

Introduction générale au  
**drainage dans le cas  
d'excès de salinité.**

# ***I-1 Introduction***

❖ L'Algérie, comme nombre de pays d'Afrique est caractérisé par l'aridité de son milieu naturel. La valorisation de ses terres exige donc le recours à l'irrigation pour:

**(1) Satisfaire les besoins en eau de plantes;**

**(2) Eliminer des sels en excès accumulés en surface car ils constituent une contrainte au développement du végétal et une menace pour la fertilité des sols.**

❖ Le danger d'accumulation des sels dans les sols est réel et il est important d'établir un bilan des sels avant toute irrigation. Ce bilan s'établit par le calcul **des quantités de sels apportés** au sol par l'eau d'irrigation et celui de ce qui est **emporté** par les eaux soit en profondeur soit vers un exutoire extérieur quelconque. **Il permet surtout de calculer les quantité de l'eau nécessaires au lessivage de ce qui reste.**

La nécessité du drainage pour lutter contre la salinisation des sols agricoles apparaît ainsi dans les conséquences de l'irrigation.

La salure du sol et la salinité de ses solutions sont deux notions tout à fait différentes.

- **La salure du sol** s'exprime en sels solubles pour 1000g de terre fine sèche (*in Durant, 1983*). Elle correspond à la quantité de sels solubles retenus par le sol.

- **La salinité des solutions du sol** dépend de son humidité, c'est dans ces solutions que la plante puise l'eau dont elle a besoin, c'est leur salinité qui s'opposera à cette absorption.

# ***I-2 Constitution physique et chimique d'un***

Les ~~sols~~ ont quatre constituants principaux :

– **Le sable**: grains durs de silice et de silicate; – **Le calcaire**: provenant de la désagrégation des roches calcaires  $\text{CaCO}_3$ ; – L'argile : silicate d'aluminium hydraté et – **La matière organique** (humus) : résidu provenant de tous débris organiques végétaux. **C'est la variabilité des proportions entre ces différents éléments qui détermine la diversité des sols.**

□ **Le sable et le calcaire non dissous** constituent le support mécanique inerte du sol. Dans un sol, le sable est un facteur de légèreté, de perméabilité et de rapidité de ressuyage. Le calcaire, tant qu'il est en grains joue le même rôle que le sable. A partir du moment où il est dissous dans de l'eau contenant du  $\text{CO}_2$ , il joue un rôle biochimique.

□ **L'argile et la matière organique** forment des colloïdes électronégatifs ; on parle alors de **complexe argilo-humique**, noté **CAH**.

Le colloïde n'est pas dispersé en molécules mais en particules très fines en équilibre électrique.

- ❖ Les argiles se dispersent dans une base, ie dans **un milieu alcalin**, et obture les espaces lacunaire. Il floccule en présence d'un acide, en pratique par l'action des cations  $\text{Ca}^{++}$ , et forme un enduit périphérique des grains de sable et de calcaire. (**Un corps est acide** quand un ou plusieurs atomes d'hydrogène de ses molécules sont capables de passer à l'état de cations  $\text{H}^+$  (ex: acide chlorhydrique, acide sulfurique))
- ❖ Le sol se trouve donc schématiquement constitué par des grains de sable ou de calcaire à la surface desquels adhère un enduit de pâte.
- ❖ Par ailleurs, le sol contient **de très nombreux sels minéraux** ; seuls nous intéressent ceux qui sont solubles dans l'eau du sol.

**Les sels minéraux les plus importants du point de vue de leurs quantités dans le sol et de leurs qualités nutritives pour les végétaux** sont les composés **d'azote, de phosphore, de potassium et de calcium.**

## *I-3 Principaux sels solubles*

Les sels solubles se dissolvent dans l'eau du sol (ex : nitrate de calcium); d'autres, qui sont insolubles dans l'eau pure, sont solubilisés du fait de la légère acidité de l'eau du sol (chargée de  $\text{CO}_2$  ; donc  $\text{CO}_3\text{H}_2$  dilué).

Dans le cours on doit se concentrer sur **les sels dont la solubilité représente un risque de toxicité** vis-à-vis des plantes et une action néfaste par rapport au rendement.

## *a) Les carbonates : $\text{CaCO}_3$ , $\text{MgCO}_3$ , $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{K}_2\text{CO}_3$*

**$\text{CaCO}_3$**  Sel peu soluble. Cette faible solubilité fait que ce sel n'est pas utilisé par les végétaux mais d'un point de vue physique il constitue un danger dû à la mobilisation du Ca et favorise le processus d'alcalinisation.

**$\text{MgCO}_3$** : sel plus soluble que  $\text{CaCO}_3$ . Ce sel est souvent mobilisé sous forme de dolomie,  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  est une roche pratiquement insoluble.

