la pyrite paraît la plus connue dans la plus part des sols sulfatés acides.

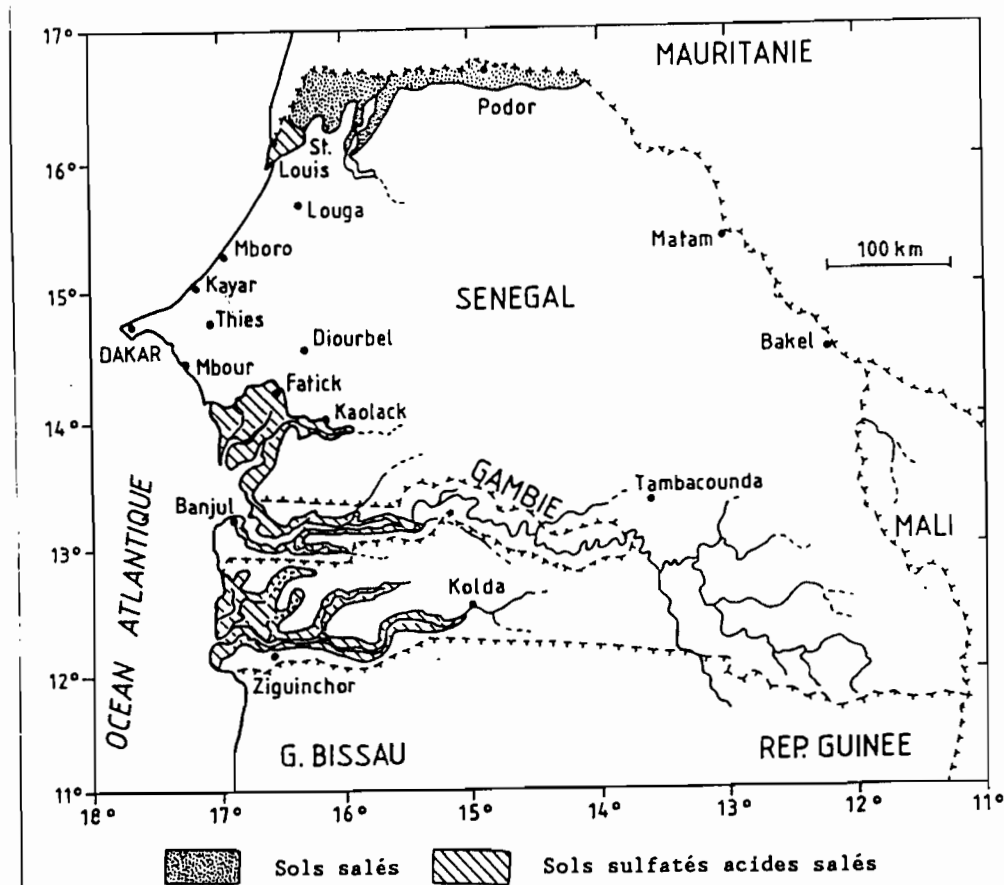
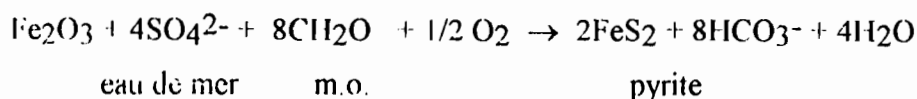


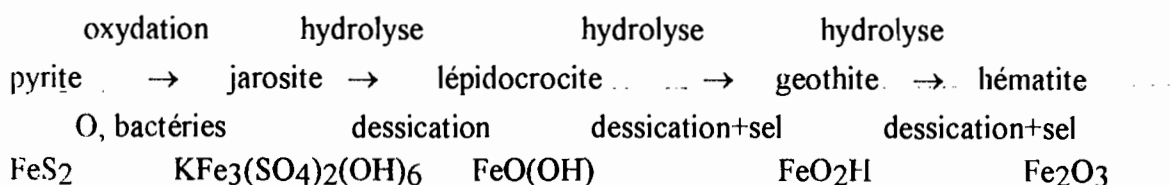
Figure 1: Carte de localisation des sols salés et sulfatés acides salés au Sénégal et en Gambie.

(tirée de Sadio 1989)

Les sulfates apportés par l'eau de mer se combinent dans les conditions favorables aux oxydes de fer et à la matière organique du sol en présence de l'oxygène pour former la pyrite, les ions bicarbonates et de l'eau:



Cette pyrite formée s'oxyde plus tard, l'oxydation se déroule progressivement peut se resumer par les réactions suivantes :



Les diverses réactions d'oxydation de la pyrite ne se déroulent pas en même temps ni avec la même importance dans les différents milieux, c'est ce qui expliquerait la diversité des sols sulfatés acides. Dans les conditions de pédoclimats arides l'oxydation de la pyrite peut se poursuivre jusqu'à la formation de l'hématite par des transformations progressives. (SADIO 1989)

La forte salinisation et l'acidification (pH peut aller jusqu'à 1) ont entraîné la disparition totale de la mangrove dans le cours supérieur du Sine et du Saloum et leur affluents (SADIO 1989). Dans le bassin du fleuve Casamance la superficie occupée par la mangrove c'est considérablement réduite de plus en plus suite à l'extention de sols sulfatés acides. La riziculture a fortement regréssée.

b-Voie saline neutre

Cette dégradation se traduit par l'acumulation de sels neutres. Elle peut intervenir soit au cours de la pédogenèse ou suite à une irrigation. La voie saline neutre a été définie dans les polders du lac Tchad (CHEVERRY 1974). Les polders sont des lames d'eau interdunaire coupent du reste du lac, il constitue champ de formation d'évaporite. Les sédiments subissent une forte structuration. Dans cette voie d'évolution, on observe un relai d'accumulation de sel c'est à dire dissolution des sulfates des horizons moyens et transport des ces ions par capillarité puis neutralisation de carbonate de sodium en surface).

Les sols évoluant dans la voie saline neutre présentent un pH relativement bas.

c- voie alcaline

La voie alcaline d'évolution saline des sols est définie par CHEVERRY en 1974 dans les polders du lac Tchad. Les sols se développent dans les milieux réducteurs ce qui favorise la sulfato-réduction (réduction des sulfates par les bactéries). Dans cette voie il y a accumulation des sels de la série alcaline (carbonates surtout de sodium). La salinisation, la sodisation et

l'alcalinisation affectent les sols évoluant dans cette voie avec comme conséquence (destruction, diminution de la perméabilité jusqu'à l'imperméabilisation du sol stade d'irréversibilité et hausse du pH).

