Livret sur échange cationique

I. Quelques explications concernant la théorie :

1. Théorie

Un sol est constitué de matière minérale et de matière organique évoluée qui lui confèrent des propriétés d'adsorption particulièrement pour les cations, c'est la capacité d'échange cationique (C.E.C.). Nous nous intéressons à la capacité d'absorption de la fragmentation (composition d'un sol) organique. Pour cela la matière organique évoluée étudié est la tourbe blonde.

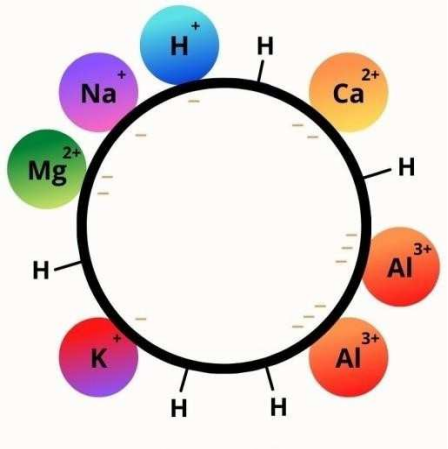


Figure 1 : Schéma général d'un sol ayant un pH inférieur à 5,8

Tout d'abord la tourbe est issue de la décomposition des végétaux à l'abri de l'air. Il s'agit de matière organique évoluée. C'est une sorte d'humus. Lorsqu'un sol se forme la matière organique et l'argile s'associent et forment un système adsorbant. C'est ce système adsorbant qui va permettre les échanges entre le sol et la solution de sol. C'est la capacité d'échange cationique (C.E.C.). Elle est variable en fonction du pH. Plus le pH est élevé plus la C.E.C. est faisable.

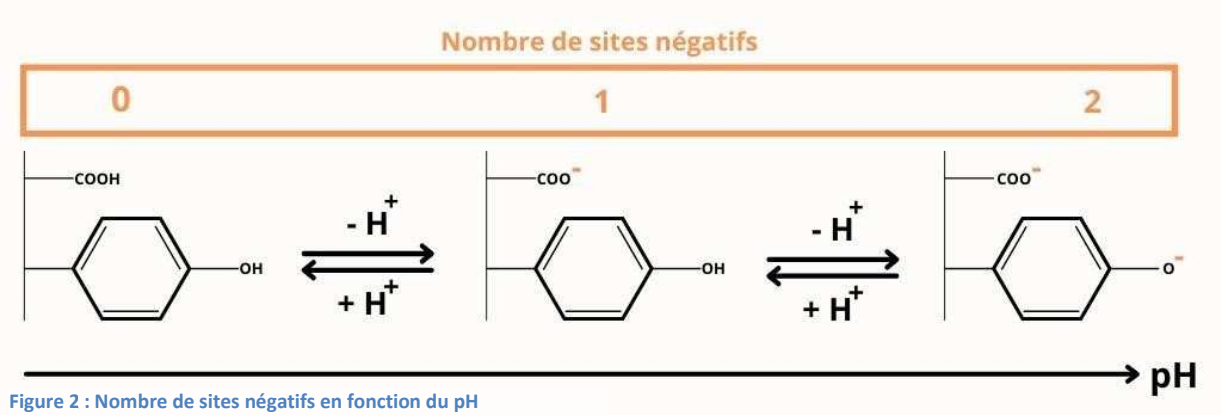


Figure 2 : Nombre de sites négatifs en fonction du pH

Un sol a des atomes fixés sur lui. Ces atomes sont liés au sol avec des liaisons covalentes. Grâce à ces atomes le sol est électriquement neutre. Parmi ces atomes nous retrouvons l'hydrogène (H). En effet si nous arrivons à arracher ces atomes d'hydrogène (H) nous aurons alors libéré des sites négatifs. Pour arriver à arracher ces atomes d'hydrogènes (H) nous pouvons utiliser différentes solutions comme une solution de soude (Na^+HO^-) à 1 mol/L mais il est possible et préférable dans le cadre d'une chimie verte d'utiliser une solution de soude (Na^+HO^-) à 0,05 mol/L qui est moins concentrée et donc moins dangereuse pour le pratiquant, mais aussi pour l'environnement lors de la gestion des déchets. Le groupement hydroxyle (HO^-) de la solution de soude (Na^+HO^-) par exemples va permettre d'arracher les atomes d'hydrogène (H) et former des molécules d'eau (H_2O)

