[المحاضرة الاولى]

تركيب وكيمياء التربة

التربة هي نظام معقد التركيب ، غير متجانس ، متعدد الاطوار (Phases) وهي الطور الصلب والذي يتكون من خليط مختلف التركيب من معادن نتجت من عمليات التجوية (Weathering) الفيزيائية والكيميائية والحيوية للصخور والرواسب المكونة لمادة الاصل (Parent material) ، ومواد عضوية نتجت من النشاط الحيوي للكلئنات الحية بانواعها المختلفة ، ويكون هذا الطور اكثر من نصف حجم الارض واكثر من 75% من وزنها ، حيث سيتم دراسته بالتفصيل . يتكون نظام التربة بالاضافة الى الطور الصلب من الطور السائل (Liquid phase) والطور الغازي ((Gaseous phase) وكلاهما يكونان حوالي نصف حجم نظام التربة الكلي وتختلف نسبة كل منهما للاخر حسب ظروف الري والبزل والجفاف ، و سيتم دراسة الطور السائل من ناحية كونه الوسط الكيميائي الذي تتغلغل فيه جذور النباتات بما يحتويه من مغذيات واملاح ، كذلك دراسة التداخل (Interaction) بين الطور السائل والصلب وما يفرزه من ظواهر مهمة مثل ظاهرة التبادل الايوني (Ion exchangeable) والتي تلعب دورا رئيسيا في تحديد خواص التربة الكيميائية.
وبالتالي فان التربة سوف تكتسب خصائص كيميائية وفيزيائية ومعدنية نتيجة التداخل بين مكوناتها ، وعلى ذلك يترتب نشوء انواع من الترب والتي تختلف في صفاتها مثل الترب الملحية والصودية والكلسية والحامضية وغيرها .

بالاضافة الى المكونات الثلاثة السابقة تحتوي التربة على كائنات حية تعيش فيها وعلى سطحها مثل الديدان والطحالب والفطريات والبكتريا والاكتينومايسيت ، حيث يمكن ان نطلق عليها المكون البايولوجي (Biological component).

ان نظام التربة هو نظام مفتوح وهذا يعني انه ممكن اضافة او فقد بعض مكوناته من والى المحيط الخارجي بواسطة الانسان او الحيوان او النبات او الرياح او الماء ، وتوجد هنالك حالة توازن بين نظام التربة ككل وباقي النظم المحيطة بها ، كذلك يوجد تغير مستمر في نسب وتركيب الاطوار الثلاث كان يذوب الطور الصلب في الطور السائل (ذوبان الاملاح والمعادن) او ان يذوب طورها الغازي في طورها السائل (ثاني اوكسيد الكاربون في الماء) او يترسب الطور السائل وتحوله الى صلب (ترسيب الاملاح وتكوين معادن ثانوية جديدة) ، لذلك فان خواص التربة عبارة عن صفات وخواص ومميزات مكوناتها والتي تتاثر باي تغير يحدث لها .

اهمية دراسة كيمياء التربة :

1- لدراسة التركيب المعدني للطور الصلب من مكونات نظام التربة اهمية في معرفة طبيعة مكونات مقد التربة وكذلك لتحديد مدى الاختلاف بالترسيب في افاق المقد الواحد ، اضافة الى انها تؤخذ كمؤشر لعمليات التجوية في مقد التربة .

2- دراسة مفصول الطين له اهمية من خلال دوره في عدة تفاعلات كيميائية نتيجة لخواصه الكهروكيميائية المختلفة مثل تبادل وتثبيت الايونات والتي تعتبر ذات اهمية في تحديد صفات التربة الكيميائية ومدى ملائمتها لتغذية النبات ، ويؤثر الطين على خواص التربة الفيزيائية مثل

النفاذية والبناء لما لحبيبات الطين من صفات مثل الانتفاخ والتجمع والتفرق ، هذا بالاضافة لكون معادن الطين مصدرا مهما لبعض العناصر اللازمة لنمو النبات وخاصة العناصرالدقيقة التي تدخل في تركيب معادن الطين (Fe ، Cu ، Mn ، Zn) .