Dans le contexte d'irrigation avec des eaux présentant déséquilibrées par les carbonates les sols évoluent dans dans cette voie. En effet les eaux en se concentrant par évaporation entraînent la précipitation de la calcite. Au fur à mesure l'eau se concentre la teneur en calcium est réduite, un enrichissement relatif en carbonates est créé (élévation du pH) et la teneur en sodium augmente, se fixe sur le complexe absorbant (sodisation).

d-Sodisation et alcalinisation naturelles des sols

L'alcalinisation et la sodisation naturelles des sols par la voie naturelle ne peut se produire que sous les climats secs. En effet l'ion sodium responsable de ces dégradations présente des sels très solubles, ces sels sont rapidement exportés du profil du sol sous les climats humides. L'ion sodium présent dans le sol sous ses deux formes, la forme saline généralement chlorure de sodium (également sulfate de sodium) qui n'a pas de propriétés alcalinisantes et la forme échangeable, qui au contraire, alcalinise les solutions du sol. En présence de sodium échangeable, celles-ci s'enrichissent en effet en sels alcalins de type carbonate ou bicarbonate de sodium qui élèvent le pH (DUCHAUFOUR P. et SOUCHIER B. (1977)). Le sodium échangeable peut lui même provenir soit des sels de sodium d'une nappe salée, saturant progressivement le complexe par échange avec les ions alcalino-terreux, soit saturation directe par altération de roches contenant des minéraux sodiques. Au Sénégal ces formes de dégradations ont été décrites par plusieurs auteurs de l'ORSTOM dans la moyenne vallée du fleuve en amont de Bakel sur la Falémé (LOYER, 1989).

e -La chimie des sols

Dans la chimie des sols un certain nombre de notions sont utilisées. Dans ce chapitre nous tâcherons de les clarifier pour la compréhension de la suite du travail.

e.1-Sols salés

un sol salé est un sol qui renferme des sels solubles en quantité anormalement élevée. si la teneur en sodium échangeable est anormalement élevée le sol est dit sodique. la salure d'un sol est mesurée par sa conductivité électrique (CE). La conductivité électrique d'une solution est la conductance de cette solution mesurée entre des électrodes distants 1 cm. la conductance s'exprime en Siemens (S) et la conductivité en Siemens par cm (S/cm)

les sols sont classés en fonction du CE et de la nature de matériau à cause du fait que la quantité de sels retenus par un sol donné dépend de sa texture.

e. 1.1-Le pH du sol

le pH est couramment utilisé pour caractériser un sol. On définit pour un sol deux types de pH.

-pH eau

Il est obtenu à partir d'une suspension de sol dans l'eau. Le rapport sol/eau est noté $\frac{1}{N}$ (on se sert généralement de $\frac{1}{n}=2.5$ ou $\frac{1}{5}$). Le pH eau sert à quantifier la concentration en ions H^+ contenus dans la solution. Elle est relative aux ions H^+ en solution qui sont en équilibre avec d'autres ions H^+ retenus sur le complexe adsorbant du sol.

-pH_{extraitKCl}

Il est obtenu à partir d'une suspension de solution normale de chlorure de potassium . la valeur trouvée est généralement plus faible , parfois jusqu'à une unité de moins, que celle du pH eau , car les ions K^+ ont déplacé des ions H^+ non dissociés en solution aqueuse .Cependant ,dans certains types de sols (sols dont l'argile est une argile à charge variable) le pH_{KCl} peut supérieur au pH_{eau} . On utilise la différence entre le pH_{KCl} et pH_{eau} pour rendre compte du signe de la charge électrique des colloïdes d'un sol.

$$\Delta pH = pH_{H_2O} - pH_{KCl}$$

Si ΔpH est négatif, nul ou correspond à une faible valeur négative (moins de -0,5) cela indique généralement que les minéraux dominants sont des minéraux à charges variables

Si ΔpH est largement positif on peut seulement conclure que la densité nette de surface est largement négative.

Le ΔpH à aussi une signification en terme d'acidité d'échange. pour un ensemble de sols d'un même groupe taxonomique , voire de même famille le pH est en bonne corrélation positive avec l'acidité d'échange

(BAIZE, 1989).

La détermination du pH ne suffit pas ,elle doit être complétée par celle de la capacité d'échange et celle des bases échangeables .

e. 1.2-La capacité d'échange cationique : CEC

la capacité d'échange cationique ou tout simplement capacité d'échange d'un horizon ou d'un échantillon est la quantité totale de cations que celui ci peut retenir sur son complexe adsorbant, un pH donné. A noter qu'il existe aussi une capacité d'échange anionique , rarement utilisée La CEC est désignée par la lettre T. Elle est exprimée en milliéquivalent pour 100g de sol. Elle nécessaire pour apprécier le rapport S/T.

e. 1.1.3-Bases échangeables

Les bases échangeables sont les cations suivants : Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} et K^+ ; S est la somme de ces bases . Le rapport $(S/T).100$ est appelé taux de saturation en bases.

f- Expression du SAR et du ESP

Le SAR Sodium adsorption Ratio est un rapport :

$$\text{SAR} = \text{Na} / [(\text{Ca} + \text{Mg})/2]^{0.5}$$

SEP Pourcentage de sodium échangeable est exprimé en fonction du SAR

$$\text{SEP} = [100 (-0,01266 + 0,01475 \text{ SAR})] / [1 + (-0,01266 + 0,01475 \text{ SAR})]$$

Na , Mg et Ca sont exprimés en meq/l

Références bibliographiques

BAIZE D. (1989) - Guide des analyses courantes en pédologie, INRA Paris, 172 p.

BOIVIN P.(1991) - Caractérisation physique des sols sulfatés acides de la vallée de Katourée (basse casamance Sénégal). Etude de la variabilité spatiale et relation avec les caractéristiques pédologiques. Thèse de doctorat de l'université de Paris VI, 226 p.

CHEVÈRRY C. (1974) - Contribution à l'étude pédologique des polders du lac Tchad. Dynamique des sels en milieu continental subaride dans les sédiments argileux et organiques. Thèse Sci. Strasbourg, ORSTOM, 275p. multig.

DUCHAUFOR P., SOUCHIER B.(1977) - Pédogenèse et classification : sols salsodiques. Ed. Masson, 477 p.

LOYER J. Y. (1989) - Les sols salés de la basse vallée du fleuve Sénégal caractérisation, distribution et évolution sous culture. collection Etudes et Thèses 135 p.

SAIDIO S. (1989) -Pédogenèse et potentialités forestières des sols sulfatés acides salés des tannes du Sine Saloum Sénégal. Ph. D Thesis des namiddagste vier uur in de bestuursamer van de Landbouwnivresiteit te Wageningen. 269 p.