Pour que le sol soit de nouveau électriquement neutre il faut alors mettre des cations dans le sol qui vont prendre la place par exemple des atomes d'hydrogènes (H) qui ont étés précédemment enlevés. Pour remplacer ces atomes d'hydrogènes (H) nous pouvons utiliser des atomes de calcium (Ca) qui, sous forme d'ion (Ca^{2+}) dans une solution de sulfate de calcium (ou solution saturée de plâtre) ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) par exemple se mettront sur deux sites négatifs libérés par deux atomes d'hydrogène (H).

Nous pouvons vérifier les explications à l'aide de bandelettes duretés qui permettent de mesurer la concentration en ions Ca^{2+} ou Mg^{2+}. Dans notre cas, seul les ions Ca^{2+} nous intéressent. Les bandelettes duretés sont composées de 5 concentrations différentes représentées par des carrés verts. Ces carrés verts deviennent roses au contact de la solution en fonction de la concentration d'ion Ca^{2+}. Plus la concentration en ions Ca^{2+} est élevée, plus le nombre de carrés verts passant au rose augmentent. Par exemple si après avoir trempé notre bandelette sur la solution nous avons un seul carré rose et quatre carrés verts cela veut dire que la solution contient entre 0,9 mmol/L d'ion Ca^{2+} et 1,8 mmol/L d'ion Ca^{2+}. En revanche quand on a 5 carrés roses et donc 0 carrés verts nous avons alors une solution contenant plus de 4,5 mmol/L d'ion Ca^{2+} mais nous ne savons pas entre quelle fourchette nous nous trouvons.

Si nous ajoutons dans un premier temps de la solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) à de la tourbe, que l'on mélange et qu'ensuite on mesure la concentration en ion Ca^{2+} on s'attend à ce qu'il y ai 5 carrés roses ce qui serait normal car on ajoute des ions Ca^{2+} grâce à la solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$). Dans un second temps si nous ajoutons de la solution de soude ($Na^{+}HO^{-}$) à 0,05 mol/L et que l'on remesure après on s'attend à une diminution du nombre de carrés roses car le groupement hydroxyle (HO^{-}) va arracher les atomes d'hydrogène (H) présents sur la tourbe pour créer des sites négatifs et former des molécules d'eau (H_2O). En créant ces sites négatifs nous obtenons un sol qui n'est plus électriquement neutre alors les ions Ca^{2+} ajoutés précédemment avec la solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) devraient se fixer sur ces sites négatifs afin d'avoir un équilibre au niveau des charges.

Grâce à la différence de nombre de carrés roses entre la première mesure et la seconde on pourrait en déduire que la concentration en ion Ca^{2+} dans la solution de sol diminue. Les ions Ca^{2+} se fixent à la tourbe et ne sont donc plus détectable car ils ne sont plus dans la solution de sol.

II. Quelques explications concernant la pratique :

2. Pratique

A. Précautions :

a. Bandelettes dureté

Les bandelettes dureté sont de bandelettes qui permettent de mesurer la concentration en ions Ca^{2+} et Mg^{2+}. Ce sont des bandelettes avec 5 carrés verts qui fonctionnent sous le principe de la colorimétrie. Une fois la bandelette trempée dans la solution, les carrés verts se colorent en rose en fonction de la forte concentration ou non d'ions Ca^{2+} ou Mg^{2+}. Plus il y aura d'ion Ca^{2+} ou Mg^{2+} présents dans la solution de sol, plus il y aura de carrés colorés en rose. Elles vont d'une concentration inferieure à 0,9 mmol/L à une concentration supérieure à 4,5 mmol/L avec des paliers tous les 0,9 mM. Le résultat est très rapide, environ 30 secondes.