**$\text{Na}_2\text{CO}_3$** : Sel très soluble. Il donne des solutions à pH très élevé d'acide faible et de base forte. De plus, il est hautement toxique. Son accumulation peut être caractérisée par la présence de gypse



**$\text{K}_2\text{CO}_3$**  : Même effet que  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  mais il est très rare de le trouver en grande quantité dans la nature.

## *b) Les sulfates : $\text{CaSO}_4$ , $\text{MgSO}_4$ , $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , $\text{K}_2\text{SO}_4$*

➤ L'utilisation des eaux sulfatées pour l'irrigation **ne pose généralement aucun problème majeur** différent de ceux des autres eaux. En effet, les phénomènes de toxicité qui peuvent apparaître sont consécutifs à la réduction des sulfates par des actions microbiologiques en milieu totalement privé d'aération.

Si la submersion d'une planche irriguée crée un milieu réducteur temporaire, son aération est presque instantanée, le sol ne garde que la quantité d'eau nécessaire pour satisfaire sa capacité de rétention ; des vides d'un volume variable suivant la texture apparaissent. Un temps relativement court après la submersion, le sol s'aère à nouveau avant que les phénomènes de réduction des sulfates n'interviennent.

Les sols très argileux peuvent avoir une capacité de rétention très voisine de leur capacité maxima et subir les effets nocifs provoqués par la réduction des sulfates. L'irrigation de tels sols est toujours déconseillée.

**CaSO<sub>4</sub>** : gypse qui est peu dangereux du fait de sa faible solubilité (1.9g/l). Il est utilisé comme amendement calcaire pour l'amélioration de certains sols alcalins. C'est une solution caractéristique des zones désertiques.

**MgSO<sub>4</sub>** : solubilité très élevée (262g/l), **très toxique**. C'est un composant typique des sols salés. On le retrouve souvent dans les eaux souterraines.

**Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** : Egalement un composant typique des sols salés. Sa toxicité peut être légèrement limitée par la température qui influe sur la solubilité. Son action dépend de la saison.

**K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** : il est très rare de rencontrer ce sel en grande quantité.

### *c) Les chlorures : $\text{CaCl}_2$ , $\text{MgCl}_2$ , $\text{NaCl}$ , $\text{KCl}$*

Avec **les sulfates**, les chlorures sont les principaux responsables de la formation de sols salés. En général, ils ont **une solubilité élevée** et donc une forte toxicité.

**$\text{CaCl}_2$**  : sel relativement rare dans la nature car il réagit avec  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ou  $\text{Ca}_2\text{CO}_3$  pour former du  $\text{CaSO}_4$  et  $\text{CaCO}_3$  peu soluble. Il n'est donc présent que de façon éphémère.

**$\text{MgCl}_2$**  : sel fréquemment rencontré. Solubilité 350g/l, **très toxique**;

**$\text{NaCl}$**  : le plus commun et le plus répandu des sels avec le gypse  $\text{CaSO}_4$ . Solubilité 300g/l, **très toxique**.

**$\text{KCl}$**  : voisin du  $\text{NaCl}$  mais peu répandu.

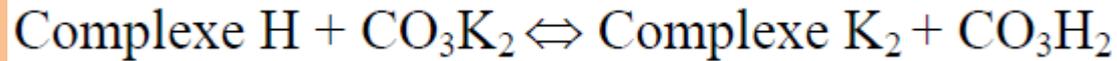
# ***I-4 Réaction d'échange entre le complexe absorbant et la solution***

## a) Les étapes de l'échange cationique

Une partie **des substances chimiques** du sol est en solution dans l'eau du sol, l'autre est fixée sur le complexe colloïdal. Des réaction d'échange se produisent jusqu'à équilibre des deux concentrations. Les racines des plantes puisent dans la solution; **la solution puise dans le complexe.**

L'argile et l'humus étant tous deux des colloïdes électronégatifs, le complexe est électronégatif, si bien que chaque particule de ce complexe a une couche de charges électriques négatives formant une atmosphère superficielle. Mais l'argile et l'humus étant tous deux acides, ils libèrent, par dissociation ionique, des cations  $H^+$  échangeables et ces cations, du fait de leur charge positive, sont attirés par l'atmosphère négative ; à eux se joignent les  $H^+$  existant dans l'eau du sol et tous ces  $H^+$  existant dans l'eau du sol constituent une deuxième couche électropositive qui, étant externe, peut être qualifiée de stratosphère.