3- يلعب الجزء العضوي (من مكونات الطور الصلب لنظام التربة) دورا رئيسيا في زيادة خصوبة التربة وتحسين الانتاج الزراعي ، من خلال تحسينه للخواص الفيزيائية للتربة كما تعمل كمخزن لكثير من العناصر الغذائية اللازمة للنبات .

4- تهتم كيمياء التربة في تحديد كيمياء العناصر المغذية والصور الكيميائية التي تتخذها والعوامل التي تؤثر على هذه الكمية وطبيعة الصور الكيميائية ، وبالتالي لها دور فعال وايجابي في زيادة كفاءة الاسمدة .

الوحدات العالمية : SI Units (Ie Systeme International unites)

وتعتمد على النظام المتري وتستخدم على نطاق واسع في المصادر العلمية بما فيها علوم التربة وتقسم الى :

1- الوحدات الاساسية : Basic Units وهي :

Physical quantity	unit	symbol
length	Meter	m
mass	kilogram	kg
time	second	S
Electric current	ampere	A
Temperature	Kelvin	K
Luminous intensity	Cande	cd
Amount of material	mole	mol

2- الوحدات المشتقة : Derived Units

من الوحدات الاساسية السبعة تم اشتقاق وحدات اخرى مثال :

Physical quantity	unit	Symbol
Force	newton = mass * acc	$N = kg\ ms^{-2}$
Energy heat) (Work	Joule = force * distance	J = Nm
Pressure	Pascal = force / area	$Pa=N\ m^{-2}$
Electric charge	coulomb	C = As
Electrical Potential	Volt	$V = J\ S^{-1}$
Conductance	Siemens	$S = AV^{-1}$
Area	sq . meter	m^2
Volume	cub. Meter	m^3
Speed , velocity	meter per sec.	m / sec
Concentration	mole per cubic meter	$mol.m^{-1}$
Molar energy	Joule per mole	J . mol

من الوحدات الشائعة الاستخدام في كيماء التربة هي meg / 100g للسعة التبادلية للايونات الموجبة في نظام SI .

استخدام بعض المقاطع المحددة لقيمة التحويل للاجزاء الكبيرة او الصغيرة كما موضح ادناه :

Fraction (الاجزاء)	Prefix	Symb
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	C
10^{-3}	milli	m
10^{-6}	micro	M
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	P

Multiple (مضاعفات)	Prefix	Symb.
10	deca	da
10^2	hecto	h
10^3	kilo	K
10^6	mega	M
10^9	giga	G
10^{12}	tetra	T

التركيز : يعني اذابة كمية محدودة من المادة (الايون او العنصر) في حجم او وزن معين من المحلول في درجة حرارة معينة .

المحتوى : هو كمية المادة الكلية اذا كانت عنصرا او مركب اخر موجود في المادة وبصيغة وزنية او وصفية .

المول هو / الصيغة الجزيئية للمركب او الصيغة النوعية (الذرية) للعنصرمعبر عنها بالغرام .

عدد المولات = عدد الجزيئات (N) / عدد افوكادرو ($6.022X\ 10^{23}$)

ملي مول = ملي مكافئ / التكافؤ

يكون التركيز المولاري مثلا للملح NaCl هو :

NaCl = 23 + 35.5 = 58.5 غرام عندما يذاب في 1 لتر يعطي 1M (مولار)

المولارية = الوزن / الوزن الجزيئي ---------> M = W / MW

مايكرومول = µ mole = 1 / 1000000 مول

مايكرومول / مول = ppm ، ديسي مول = 1/ 10 مول

مثال : اذا اردنا تحضير 100 مل من 0.2 M من NaCL

M	V	Wt
1	1000	58.5
0.2	100	x

$$X = \frac{58.5 \times 100 \times 0.2}{1000} = 1.17$$

ويمكن التعبير عن درجة تركيز محلول معين :

مولارتي M : هو اذابة وزن جزيئي غرامي من مادة كيميائية في لتر من المحلول ويعطي M 1 .