Figure 3 : Boite de bandelettes duretés et bandelettes duretés

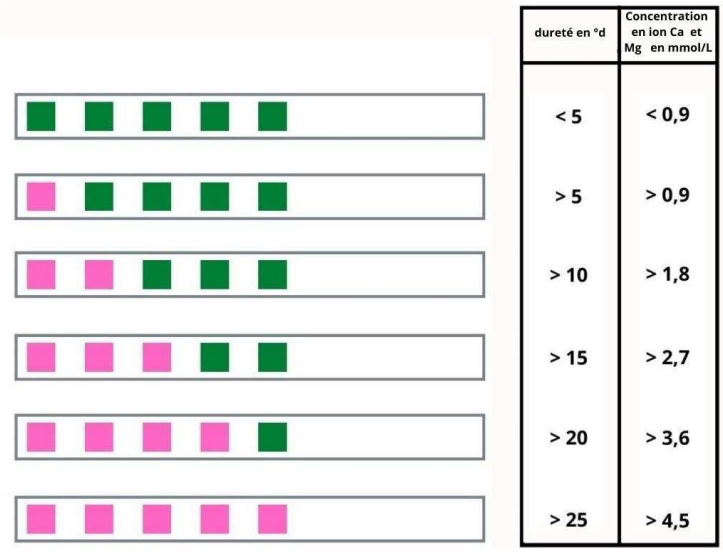


Figure 4 : Schéma de la variation de concentration des ion calcium et magnésium

Lors de l'utilisation de ces bandelettes il y a quelques précautions à prendre. En effet il faut manipuler ces bandelettes avec des mains sèches pour ne pas fausser le résultat. De plus il ne faut pas poser les bandelettes sur la paillasse. Il est préférable de les poser sur un verre de montre sec. On ne doit prendre les bandelettes que sur la partie ou il n'y a pas les résultats.

Ces bandelettes sont conservables mais dans certaines conditions. En effet il faut qu'elles soient conservées dans un endroit sec. C'est pour cela que nous garderons les bandelettes dans un dessiccateur avec des cristaux qui vont donc permettre d'absorber l'humidité. Grâce à cette technique de conservation on peut garder les bandelettes duretés durant 2 ans mais si on les conserve très bien on peut les garder pendant plus de 20 ans.

b. E.P.I.

Lors de la manipulation nous avons à manipuler des produits et des solutions mais aucune n'est considéré comme dangereuse. Cependant par précaution nous manipulerons certaines poudres sous hotte.

Pour la boite 1 il n'y a aucun problème car il ne s'agit que de tourbe et d'eau distillée.

En revanche pour la boite 2 et la boite 3 où nous utilisons de la solution de soude (Na^+HO^-) à 0,05 mol/L et une solution d'ammoniaque ($NH_4^+HO^-$) à 0,05 mol/L il faudra être vigilant mais il n'est pas nécessaire de manipuler sous la hotte.

Nous pouvons aussi utiliser des gants afin de nous protéger de ces produits mais ce n'est pas obligatoire. Par contre si on entre en contact avec ces solutions on doit immédiatement se laver les mains avec beaucoup d'eau.

En plus de ces deux solutions on va utiliser de la solution saturée de plâtre (solution saturée de sulfate de calcium) ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$). Pour préparer cette solution on utilise du sulfate de calcium di hydraté ($CaSO_4$, $2H_2O$) qui est sous forme de fine poudre, donc à manipuler sous hotte de préférence. Une fois cette poudre dissoute on peut manipuler hors de la hotte.

Pour les boites 4 et 5 on utilise de la solution saturée d'eau de chaux (solution d'hydroxyde de calcium) (Ca^{2+},$2(HO^-)$). La solution saturée d'eau de chaux est réalisé avec de l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$). Lors de la préparation on manipule aussi sous hotte car l'hydroxyde de calcium est une fine poudre. On portera des gants car l'hydroxyde de calcium est irritant pour la peau. Il peut aussi provoquer des liaisons oculaires graves on devra donc mettre des lunettes de protection. Une fois la solution saturée d'eau de chaux préparée on peut à nouveau manipuler hors de la hotte.

La blouse est bien entendu obligatoire pour toutes manipulations.

c. Objet

Pour la manipulation il est préférable d'utiliser des pots de crème récupérés plutôt qu'une boite de pétrie par exemple ou un bécher (pour éviter de les abimer). Le pot permet aussi de bien écraser la tourbe sur les bords et donc de mélanger de façon homogène.