Tableau A : Résultats des mesures de pH effectuées dans le sol D8
au cours de la première expérience

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	Moy pH
pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH			pH
5,49	5,92	5,71	5,89	5,69	5,79	5,89	6,00	5,99	5,81	17/06/94	1,00	5,82
6,42	6,40	6,30	6,41	6,47	6,40	6,41	6,37	6,37	6,42	22/06/94	1,50	6,40
6,28	6,36	6,24	6,42	6,28	6,24	6,25	6,27	6,41	6,41	23/06/94	2,00	6,32
6,39	6,50	6,18	6,53	6,66	6,20	6,36	6,40	6,35	6,59	24/06/94	2,50	6,42
6,67	6,74	6,61	6,73	6,70	6,26	6,62	6,70	6,68	6,64	28/06/94	3,00	6,64
6,35	6,29	6,18	6,31	6,26	6,29	6,28	6,26	6,30	6,33	29/06/94	3,50	6,29
6,16	6,16	6,01	6,14	6,04	6,20	6,25	6,15	6,16	6,13	30/06/94	4,00	6,14
6,09	6,08	5,96	5,99	5,90	6,07	6,12	6,06	6,03	6,07	01/07/94	4,50	6,04
6,23	6,26	6,04	6,20	6,21	6,23	6,25	6,25	6,22	6,27	02/07/94	5,00	6,22
6,23	6,26	6,09	6,20	6,26	6,19	6,26	6,25	6,39	6,21	03/07/94	5,50	6,23
6,31	6,27	6,13	6,27	6,26	6,27	6,30	6,28	6,31	6,28	04/07/94	6,00	6,27
6,04	6,14	5,96	6,05	6,00	6,04	6,06	6,04	6,05	6,10	06/07/94	6,50	6,05
6,28	6,30	6,04	6,23	6,30	6,17	6,31	6,29	6,26	6,38	08/07/94	7,00	6,26
6,98	7,00	6,82	7,00	7,01	7,03	7,05	7,02	7,00	7,05	11/07/94	7,50	7,00
6,89	6,93	6,78	6,87	6,99	6,90	6,98	6,97	6,86		12/07/94	8,00	6,91
6,70	6,54	6,54	6,70	6,64	6,62	6,65	6,72	6,62		13/07/94	8,50	6,64
6,99	7,01	6,91	6,97	7,01	6,93	6,99	7,03	6,99		15/07/94	9,00	6,98
6,70	6,64	6,62	6,60	6,77	6,72	6,74	6,77	6,74		17/07/94	9,50	6,70
7,01	6,93	6,90	6,90	7,09	7,07	7,04	7,05	6,96		18/07/94	10,00	6,99
6,73	6,75	6,58	6,70	6,71	6,71	6,71	6,79	6,66		19/07/94	10,50	6,70
6,48	6,46	6,41	6,47	6,44	6,47	6,46	6,50	6,43		20/07/94	11,00	6,46
6,40	6,13	6,47	6,46	6,13	6,27	6,26	6,42	6,24		22/07/94	11,50	6,31
6,50	6,46	6,42	6,41	6,51	6,52	6,41	6,46	6,46		23/07/94	12,00	6,46
6,53	6,54	6,54	6,37	6,44	6,40	6,37	6,55	6,44		25/07/94	12,50	6,46
6,21	6,20	6,31	6,21	6,25	6,19	6,30	6,21			27/07/94	13,00	6,24
6,12	6,10	6,27	6,12	6,11	6,11	6,11	6,12			28/07/94	13,50	6,13
6,06	5,89	6,17	5,94	6,01	6,04	6,02	6,07			29/07/94	14,00	6,03
6,00	5,96	6,18	5,93	5,95	5,98	5,95	5,99			31/07/94	14,50	5,99
6,05	6,03	6,21	5,98	6,10	6,01	6,01	6,01			01/08/94	15,00	6,05
6,10	6,12	6,22	6,08	6,12	6,01	6,14	6,10			02/08/94	15,50	6,11
6,23	6,19	6,57	6,19	6,21	6,21	6,22	6,21			03/08/94	16,00	6,25
5,92	5,92	6,23	5,91	5,88	5,91	5,92	5,93			04/08/94	16,50	5,95

Suite du tableau A

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	Moy pH
6,22	6,20	6,43	6,20	6,24	6,21	6,28	6,22			06/08/94	17,00	6,25
6,26	6,23	6,46	6,24	6,27	6,25	6,26				10/08/94	17,50	6,28
6,06	6,03	6,17	6,02	6,02	6,01	6,08				11/08/94	18,00	6,06
6,12	6,11	6,31	6,11	6,12	6,13	6,18				12/08/94	18,50	6,15
6,04	6,02	6,22	6,02	5,97	6,09	6,05				13/08/94	19,00	6,06
5,87	5,90	6,00	5,90	5,86	5,93	5,95				14/08/94	20,00	5,92
6,13	6,34	6,15	6,08	6,18	6,14	6,30				17/08/94	20,50	6,19
6,34	6,34	6,31	6,40	6,27	6,27	6,16				17/08/94	21,00	6,30
6,10	6,15	6,24	6,11	6,05	6,15	6,01				18/08/94	21,50	6,12
5,89	5,95	6,18	5,97	5,81	5,90	5,89				19/08/94	22,00	5,94
5,87	5,93	6,25	5,98	5,89	5,88	6,02				21/08/94	22,50	5,97
6,08	6,21	6,46	6,14	6,20	6,03	6,14				22/08/94	23,00	6,18
5,96	6,03	6,37	6,09	6,01	5,93	6,00				23/08/94	23,50	6,06
6,07	6,09	6,47	6,15	6,04	6,09	6,16				24/08/94	24,00	6,15
6,02	6,10	6,45	6,19	6,09	6,06	6,12				26/08/94	24,50	6,15
5,92	6,02	6,35	6,03	6,05	6,01	6,06				27/08/94	25,00	6,06
6,04	6,01	6,38	6,25	6,04	6,01	6,09				28/08/94	25,50	6,12
6,18	6,13	6,48	6,20	6,16	6,14	6,20				30/08/94	26,00	6,21
6,20	6,21	6,48	6,26	6,19	6,18					31/08/94	26,50	6,25
6,19	6,21	6,53	6,28	6,19	6,14					01/09/94	27,00	6,26
6,13	6,23	6,39	6,20	6,13	6,03					03/09/94	27,50	6,19
6,14	6,05	6,45	6,22	6,10	6,03					04/09/94	28,00	6,17
6,21	6,16	6,48	6,18	6,18	6,10					06/09/94	28,50	6,22
6,22	6,24	6,49	6,25	6,22	6,22					07/09/94	29,00	6,27
6,23	6,20	6,52	6,27	6,17	6,17					08/09/94	29,50	6,26
6,26	6,28	6,51	6,33	6,24	6,29					09/09/94	30,00	6,32
6,21	6,24	6,45	6,18	6,18	6,21					10/09/94	30,50	6,25
6,30	6,36	6,59	6,29	6,30	6,28					12/09/94	31,00	6,35
6,29	6,32	6,57	6,31	6,29	6,25					13/09/94	31,50	6,34
6,24	6,29	6,49	6,23	6,23						14/09/94	32,00	6,30
6,23	6,20	6,57	6,23	6,23						15/09/94	32,50	6,29
6,15	6,10		6,15	6,11						16/09/94	33,00	6,13
6,09	6,09	6,47		6,07						17/09/94	33,50	6,18