التركيز المولالي m : هو التركيز الناتج من اذابة مول واحد (يعني وزن ذري او وزن جزيئي) من المادة في 1000 غم من المذيب .

التركيز العياري N (النورمالتي او الفورمالتي) : هو اذابة وزن مكافئ غرامي للعنصر او المادة الكيميائية في لتر من المحلول (الماء المقطر).

* الوزن المكافئ للعنصر = الوزن الذري للعنصر / عدد التكافؤ

مثلا ل Ca = 40 / 2 = 20

الملي مكافئ = 1 / 1000 من الوزن المكافئ

= 20 / 1000 = 0.02 غم كالسيوم يذوب في لتر للحصول على 1 ملي مكافئ / لتر

* الوزن المكافئ للملح = الوزن الجزيئي للملح / عدد ذرات الفلز x التكافؤ

الوزن المكافئ لملح $BaCL2 . 2H2O$ = الوزن الجزيئي للمركب / 1 x 2

* الوزن المكافئ للحامض = الوزن الجزيئي للحامض / عدد ذرات الهيدروجين

* الوزن المكافئ للقاعده = الوزن الجزيئي للقاعده / عدد مجاميع الهيدروكسيل

* الوزن المكافئ للمركبات المؤكسدة والمختزلة = الوزن الجزيئي / عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة

مثال : يتاكسد الحديدوز الى حديديك بواسطة عامل مؤكسد .

الوزن المكافئ للمركب = الوزن الجزيئي / عدد الالكترونات المفقودة (1)

يختزل الكروم السداسي الى كروم ثلاثي بواسطة عامل مختزل فيكون :
الوزن المكافئ للمركب = الوزن الجزيئي / عدد الالكترونات المكتسبة (3)

* تركيز ملي مكافئ / اللتر (Meq / L) : هو اذابة 0.001 من الوزن المكافئ من ايون او ملح في لتر من المحلول (ماء مقطر)

ملي مول / لتر = ملي مكافئ / لتر للايونات الاحادية التكافؤ .

ملي مول / لتر x التكافؤ = مليمكافئ / لتر

ppm = اذابة ملغم من المادة الكيميائية في لتر من المحلول ليعطي محلول تركيزه (1 ppm) .

النسبة المئوية : عند اذابة 1غم من مادة كيميائية في الماء المقطر واكمال الحجم الى 100 مل يعطي تركيز (1 %) من محلول تلك المادة .

مثال : احسب وزن ملح الطعام (NaCl) اللازم لتحضير 2 لتر من محلول ملح الطعام بتركيز 3 مولارتي :

ج :

M	V	Wt
1	1000	58.5
3	2000	x

$$X = \frac{58.5 \times 2000 \times 3}{1000 \times 1} = 351 \text{ gm}$$

351 غم من ملح الطعام يذوب في 2 لتر ماء مقطر ليعطي محلول ملحي تركيزه 3 مولاري .

مثال : احسب وزن حامض الكبريتيك اللازم لتحضير 1 لتر من الحامض بتركيز 2N علما ان الوزن الجزيئي للحامض هو 98 .

ح : الوزن المكافئ للحامض = 98 / 2 = 49

الوزن (gm)	حجم المحلول (مل)	التركيز
Wt	V	N
49	1000	1
x	1000	2

$$X = \frac{49 \times 1000 \times 2}{1000 \times 1} = 98 \text{ gm}$$

العلاقات بين التراكيز المختلفة :

* عدد المليمكافئ / لتر x الوزن المكافئ = ppm
* عدد الغرامات / لتر x 1000 = ملغم / لتر = ppm
* النسبة المئوية x 10000 = ppm
* EC (dS / m) x 640 = ppm
* EC (dS / m) x 10 = مليمكافئ / لتر
* EC (dS / m) x 0.36 = O.P (m bar) الضغط الازموزي

* عدد الكتيونات = عدد الانيونات في المحلول (مليمكافئ / لتر)
* EC_e = EC 1:1 X SP

النسبة المئوية للماء في مستخلص العجينة المشبعة

* ppm = (ملي مكافئ / لتر في مستخلص العجينة المشبعة) X الوزن المكافئ / 100 X التربة الجافة

* ppm = ملي مول / لتر x التكافؤ x الوزن المكافئ

مثال : احسب عدد الاجزاء بالمليون (ppm) من البوتاسيوم الموجود في التربة الجافة (اذا كان تركيزه في مستخلص عجينة التربة المشبعة) 40 ملي مكافئ / لتر وال SP للتربة 40 %.