Figure 5 : Pot en verre de crème récupéré

B. Protocole schématisé

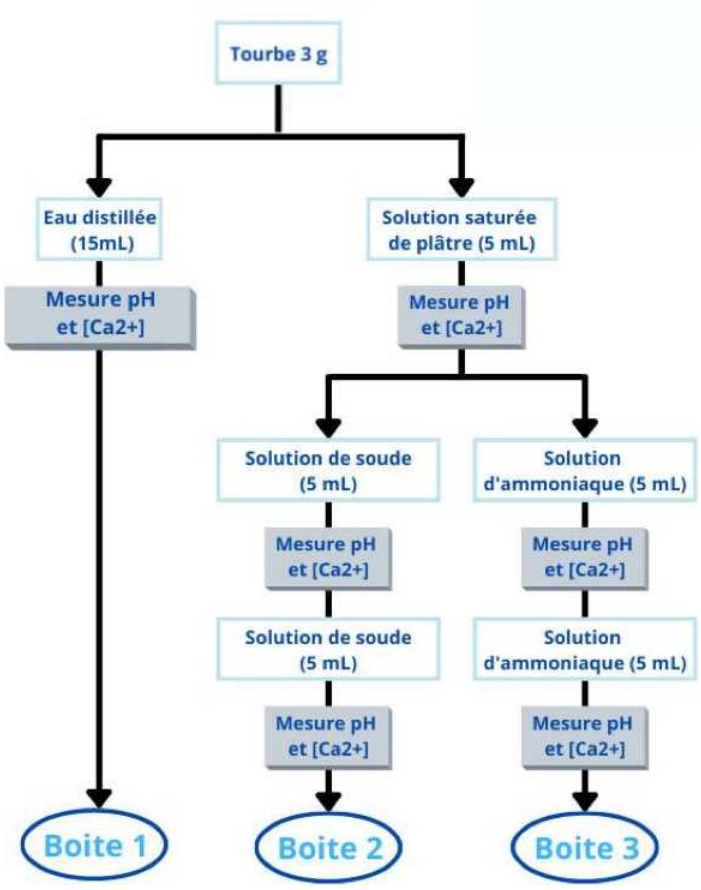


Figure 6 : Protocole en arbre

a. Boite 1 : Tourbe + eau distillée

- Peser, à l'aide d'une balance (10^{-2} g) et d'une spatule, 3 g de tourbe émiettée dans un pot.
- Ajouter 15 mL d'eau distillée à l'aide d'une éprouvette graduée.
- Mélanger à l'aide d'une spatule.
- Relever la concentration de cation Ca^{2+} à l'aide de bandelette dureté.
- Relever le pH à l'aide de papier pH.

b. Boite 2 : Tourbe + solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) + solution de soude (Na^+HO^-)

- Préparer 250 mL de solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) :
  - Peser, à l'aide d'une balance et d'une spatule, dans une coupelle une masse supérieure à 0,51 g sulfate de calcium ($CaSO_4$) pour 250 mL d'eau distillée afin d'avoir une solution saturée en sulfate de calcium ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) (K_s = 2,04 g/L).
  - Prélever 250 mL d'eau distillée à l'aide d'une fiole jaugée de 250 mL. ○ Mélanger le sulfate de calcium ($CaSO_4$) et l'eau distillée dans un flacon. ○ Laisser décanter.
- Peser, à l'aide d'une balance (10^{-2} g) et d'une spatule, 3,00 g de tourbe émiettée dans un pot.
- Ajouter 5 mL de surnageant de solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL.
- Mélanger à l'aide d'une spatule.
- Relever la concentration de cation Ca^{2+} à l'aide de bandelette dureté.
- Relever le pH à l'aide de papier pH.
- Ajouter 5 mL de solution de soude (Na^+HO^-) à 0,05 mol/L à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL.
- Mélanger à l'aide d'une spatule.
- Relever la concentration de cation Ca^{2+} à l'aide de bandelette dureté.
- Relever le pH à l'aide de papier pH.
- Ajouter 5 mL de solution de soude (Na^+HO^-) à 0,05 mol/L à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL.
- Mélanger à l'aide d'une spatule.
- Relever la concentration de cation Ca^{2+} à l'aide de bandelette dureté.
- Relever le pH à l'aide de papier pH.