Suite du Tableau A

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbr d'apports	Moy
pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH			pH
6,37	6,30	6,45	6,36	6,36						21/09/94	35,00	6,28
6,29	6,36	6,63	6,49	6,28						22/09/94	35,50	6,41
6,40	6,46	6,65	6,29	6,31						23/09/94	36,00	6,42
6,50	6,59	6,68	6,43	6,37						24/09/94	36,50	6,51
6,32	6,29	6,56	6,27	6,26						25/09/94	37,00	6,34
6,23	6,21	6,42	6,24	6,17						26/09/94	37,50	6,25
6,37	6,48	6,63	6,43	6,38						28/09/94	38,00	6,46
6,28	6,37	6,51	6,39	6,23						29/09/94	38,50	6,36
6,40	6,55	6,64	6,44	6,41						30/09/94	39,00	6,49
6,32	6,42	6,55	6,32	6,34						31/09/94	39,50	6,39
6,40	6,58	6,72	6,43	6,44						03/10/94	40,00	6,51
6,44	6,53	6,78	6,42							04/10/94	40,50	6,54
6,42	6,54	6,80	6,43							05/10/94	41,00	6,55
6,44	6,51	6,80	6,46								41,50	6,55
6,58	6,56	6,87	6,63							11/10/94	42,00	6,55
6,42	6,51	6,76	6,56							13/10/94	42,50	6,66
6,51	6,55	6,85	6,53							15/10/94	43,00	6,56
6,60	6,67	6,93	6,63							17/10/94	43,50	6,61
6,43	6,51	6,84	6,53							18/10/94	44,00	6,71
6,38	6,46	6,71	6,40							21/10/94	44,50	6,58
6,40	6,53	6,82	6,45							24/10/94	45,00	6,49
6,46	6,66	6,89	6,54							25/10/94	45,50	6,55
6,46	6,61	6,86								27/10/94	46,00	6,64
6,33	6,47	6,74								31/10/94	46,50	6,64
6,56	6,79	6,93								03/11/94	47,50	6,51
6,37	6,74	6,85								04/11/94	48,50	6,76
6,56	6,75	7,01								06/11/94	49,50	6,65
6,52	6,65	6,97								11/11/94	50,50	6,77
6,35	6,50	6,82								27/11/94	51,50	6,71
6,33	6,55	6,79								06/12/94	52,50	6,56
6,50	6,56	6,90								12/12/94	53,50	6,56
6,56	6,67	6,95								20/12/94	54,50	6,65
6,45	6,73	6,93								22/12/94	55,50	6,73

Tableau B : Résultats des mesures de pH effectuées dans le sol FT1
au cours de la première expérience

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	pH moy
pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH			
7,39	7,39	7,31	7,25	7,39	7,30	7,31	7,37	7,39	7,39	22/06/94	1,00	7,34
7,34	7,32	7,30	7,30	7,31	7,32	7,30	7,30	7,39	7,35	23/06/94	1,50	7,32
6,96	6,95	6,92	6,97	6,97	6,99	6,98	6,88	6,89	7,10	24/06/94	2,00	6,96
6,82	6,78	6,95	6,76	6,77	6,86	6,70	6,75	6,75	6,80	27/06/94	2,50	6,79
7,32	7,30	7,28	7,26	7,34	7,36	7,34	7,31	7,40	7,43	28/06/94	3,00	7,34
6,95	6,95	6,95	6,88	6,98	6,96	6,95	6,73	6,97	6,99	29/06/94	3,50	6,93
6,76	6,63	6,74	6,73	6,99	6,66	6,75	6,69	7,15	6,90	01/07/94	4,00	6,83
6,66	6,45	6,41	6,56	6,90	6,63	6,50	6,66	6,90	7,16	02/07/94	4,50	6,72
				7,03				7,05	7,25	02/07/94	5,00	7,11
6,71	6,71	6,68	6,66	7,06	6,72	6,67	6,74	7,06	6,96	03/07/94	5,50	6,82
6,79	6,66	6,62	6,55	7,85	6,64	6,57	6,63	6,75	6,84	04/07/94	6,00	6,81
								6,61	6,80	05/07/94	6,50	6,71
6,62	6,54	6,55	6,55	6,82	6,53	6,53	6,45	6,70	6,94	06/07/94	7,00	6,63
6,64	6,57	6,53	6,62	6,90	6,72	6,56	6,53	6,80	7,06	07/07/94	7,50	6,72
6,92	6,92	6,75	6,70	7,00	6,96	6,75	6,85	7,10	7,47	08/07/94	8,00	6,95
7,75	7,80	7,30	7,81	7,88	7,78	7,86	7,69	7,79	7,90	11/07/94	8,50	7,81
7,18	7,27	7,22	7,20	7,34	6,21	7,25	7,18	7,46		13/07/94	9,00	7,12
								7,55		13/07/94	9,50	7,55
7,24	7,12	7,15	7,15	7,21	7,23	7,15	7,21	7,43		15/07/94	10,00	7,22
								7,78		15/07/94	10,50	7,78
7,02	7,04	7,09	7,06	7,04	7,05	7,06	7,02	7,48		17/07/94	11,00	7,11
								7,49		17/07/94	11,50	7,49
7,66	7,65	7,66	7,61	7,66	7,73	7,66	7,66	7,85		18/07/94	12,00	7,69
7,29	7,30	7,26	7,28	7,32	7,36	7,25	7,27	7,37		19/07/94	12,50	7,30
6,70	6,86	6,93	6,73	6,61	7,90	7,74	6,89	7,09		20/07/94	13,00	7,13
6,85	6,89	6,66	6,91	6,80	6,89	6,81	6,75	7,17		22/07/94	13,50	6,86
7,00	7,04	7,07	7,06	7,02	7,06	7,00	7,06	7,29		23/07/94	14,00	7,08
7,30	7,25	7,20	7,26	7,22	7,27	7,18	7,30	7,40		25/07/94	14,50	7,26
7,00	7,06	7,14	6,91	7,28	6,97	7,01	7,16			27/07/94	15,00	7,08
			7,01	7,36						27/07/94	15,50	7,19
6,70	6,77	6,80	6,92	7,03	6,78	6,75	6,79			28/08/94	16,00	6,85

Suite du tableau B:

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	pH moy
pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH			
6,71	6,84	6,72	6,80	6,74	6,84	6,74	6,84			01/08/94	17,50	6,78
6,81	6,83	6,81	6,86	6,80	6,90	6,80	6,87			02/08/94	18,00	6,84
6,98	6,94	7,04	7,00	6,93	6,93	6,99	7,11			06/08/94	19,50	7,00
7,05	6,98	6,99	7,20	7,02	6,97	6,99				10/08/94	20,00	7,03
6,68	6,65	6,70	6,88	6,77	6,62	6,67				11/08/94	20,50	6,73
6,81	6,83	6,86	6,78	6,93	6,78	6,75				12/08/94	21,00	6,82
6,73	6,71	6,77	6,71	6,78	6,66	6,69				13/08/94	21,50	6,72
6,70	6,70	6,61	6,74	6,72	6,58	6,63				14/08/94	22,00	6,66
6,82	6,79	6,78	7,14	6,73	6,77	6,82				17/08/94	22,50	6,85
6,86	6,87	7,00	6,90	7,00	6,85	6,87				17/08/94	23,00	6,92
6,67	6,66	6,71	6,79	6,83	6,75	6,74				18/08/94	23,50	6,76
6,59	6,66	6,71	6,69	6,71	6,60	6,64				19/08/94	24,00	6,67
6,68	6,60	6,83	6,82	6,83	6,68	6,70				21/08/94	24,50	6,77
6,74	6,78	6,91	7,20	7,04	6,94	6,94				22/08/94	25,00	7,01
6,90	6,70	6,94	6,96	6,95	6,81	6,81				23/08/94	25,50	6,89
6,93	6,83	6,97	7,05	7,08	7,02	6,95				24/08/94	26,00	7,01
6,96	6,76	6,89	7,05	7,03	6,90	6,93				26/08/94	26,50	6,96
6,80	6,65	6,86	7,00	6,90	6,78	6,77				27/08/94	27,00	6,86
6,79	6,60	6,89	6,98	6,88	6,80	6,83				28/08/94	27,50	6,88
6,88	6,71	6,96	6,91	6,94	6,83	6,99				30/08/94	28,00	6,93
7,00	6,96	6,99	6,99	7,03	6,86					31/08/94	28,50	6,97
6,98	6,90	7,04	7,28	6,95	6,81					01/09/94	29,00	7,02
6,84	6,83	6,88	6,91	6,81	6,80					03/09/94	29,50	6,85
6,85	6,80	6,86	6,95	6,86	6,75					04/09/94	30,00	6,86
6,88	6,86	6,94	7,10	6,84	6,77					06/09/94	30,50	6,91
6,90	6,89	6,99	7,10	6,88	6,84					07/09/94	31,00	6,95
6,86	6,83	6,90	7,00	6,83	6,87					08/09/94	31,50	6,90
6,96	6,91	7,00	7,07	6,92	6,94					09/09/94	32,00	6,98
6,75	6,75	6,96	6,87	6,83	6,71					10/09/94	32,50	6,84
	6,93	7,00	7,09	6,93	6,94					12/09/94	33,00	6,99
6,89	6,89	6,98	7,11	6,95	6,90					13/09/94	33,50	6,99
6,96	6,89	7,00	7,12	6,97						14/09/94	34,00	7,03
6,94	6,81	6,96	7,08	6,96						15/09/94	34,50	7,00
		6,82	6,94	6,80						16/09/94	35,00	6,85

Suite du tableau B

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	pH moy
6,75	6,70	6,80	6,90	6,71						17/09/94	35,50	6,80
6,91	6,78	6,93	6,99	6,95						19/09/94	36,00	6,96
6,84	6,77	6,90	6,92	7,00						20/09/94	36,50	6,94
7,01	6,95	6,97	7,04	7,02						21/09/94	37,00	6,89
6,97	6,98	6,99	7,09	7,05						22/09/94	37,50	7,00
7,13	7,12	7,08	7,32	7,05						23/09/94	38,00	7,02
7,19	7,18	7,12	7,22	7,08						24/09/94	38,50	7,14
6,90	6,83	6,92	6,97	6,86						25/09/94	39,00	7,16
6,81	6,70	6,85	7,20	6,93						26/09/94	39,50	6,90
7,12	6,88	6,95	7,22	7,26						27/09/94	40,00	6,90
7,10	6,92	7,03	7,27	7,30						29/09/94	40,50	7,09
6,92	6,97	7,02	7,17	7,20						30/09/94	41,00	7,12
7,13	6,85	7,00	7,09	7,25						31/09/94	41,50	7,06
7,06	6,98	7,05	7,15	7,03						03/10/94	42,00	7,06
7,10	6,97	7,09	7,31							04/10/94	42,50	7,05
7,14	7,00	7,00	7,38							05/10/94	43,00	7,12
7,04	7,02	7,04	7,34							11/10/94	43,50	7,11
7,22	7,09	7,23	7,33							13/10/94	44,00	7,22
7,14	7,05	7,18	7,29							15/10/94	44,50	7,17
7,06	7,00	7,08	7,39							17/10/94	45,00	7,13
7,22	7,07	7,27	7,35							18/10/94	45,50	7,23
7,10	7,10	7,35	7,43							21/10/94	46,00	7,25
7,18	7,03	7,22	7,27							24/10/94	46,50	7,18
7,16	7,22	7,16	7,12							25/10/94	47,00	7,17
7,30	7,31	7,14	7,27							28/10/94	47,50	7,26
7,32	7,44	7,32								30/10/94	48,00	7,36
7,22	7,25	7,27								03/11/94	49,00	7,25
7,38	7,43	7,28								04/11/94	50,00	7,36
7,53	7,61	7,63								06/11/94	51,00	7,59
7,51	7,33	7,48								11/11/94	52,00	7,44
7,46	7,49	7,55								28/11/94	53,00	7,50
7,24	7,61	7,16								06/12/94	54,00	7,34
7,52	7,68	7,29								12/12/94	55,00	7,50
7,31	7,72	7,18								20/12/94	56,00	7,40

Tableau C: Résultats des mesures de pH effectuées dans le sol YO30
au cours de la première expérience