Enfin, c'est elle seule qui compte pratiquement car seule elle est en contact du milieu ambiant. Les  $H^+$  qui la constituent font que le complexe est initialement acide. Les ions  $H^+$  du complexe peuvent s'échanger contre des cations des sels dissous (et dissociés) de la solution selon la réaction d'équilibre:



Théoriquement, le complexe non neutralisé peut absorber par échange avec les  $H^+$  des cations de la solution mais, pratiquement, le cation  $\text{Ca}^{++}$  a un pouvoir d'installation (après délogement de  $2H^+$ ) tellement supérieur aux autres cations qu'il y a d'abord neutralisation du complexe (des  $\text{Ca}^{++}$  remplaçant de tout ou d'une partie de  $H^+$ ) et c'est après cette neutralisation que les échanges avec les autres cations peuvent s'effectuer avec intensité.

Le  $\text{Ca}^{++}$  réalise l'amorçage et sert de monnaie d'échange : (cation échangeable). C'est la neutralisation préalable du complexe colloïdal. Voyons, phase par phase, la suite des opérations:

### *a) Premier temps : Neutralisation du complexe*

L'eau du sol contient des sels de Ca, en particulier sous forme de bicarbonate  $(\text{CO}_3)_2\text{H}_2\text{Ca}$ . Ces sels de calcium sont dissociés et présentent des ions  $\text{Ca}^{++}$  remplaçables. Il se produit un échange: chaque ion  $\text{Ca}^{++}$  disponible dans la solution s'échange contre 2 ions  $\text{H}^+$  du complexe; ces ions prennent la place de  $\text{Ca}^{++}$  dans la solution.

En somme, le complexe a neutralisé son acidité initiale en fixant les ions  $\text{Ca}^{++}$  empruntés aux sels de  $\text{Ca}^{++}$  de la solution.

Si ces ions  $\text{Ca}^{++}$  sont suffisamment abondants, la neutralisation est complète et le complexe est neutralisé (sol neutre  $\text{pH} = 7$ ).

S'il reste encore un excès d'ions  $\text{Ca}^{++}$  dans la solution, le sol est basique ( $\text{pH} > 7$ ).

Si au contraire, il n'y a pas eu assez d'ions  $\text{Ca}^{++}$  pour neutraliser tous les ions  $\text{H}^+$  du complexe, il reste encore quelques ions  $\text{H}^+$  sur le complexe; la neutralisation n'a été que partielle ; le sol est acide ( $\text{pH} < 7$ ).

**b)Deuxième temps : Les échanges entre les  $Ca^{++}$  du complexe et les cations nutritifs de la solution**

Les ions  $Ca^{++}$  du complexe sont libérables par dissociation; dans l'eau du sol en contact avec le complexe, existe des sels minéraux également ionisés, par exemple  $K^+Cl^-$  (chlorure de potassium),  $(NH_4)^{2+} SO_4^-$  (sulfate d'ammonium). Il y a échange de cations jusqu'à équilibre de concentrations.  $2K^+$  ou  $2(NH_4)^+$  se fixent sur complexe à la place de  $Ca^{++}$  qui passe dans la solution Le complexe a donc fixé des ions  $K^+$ ,  $NH_4^+$  etc. nutritifs (d'où son nom de *complexe absorbant*).

### **Troisième temps : intervention du végétal**

Un poil radical baigne dans la solution: il absorbe des cations  $K^+$ ,  $NH_4^+$ , etc., et diminue la concentration de la solution. L'équilibre est rompu et des réactions inverses de celles du deuxième temps s'amorcent : le complexe recède à la solution des ions  $K^+$ ,  $NH_4^+$ , etc., jusqu'à équilibre des concentrations (ces ions étant remplacés sur le complexe par des  $Ca^{++}$  de la solution). Ou S'il y a apport extérieur de matières fertilisantes, c'est l'inverse qui se produit: la concentration de la solution en cations  $K^+$ ,  $NH_4^+$ , etc. augmente, le complexe échange ses  $Ca^{++}$  restants contre  $K^+$ ,  $NH_4^+$  de la solution, jusqu'à l'équilibre.

## a) Conclusion

Les réactions d'échange sont des courses perpétuellement à la poursuite d'un équilibre perpétuellement rompu. Cette recherche de l'équilibre consiste en échange de cations entre la solution et le complexe, soit dans un sens, dans l'autre. C'est la clé du pouvoir absorbant. Cependant il est à noter que les réactions ne peuvent s'amorcer qu'une fois que le complexe est neutralisé, au moins partiellement, par des cations  $\text{Ca}^{++}$ ; c'est à ce prix qu'il remplit son rôle de volant:  $\text{Ca}^{++}$  est l'indispensable monnaie d'échange, d'où son nom de cation échangeable.

## b) Fixation des anions

L'adsorption négative des anions est négligeable, d'où la nécessité d'amender le sol par des apports d'engrais riches en nitrates  $\text{NO}_3^-$ .

Cependant, ce phénomène disparaît quand les valences électropositives libres du complexe absorbant sont satisfaites.

L'anion phosphorique  $\text{PO}_4^{3-}$  fait exception puisqu'il arrive à se fixer par un processus particulier :