الحل : ppm = meq / L x E q .w x SP
(الوزن المكافئ)
625.6 = 40 x 39.1 x 40 / 100

* حساب كمية المادة (غم) اللازم لتحضير تركيز مولاري معين وبحجم معين يكون وفق الاتي :

Q = V x C x M . W

وزن المادة = جحم المحلول x التركيز المطلوب x الوزن الجزيئي

مثال : احسب وزن نترات الفضة اللازم لتحضير محلول تركيزه (0.3 مول / لتر) وبجم (500 مل) علما ان الوزن الجزيئي لنترات الفضة (107 غم) .

ح : Q = 500 x 0.3 x 107 = 16.050

الوزن المكافئ x العيارية x الحجم = (N) التركيز العياري

مثال : احسب وزن كاربونات الصوديوم ($Na2CO3$) اللازم لتحضير محلول بعيارية 0.2 N ولجم 0.5 لتر علما ان الوزن المكافئ لها 53 غم .

$0.5 \times 0.2 \times 53 = 5.3$ gm $Na2CO3$

اذا لم يعطي الوزن المكافي فيمكن حساب الوزن المكافئ = الوزن الجزيئي / التكافؤ

الوزن المكافئ ل $Na2CO3 = 106 / 2 = 53$

التركيز العياري = التركيز المولاري (مول / لتر) x عدد التكافؤ

Examples

0.3 cm ===➔ 3×10^{-1} ==➔ $3 \times 10^{-1} \times 10^{-2}$ ===➔ $3 . 10^{-3}$ m .

1 L =➔ 10^{-3} m^3

1 milli mol / L ===➔ mol . m^{-3}

10 meq Na / 100 gm ===➔ 10 x 10 /100 x10 ==➔ 100 me /1000 gm ==➔

==➔ 100 mmol /kg ==➔ 0.1 mol . kg^{-1} == ➔ 10^{-1} mol . kg^{-1}

((ملي مول = ملي مكافئ / التكافؤ))

10 me. Ca / 100gm soil ===> 10 /2 = 5 mmole / 100 gm =➔ 5 x 10 / 100x10

===➔ 50 mmole / kg ===➔ 50 mmole kg^{-1} ===➔0.05 mol. Kg^{-1} ====➔

5 x 10^{-2}mol.kg^{-1} =➔

===➔ 5 C mol. Kg^{-1} (If we consider charge) ==➔ 2 x 5 C mol . kg^{-1} ==➔ 10 C mol. C kg^{-1}

Example:

10 milliter ---- > 5.5 mg $Cacl_2$ (ca = 40. 08) + (Cl_2 =35.43x2) = 111.04

اي اذابة وزن جزيئي واحدمن الملح في 10 milliter محلول ويكمل حجم المحلول الى لتر

((الوزن الجزيئي / (mg) الوزن = m mole))

5.5 / 111.04 x 1000/10 = 550 / 111.04 = 4.9 mmol / L ==➔ 4.9 mmol . m^{-3} x 1000

==➔ 4.9 x 10^{-3} / 10^{-3} = 4.9 mol . m^{-3} ==➔ 4.9 x 2 = 9.8 mol C .m^{-3}

((ادخال دور الشحنة))

المحاليل القياسية Standard Solutions

هي المحاليل المعلومة التركيز بدقة كبيره جدا ، ويتم تحضيرها بوزن كمية معينة منها وتذويبها في كمية معلومة من المذيب .

الشروط التي يجب ان تتوفر في المواد القياسية :

1- ان لا تتاثر بالظروف الجوية .