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	pH moy
pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH			
5,32	5,25	5,27	5,24	5,25	5,27	5,29	5,31	5,28	5,29	17/06/94	1,00	5,28
5,62	5,52	5,58	5,49	5,76	5,51	5,57	5,53	5,52	5,60	22/06/94	1,50	5,57
5,34	5,31	5,50	5,29	5,91	5,58	5,30	5,40	5,58	5,32	23/06/94	2,00	5,45
5,06	4,98	4,92	5,09	5,33	5,06	5,09	5,00	4,83	5,04	27/06/94	2,50	5,04
5,55	5,51	5,61	5,54	5,98	5,54	5,62	5,52	5,51	5,57	28/06/94	3,00	5,60
5,16	5,04	5,36	5,16	5,64	5,09	5,16	5,07	5,21	5,22	29/06/94	3,50	5,21
5,34	5,18	5,17	5,15	5,25	5,16	5,33	5,32	5,49	5,14	01/07/94	4,00	5,25
4,91	4,91	4,92	4,97	5,31	4,93	5,03	4,89	4,89	4,97	02/07/94	4,50	4,98
4,87	5,00	5,06	5,02	5,37	5,12	5,28	4,93	5,12	4,93	03/07/94	5,00	5,07
4,88	4,79	4,84	4,81	5,26	4,90	4,90	4,75	4,79	4,74	04/07/94	5,50	4,87
4,74	4,81	4,76	4,64	5,23	4,71	4,75	4,63	4,77	4,66	05/07/94	6,00	4,77
4,94	5,03	4,97	4,85	5,26	5,00	4,97	4,85	4,87	4,93	06/07/94	6,50	4,97
5,64	5,54	5,64	5,79	5,74	5,43	5,66	5,40	5,41	5,36	08/07/94	7,00	5,56
6,27	6,41	6,46	6,46	6,88	6,51	6,36	6,38	6,48	6,42	11/07/94	7,50	6,46
5,76	5,66	5,79	5,76	6,13	5,77	5,75	5,66	5,74		13/07/94	8,00	5,78
6,02	6,00	5,97	6,12	6,44	6,01	6,00	5,88	5,91		15/07/94	8,50	6,04
5,74	5,88	5,70	5,84	6,34	5,81	5,77	5,76	5,82		17/07/94	9,00	5,85
6,64	6,69	6,58	6,57	6,97	6,53	6,36	6,53	6,61		18/07/94	9,50	6,61
5,94	6,25	6,10	5,98	6,20	5,90	5,92	6,03	5,91		19/07/94	10,00	6,03
5,49	6,49	5,37	5,37	5,66	5,36	5,35	5,34	5,34		20/07/94	10,50	5,53
5,68	5,73	5,68	5,59	6,02	5,75	5,95	5,75	5,62		22/07/94	11,00	5,75
5,87	5,82	5,65	5,67	6,05	5,70	6,05	5,79	5,75		23/07/94	11,50	5,82
5,37	5,41	5,42	5,51	6,00	5,44	5,41	5,43	5,42		25/07/94	12,00	5,49
5,11	5,10	5,15	5,21	5,73	5,13		5,14	5,03		27/07/94	12,50	5,20
4,97	4,99	5,08	4,97	5,58	4,98		5,02	4,99		28/07/94	13,00	5,07
4,69	4,71	4,80	4,76	5,41	4,74		4,70	4,69		29/07/94	13,50	4,81
4,89	4,93	5,10	4,97	5,61	5,05		4,93	4,93		31/07/94	14,00	5,05
4,77	4,80	4,80	4,89	5,38	4,81		4,78	4,78		01/08/94	14,50	4,88
4,80	4,81	4,95	4,72	5,48	4,81		4,76	4,71		02/08/94	15,00	4,88
4,93	4,83	4,92	4,80	5,40	4,90		4,84	4,82		03/08/94	15,50	4,93
6,71	4,76	4,71	4,76	5,32	4,75		4,73	4,77		04/08/94	16,00	5,06
5,13	4,97	5,18	5,09	5,66	5,08		4,96	5,19		06/08/94	16,50	5,16

Suite du tableau C

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	pH moy
pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH			
4,83	4,83	4,93	4,81	5,53	4,87		4,89			11/08/94	18,00	4,96
5,17	5,20	5,27	5,20	5,78	5,02		4,96			12/08/94	18,50	5,23
5,25	4,74	4,96	4,97	5,41	5,08		4,97			17/08/94	20,00	5,05
5,09	4,94	4,98	4,92	5,43	4,95		4,83			17/08/94	20,50	5,02
4,90	4,84	4,93	4,86	5,29	4,96		4,80			18/08/94	21,00	4,94
4,89	4,93	4,84	4,83	5,37	4,85		4,83			19/08/94	21,50	4,93
4,97	4,94	4,98	4,88	4,45	4,92		4,88			21/08/94	22,00	4,86
5,03	4,96	5,16	5,12	5,63	5,12		4,96			22/08/94	22,50	5,14
5,00	5,03	5,07	4,99	5,55	5,11		4,86			23/08/94	23,00	5,09
5,17	5,10	5,19	5,13	5,62	5,23		5,09			24/08/94	23,50	5,22
5,21	5,21	5,08	5,11	5,68	5,12		5,01			26/08/94	24,00	5,20
5,05	5,08	5,05	5,02	5,49	5,03		4,92			27/08/94	24,50	5,09
5,03	5,11	5,10	5,00	5,67	5,00		4,99			28/08/94	25,00	5,13
5,17	5,25	5,11	5,10	5,70	5,16		5,07			30/08/94	25,50	5,22
5,29	5,18	5,30	5,14	5,89	5,27					31/08/94	26,00	5,35
5,30	5,31	5,28	5,17	5,84	5,24					01/09/94	26,50	5,36
5,13	5,11	5,16	5,07	5,73	5,20					03/09/94	27,00	5,23
5,16	5,13	5,10	5,08	5,79	5,10					04/09/94	27,50	5,23
5,25	5,16	5,23	5,20	5,91	5,27					06/09/94	28,00	5,34
5,28	5,30	5,44	5,23	5,80	5,18					07/09/94	28,50	5,37
5,22	5,18	5,18	5,38	5,89	5,20					08/09/94	29,00	5,34
5,28	5,18	5,26	5,33	5,89	5,26					09/09/94	29,50	5,37
5,23	5,20	5,23	5,11	5,71	5,16					10/09/94	30,00	5,27
5,40	5,18	5,24	5,27	5,94	5,31					12/09/94	30,50	5,39
5,42	5,26	5,32	5,46	5,91	5,41					13/09/94	31,00	5,48
5,40	5,38	5,43	5,33	6,00						14/09/94	31,50	5,51
5,29	5,20	5,35	5,18	5,90						15/09/94	32,00	5,38
5,21	5,17	5,29	5,13	5,84						16/09/94	32,50	5,33
5,09	5,08	5,18	5,20	5,75						17/09/94	33,00	5,26
5,42	5,32	5,35	5,29	5,96						19/09/94	33,50	5,47
5,40	5,37	5,36	5,33	5,98						20/09/94	34,00	5,49
5,50	5,42	5,33	5,44	6,04						21/09/94	34,50	5,55
5,46	5,41	5,42	5,39	6,02						22/09/94	35,00	5,54
5,50	5,48	5,40	5,42	6,12						23/09/94	35,50	5,58