c. Boite 3 : Tourbe + solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) + solution d'ammoniac ($NH_4^+HO^-$)

- Préparer 250 mL de solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) (Cf Boite 2)
- Peser, à l'aide d'une balance (10^{-2} g) et d'une spatule, 3,00 g de tourbe émiettée dans un pot
- Ajouter 5 mL de surnageant de solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$) à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL.
- Mélanger à l'aide d'une spatule.
- Relever la concentration de cation Ca^{2+} à l'aide de bandelette dureté.
- Relever le pH à l'aide de papier pH.
- Ajouter 5 mL de solution d'ammoniac ($NH_4^+HO^-$) à 0,05 mol/L à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL.
- Mélanger à l'aide d'une spatule.
- Relever la concentration de cation Ca^{2+} à l'aide de bandelette dureté.
- Relever le pH à l'aide de papier pH.
- Ajouter 5 mL de solution d'ammoniac ($NH_4^+HO^-$) à 0,05 mol/L à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL.
- Mélanger à l'aide d'une spatule.
- Relever la concentration de cation Ca^{2+} à l'aide de bandelette dureté.
- Relever le pH à l'aide de papier pH.

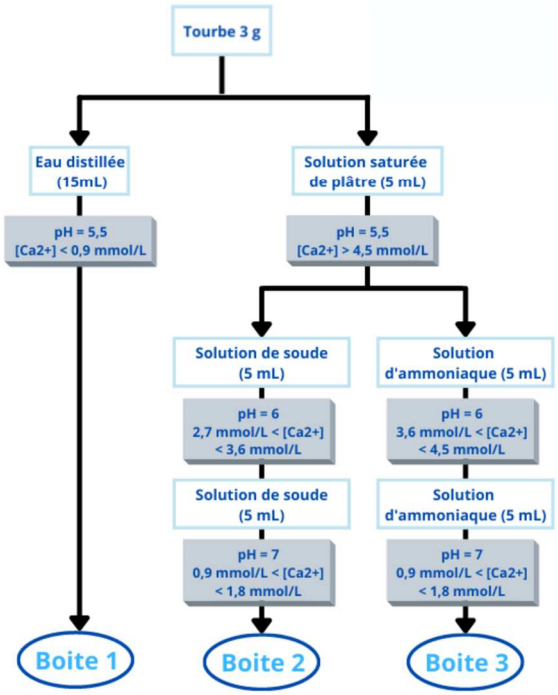
C. Quelques explications concernant la pratique

Pour réaliser la manipulation nous avons besoins de solution saturée de sulfate de calcium ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$). Une solution saturée s'obtient quand on ne peut plus dissoudre le soluté. On cherchera donc le potentiel de solubilité du sulfate de calcium ($CaSO_4$) sur internet afin de savoir quand notre solution de sulfate de calcium sera saturée. Il faut aussi ne pas trop dépasser cette masse afin de rester dans l'optique d'une chimie verte et des bonnes pratiques de laboratoires (BPL). Pour prélever une solution saturée d'eau de chaux il faut la laisser décanter et prélever le surnageant.

Préparation de 250 mL de solution saturée de plâtre ($Ca^{2+}SO_4^{2-}$)

- Chercher le potentiel de solubilité du sulfate de calcium ($CaSO_4$) dans l'eau sur internet (ici 2,04 g/L).
- Calculer quelle est la masse au-dessus de laquelle le sulfate de calcium ($CaSO_4$) ne sera plus soluble dans l'eau pour 250 mL.
  - 2,04 g ➔ 1 L ➔ 1000 mL ○ ? g ➔ 0,250 L ➔ 250 mL ○ 2

$$\frac{, \times}{1000} = 0{,}51 \text{ g}_{04\ 250}$$

- Prendre une masse supérieure de sulfate de calcium ($CaSO_4$) à celle calculée et la mélanger dans 250 mL d'eau distillée.
- Mélanger.
- Laisser décanter.

En résumé : Protocole en arbre avec résultats