2- لها كتلة جزيئية كبيرة وذات تركيبة معروفة .

3- يسهل اذابتها بالماء بدرجة حرارة الغرفة .

4- يسهل الحصول عليها بدرجة نقاوة عالية جدل او من السهل تنقيتها بعد الكشف او معرفة الشوائب التي تحتويها بحيث لا تتجاوز (0.1 – 0.2 % كما يسهل تجفيفها (110 – 120) درجة مئوية وحفظها في حالة نقية .

5- ان تكون المادة غير متميئة كما يجب ان لا تكون قابلة لاي تغير فيها خلال عملية الوزن .

6- ان تتفاعل بسرعة وبكميات محددة ومعلومة بالضبط .

7- يجب ان لا يكون محلول المادة القياسية الاولية ملونا قبل او بعد عملية المعايرة منعا من تداخل لونها مع لون الدليل المستعمل لايجاد نقطة نهاية التفاعل .

8- يجب ان لا تتاثر بالضوء ودرجات الحرارة والغبار والمواد العضوية .

وبناء على ما سبق نلاحظ ان المواد التالية غير صالحة ان تكون مواد قياسية اولية :

1- هيدروكسيد الصوديوم : لان هذه المادة تمتص بخار الماء وغاز ثاني اوكسيد الكاربون من الجو .

2- الاحماض او القواعد : لانها تمتص بخار الماء وغاز CO_2 من الجو .

3- كاربونات الصوديوم : لانها لا تذوب بالماء بسهولة .

الغرض من استخدام المحاليل القياسية:

1- تستخدم عادة في المعايرات لتحديد كمية غير معروفة من مادة معلومة مثل المركب الكيميائي ، لقياس محلول حامضي نقوم ببساطة بمعايرته بمحلول اساسي (قلوي) معلوم التركيز ، وعند القيام بهذه العملية يمكن عندئذ استخدام المحلول الذي قمنا بقياسه كمحلول قياسي لايجاد تركيز محلول قلوي .

2- تستخدم المحاليل القياسية عادة لتحديد تركيز مادة قابلة للتحليل من خلال مقارنة الامتصاص لعينة من المحلول عند طول موجي محدد على سلسلة من المحاليل القياسية وفق تراكيز مختلفة للمادة القابلة للتحليل ، عندئذ يمكن معرفة تركيز العينة بواسطة قانون بيير – لا مبرت ، اي شكل من اشكال الطيف يمكن استخدامه بهذا الشكل طالما المادة القابلة للتحلل تملك قدرة الامتصاص الطيفي .

تحضير المحاليل القياسية :

هناك نوعين من المحاليل القياسية التي يتم تحضيرها في المختبر :

1- محاليل قياسية اولية : وهي محاليل المواد النقية التي يمكن تحضيرها مباشرة عن طريق اذابة كتلة معينة من المادة في حجم معين من الماء مثل كاربونات الكالسيوم $CaCO_3$ وحامض الاوكزاليك المائي $H_2C_2O_4.2H_2O$ فيكون تركيز محلولها معلوم بدقة ويستخدم المحلول القياسي في معايرة المحاليل التي تركيزها غير معلوم بدقة .

2- محاليل قياسية ثانوية : وهي محاليل المواد غير النقية اما لانه يصعب تنقيتها اصلا او انها مواد نقية في الاصل ولكنها تتاثر بالعوامل الجوية (الرطوبة وثاني اوكسيد الكاربون) وهذه المحاليل تحضر بصورة تقريبية ثم تجرى لها عملية معايرة مع محلول قياسي لتحديد تركيزها بدقة . ومثال ذلك محاليل $NaOH$ ، NH_3 ، HCL ، H_2SO_4 فمثلا :

مادة $NaOH$ تمتص غاز CO_2 من الجو وتتكون طبقة من كاربونات الصوديوم ، اما حامض H_2SO_4 فهو يمتص الرطوبة باستمرار ، اما NH_3 ، HCL فيتبخر المذاب باستمرا ر مما يقلل من التركيز .