Suite du tableau C

N°1	N°2	N°3	N°4	N°5	N°6	N°7	N°8	N°9	N°10	Date	Nbre d'apports	pH moy
pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH	pH			
5,44	5,34	5,35	5,49	5,90						26/09/94	37,00	5,50
5,70	5,49	5,49	5,53	6,17						27/09/94	37,50	5,68
5,59	5,58	5,70	5,61	6,25						29/09/94	38,00	5,75
5,52	5,42	5,49	5,49	6,21						30/09/94	38,50	5,63
5,63	5,62	5,60		6,37						04/10/94	40,00	5,81
5,83	5,70	5,76		6,33						05/10/94	40,50	5,91
5,65	5,65	5,54		6,38						06/10/94	41,00	5,81
5,83	5,79	5,91		6,44						07/10/94	41,50	5,99
5,74	5,75	5,93		6,41						11/10/94	42,00	5,96
5,79	5,76	5,79		6,47						13/10/94	42,50	5,95
5,95	5,87	5,92		6,63						15/10/94	43,00	6,09
5,72	5,70	5,76		6,38						17/10/94	43,50	5,89
5,66	5,64	5,77		6,26						18/10/94	44,00	5,83
5,64	5,71	5,59		6,29						21/10/94	44,50	5,81
5,76	5,73	5,96		6,34						24/10/94	45,00	5,95
5,79	5,78	5,93		6,32						25/10/94	45,50	5,96
5,57	5,66	5,64								27/10/94	46,00	5,62
5,87	5,71	5,90								30/10/94	46,50	5,83
5,66	5,64	5,63								03/11/94	47,50	5,64
5,96	5,89	5,86								04/11/94	48,50	5,90
6,05	5,99	6,05								06/11/94	49,50	6,03
5,91	5,66	5,75								11/11/94	50,50	5,77
5,73	5,66	5,65								28/11/94	51,50	5,68
5,78	5,82	5,91								06/12/94	52,50	5,84
6,04	5,93	5,97								12/12/94	53,50	5,98

Tableau D: Résultats des mesures de pH effectuées dans les sols
au cours de la deuxième expérience

Date	Nbre d'apports	D8				YO30				IT1			
		N°1 pH	N°2 pH	N°3 pH	moy pH	N°1 pH	N°2 pH	N°3 pH	moy pH	N°1 pH	N°2 pH	N°3 pH	moy pH
23/9/94	1,00	5,49	5,37	5,42	5,43	5,25	5,32	5,14	5,24	6,62	6,53	6,53	6,56
24/09/94	2,00	5,89	5,90	5,87	5,89	5,62	5,49	5,42	5,51	6,73	6,87	6,80	6,80
25/09/94	3,00	5,79	5,76	5,76	5,77	5,31	5,55	5,48	5,45	6,69	6,68	6,72	6,70
26/09/94	4,00	5,80	5,82	5,81	5,81	5,45	5,58	5,52	5,52	6,86	6,95	7,01	6,94
28/09/94	5,00	5,89	5,97	5,93	5,93	5,66	5,79	5,61	5,69	6,95	7,02	7,04	7,00
30/09/94	6,00	5,94	6,03	6,01	5,99	5,74	5,69	5,60	5,68	7,08	7,10	7,09	7,09
03/10/94	7,00	6,01	6,01	6,11	6,04	5,78	5,79	5,67	5,75	6,69	6,75	6,98	6,81
05/10/94	8,00	6,04	6,04	6,08	6,05	5,80	5,84	5,64	5,76	6,98	7,02	6,84	6,95
07/10/94	9,00	6,06	6,07	6,10	6,08	5,86	5,92	5,71	5,83	7,02	7,06	7,09	7,06
11/10/94	10,00	6,08	6,09	6,15	6,11	6,08	5,96	5,97	6,00	7,00	6,96	7,10	7,02
13/10/94	11,00	6,10	6,11	6,18	6,13	6,02	6,04	5,90	5,99	7,03	6,98	7,15	7,05
15/10/94	12,00	6,13	6,16	6,18	6,16	6,04	6,11	5,95	6,03	7,17	7,11	7,23	7,17
17/10/94	13,00	6,24	6,27	6,32	6,28	6,08	6,25	6,17	6,17	7,35	7,28	7,31	7,31
18/10/94	14,00	6,09	6,13	6,16	6,13	6,12	6,06	6,15	6,11	7,42	7,11	7,15	7,23
21/10/94	15,00	6,11	6,15	6,12	6,13	6,10	6,05	5,97	6,04	7,31	7,13	7,02	7,15
24/10/94	16,00	6,09	6,18	6,08	6,12	5,99	5,93	6,05	5,99	7,14	7,09	6,99	7,07
25/10/94	17,00	6,14	6,17	6,17	6,16	6,04	5,92	5,99	5,98	7,12	7,20	7,27	7,20
28/10/94	18,00	6,24	6,23	6,23	6,23	6,13	6,05	6,07	6,08	7,07	7,13	7,28	7,16
31/10/94	19,00	6,10	6,09	6,13	6,11	5,91	5,82	5,74	5,82	7,06	7,13	6,98	7,06
03/11/94	20,00	6,16	6,13	6,24	6,18	6,04	6,05	6,04	6,04	7,03	7,07	6,86	6,99
04/11/94	21,00	6,47	6,22	6,58	6,42	6,59	6,38	6,25	6,41	7,11	7,37	7,21	7,23
06/11/94	22,00	6,37	6,49	6,38	6,41	6,44	6,43	6,25	6,37	7,08	7,26	7,35	7,23
11/11/94	23,00	6,41	6,38	6,47	6,42	6,22	6,30	6,14	6,22	7,22	7,21	7,16	7,20
28/11/94	24,00	6,21	6,19	6,23	6,21	6,11	6,04	5,93	6,03	6,90	6,95	7,21	7,02
06/12/94	25,00	6,14	6,16	6,23	6,18	5,96	5,92	5,73	5,87	6,83	6,83	6,98	6,88
12/12/94	26,00	6,27	6,34	6,28	6,30	6,26	6,21	6,11	6,19	6,89	7,09	7,08	7,02
20/12/94	27,00	6,36	6,42	6,42	6,40	6,38	6,41	6,32	6,37	7,17	7,25	7,44	7,29
22/12/94	28,00	6,38	6,37	6,31	6,35	6,47	6,32	6,42	6,40	7,26	7,33	7,33	7,31

Annexe 3

Exemple de prévision théorique de la concentration de l'eau

---adb111-11411

+++ STEP 1 +++

- INITIAL DATA -

PCO2 (atm) 1.413E-03

ACTUAL VOLUME OF SOLUTION (cm3) : 2000.00

Concentrations (mol/L) :

K t 3.000E-05

Na t 1.000E-04

Ca t 1.250E-04

Mg t 1.050E-04

Cl t 1.300E-04

SO4 t 1.000E-05

CaCO3 c 0.000E+00

CaSO4 c 0.000E+00

Exchangeable cations (meq/100g):

Ex. Na 1.000E-07

Ex. Ca 1.000E-07

Ex. Mg 1.000E-07

++ Masse of soil (g): 0.000

++ Global variation of volume of solution: 2000 cm3 ----> 400 cm3

++ Actual index of concentration/dilution: 1.000

++ Mole fraction of Mg in the Mg-Calcite : 0.000

|||||

° bbb DISTRIBUTION OF SPECIES bbb ° bbb SOLUTION CHARACTERISTICS bbb

	mol/L	Activity		
° K	3.000E-05	2.904E-05	° pH	7.286 °
° Na	1.000E-04	9.679E-05	° PCO2 (atm.)	1.413E-03 °
° Ca	1.239E-04	1.088E-04	° -log(PCO2)	2.850 °
° CaHCO3	8.858E-07	8.573E-07	° Ionic Strength (mol/L)	8.264E-04 °
° Mg	1.045E-04	9.167E-05	° Water Activity	1.000E+00 °
° MgHCO3	3.185E-07	3.082E-07	° log Water Activity	-1.188E-05 °
° H	5.343E-08	5.171E-08	° SAR tot. conc. (mol/L)^1/2	2.085E-01 °
° OH	1.998E-07	1.934E-07	° SAR free ion conc.	2.092E-01 °
° Cl	1.300E-04	1.258E-04	° SAR free ion activ.	2.162E-01 °
° SO4	9.673E-06	8.489E-06	° Kps Calcite	8.710E-09 °
° CO3	4.464E-07	3.918E-07	° Q (Ca).(CO3)	4.261E-11 °
° HCO3	4.374E-04	4.233E-04	° Kps Gypsum	1.410E-05 °
° H2CO3	4.900E-05	4.897E-05	° Q (Ca).(SO4)	9.233E-10 °
° CaCO3	6.757E-09	6.753E-09	° Alkalinity (molc./L)	4.400E-04 °
° CaSO4	1.886E-07	1.885E-07	° Resid. Alc. Cal. (molc./L)	1.900E-04 °
° MgCO3	9.030E-08	9.024E-08	° Charge Balance (molc./L)	2.108E-07 °
° MgSO4	1.386E-07	1.385E-07	° EC (G.J.)(dS/m)	0.089 °
° NaCl	4.119E-09	4.032E-09	° EC (M.B.)(dS/m)	0.059 °
° Na2SO4	1.999E-13	1.998E-13	° Osmotic Pot. (cm H2O)	-3.839E+01 °

|||||

bbb DISTRIBUTION OF MATTER IN THE ACTUAL SYSTEM bbb

° Solut. or Prec.(mol/L) Adsorbed (meq/100g) --- Mass of matter(g) °

° K	3.000E-05		2.346E-03	°
° Na	1.000E-04	0.000	4.600E-03	°
° Ca	1.250E-04	0.000	1.003E-02	°
° Mg	1.050E-04	0.000	5.103E-03	°
° Cl	1.300E-04		9.230E-03	°
° SO4	1.000E-05		1.920E-03	°
° Ca,MgCO3c	0.000E+00		0.000E+00	°
° CaSO4c	0.000E+00		0.000E+00	°
° Total Adsorbed		0.000	5.187E-18	°
° Total (K+Na+Ca+Mg+Cl+SO4) solut. + prec. + ads.			3.322E-02	°
° Total (H2CO3+HCO3+CO3) solut. + prec.			5.965E-02	°
° Total Soil			1.000E-07	°
° Total Water			2.000E+03	°
° Mole fraction of Mg in Mg-Calcite			0.00000	°

|||||

Reference : adb1 Concentration index : 1.000

||-||adb||-||4||

+++ STEP 6 +++

- INITIAL DATA -

PCO2 (atm) 1.413E-03

ACTUAL VOLUME OF SOLUTION (cm3) : 400.00

Concentrations (mol/L) :

K t 1.500E-04

Na t 5.000E-04

Ca t 6.250E-04

Mg t 5.250E-04

Cl t 6.500E-04

SO4 t 5.000E-05

CaCO3 c 0.000E+00

CaSO4 c 0.000E+00

Exchangeable cations (meq/100g):

Ex. Na 8.381E-10

Ex. Ca 1.944E-07

Ex. Mg 1.048E-07

++ Masse of soil (g): 0.000

|| Global variation of volume of solution: 2000 cm3 ----> 400 cm3

++ Actual index of concentration/dilution: 5.000

++ Mole fraction of Mg in the Mg-Calcite : 0.000

|||||

° |||| DISTRIBUTION OF SPECIES |||| ° |||| SOLUTION CHARACTERISTICS ||||

	mol/L	Activity		
° K	1.500E-04	1.400E-04	° pH	7.959 °
° Na	4.999E-04	4.665E-04	° PCO2 (atm.)	1.413E-03 °
° Ca	6.030E-04	4.573E-04	° -log(PCO2)	2.850 °
° CaHCO3	1.817E-05	1.696E-05	° Ionic Strength (mol/L)	4.063E-03 °
° Mg	5.077E-04	3.850E-04	° Water Activity	9.999E-01 °
° MgHCO3	6.526E-06	6.090E-06	° log Water Activity	-5.840E-05 °
° H	1.178E-08	1.099E-08	° SAR tot. conc. (mol/L) ^{1/2}	4.663E-01 °
° OH	9.748E-07	9.097E-07	° SAR free ion conc.	4.743E-01 °
° Cl	6.499E-04	6.065E-04	° SAR free ion activ.	5.083E-01 °
° SO4	4.452E-05	3.376E-05	° Kps Calcite	8.710E-09 °
° CO3	1.143E-05	8.670E-06	° Q (Ca).(CO3)	3.965E-09 °
° HCO3	2.134E-03	1.991E-03	° Kps Gypsum	1.410E-05 °
° H2CO3	4.911E-05	4.897E-05	° Q (Ca).(SO4)	1.544E-08 °
° CaCO3	6.301E-07	6.283E-07	° Alkalinity (molc./L)	2.200E-03 °
° CaSO4	3.161E-06	3.152E-06	° Resid. Alc. Cal. (molc./L)	9.500E-04 °
° MgCO3	8.411E-06	8.388E-06	° Charge Balance (molc./L)	-5.018E-07 °
° MgSO4	2.320E-06	2.313E-06	° EC (G.J.)(dS/m)	0.344 °
° NaCl	1.023E-07	9.368E-08	° EC (M.B.)(dS/m)	0.285 °
° Na2SO4	1.851E-11	1.846E-11	° Osmotic Pot. (cm H2O)	-1.887E+02 °

|||||

° bbb DISTRIBUTION OF MATTER IN THE ACTUAL SYSTEM bbb °
°

° Solut. or Prec.(mol/L) Adsorbed(meq/100g) Mass of matter(g) °

|||||

° K	1.500E-04		2.346E-03	°
° Na	5.000E-04	0.000	4.600E-03	°
° Ca	6.250E-04	0.000	1.002E-02	°
° Mg	5.250E-04	0.000	5.103E-03	°
° Cl	6.500E-04		9.230E-03	°
° SO4	5.000E-05		1.920E-03	°
° Ca,MgCO3c	0.000E+00		0.000E+00	°
° CaSO4c	0.000E+00		0.000E+00	°
° Total Adsorbed		0.000	5.191E-18	°
° Total (K+Na+Ca+Mg+Cl+SO4) solut. + prec. + ads.			3.322E-02	°
° Total (H2CO3+HCO3+CO3) solut. + prec.			5.438E-02	°
° Total Soil			1.000E-07	°
° Total Water			4.000E+02	°
° Mole fraction of Mg in Mg-Calcite :			0.00000	°

|||||

Reference : adb1F

Concentration index : 5.000