محاضره 3 كيمياء التربه د . اكرم عبد اللطيف الحديثي

التركيب المعدني للطين

لايمكن اعطاء تعريف دقيق للطين. ومن الناحية الفيزياوية او التوزيع الحجمي للحبيبات في التربة فهو يمثل الحبيبات ذات الاقطار من 0.002 ملم واقل. وعموما فهو يمثل مادة ناعمة متماسكة تكتسب صفات المرونة عند الابتلال وتتكون حبيبات الطين من معادن ثانوية ناتجة من التفاعلات الكيمياوية لعمليات التجويه على الصخور والمعادن الاولية. ولذلك فهذه المعادن غير موجودة في الصخر الاصلي في اكثر الاحوال كما هو الحال في المعادن التي تتكون منها حبيبات الرمل والغرين. وقد توجد معادن اخرى طينية بأحجام صغيرة مختلطة مع الطين مثل اكاسيد الحديد والالمنيوم والمنغنيز والسيلكون وكاربونات الكالسيوم والمغنيسيوم والكبريتات والفوسفات والبورات والسيلكات المختلفة مثل الفلدسبار. وهذه المعادن تعتبر امثلة لبعض انواع المعدن التي قد توجد في جزء الطين ولكنها لا تسمى معادن طين.

أنواع الأواصر الكيميائية بين الذرات

الأواصر الكيمائية هي المسولة عن ربط الذرات والايوانات لتكوين الجزيئات وربط الجزيئات لتكوين البلورات وربط البلورات لتكوين الحبيبات وربط الحبيبات والبلورات لتكوين الصخور. ويتحكم نوع الاصره في كثير من الصفات البلوريه كتوصيلها الحراري والكهربائي ودرجه الانصهار والذوبان والصلابه الميكانيكيه وغيرها الا ان نوع الاصره لايكون ذا تاثير كبير على الصفات الهندسيه للبلوره ولكن يتحكم في ذلك حجم الذره او الايون.إن أنواع الأواصر الشائعة في البلورات هي:

1) **الاصره الايونيه او الالكتروستاتيكيه Ionic or Electrostatic Bond**

تنشأ بين الايونات ذات الشحنات المختلفه وهي اقوي أنواع الأواصر فلذلك تمتاز البلورات الايونيه بصلابه كبيره وشكل هندسي محدد ويكون الايون الموجب في مركز الشكل محاطا بعدد من الايونات السالبه المتصله مباشره اي في حاله تلامس كامل بالايون الموجب. ان عدد الايونات السالبه المحيطه مباشره بالايون المركزي يسمى بعدد الاحاطه Coordination number او عدد الارتباط.

2) **الاصره التساهميه المشتركه Covalent bond**

وفيها تشترك الذرات بعضها مع بعضها في زوج او اكثر من الاليكترونات وتكون الاليكترونات عاده ذات مسارات متعاكسه. وهي تختلف عن الاصره المشتركه في ان الاليكترونات تقدم من فرد واحد من الفردين المرتبطين.

3) **اصره فان درولس Van der Waals bond**

وهي المسؤوله عن تماسك الجزيئات الغازيه في درجات الحراره المنخفضه فمثلا نجد ان جزئيات غاز النايتروجين (N_2) تلتصق مع بعضها بقوى ضعيفه (N_2.....N_2) وتمتاز هذه الاصره بانها غير متجهه وضعيفه وتكون البلورات ذات صلابه قليله.

4) الاصره الفلزيه Metallic bond

وهي اصره قويه ايضا وناشئه عن الحريه النسبيه لانتقال الاليكترونات وتكونها سحابه اليكترونيه حول ايونات المعدن وهي لذلك اصره غير متجهه. وتعتبر الاليكترونات في هذا التركيب حره الحركه ولا تنتمي لنواه معينه وانما تتحرك بحريه في التركيب كله واحيانا تتحرك إلى خارج التركيب نفسه بدون ان تتغير الاصره. هذه الاصره هي السؤوله عن خواص الفلزات مثل التوصيل الكهربائي وخاصيه الكهروضوئيه Photo electricity .

5) الاصره الهيدروجينيه Hydrogen bond

في بعض الاحيان يمكن لذرة الهايدروجين ان تكون اصرة بين ذرتين اخريين بدلا من ذرة واحدة كما يحدث في المثال التالي :

```
-- Si—O                    -- Si—O
                              H
--Al---O                   --Al---O
```

حيث يتذبذب ايون الهايدروجين بين كل من ذرتي الاوكسجين بحيث لا يمكن تحديد ذرة الهايدروجين لكل ذرة اوكسجين. او كما يحدث من ارتباط جزيئات الماء بعضها مع بعض بواسطة اصرة هايدروجينية.

إن قوة هذه الآصرة ضعيفة نوعا ما وغالبا ما تؤدي إلى تكوين خطوط التشقق في البلورات والمعادن.

6) الاصرة الهايدروكسيلية Hydroxyl bond

عندما توجد مجموعتا هايدروكسيل بالقرب من بعضا فأنه يمكن ان تنشأ اصرة نتيجة الجذب الاليكتروستاتيكي بين الاجزاء السالبة والموجبة من هذه المجاميع كما هو مبين في الشكل التالي

والاصرة الهايدروجينية والهايدرزكسيلية موجودة بكثره في معادن الطين بين الوحدات البنائية المكونة للحبيبات كما سيأتي ذكر ذلك فيما بعد.

حجم الذرات والايونات : يتوقف نصف قطر الذرة على امتداد مدارات الالكترونات فمثلا ذرة الصوديوم (Na) نصف قطرها 1.55 انجستروم وعندما تتحول إلى ايون يصغر نصف قطرها ويصبح 0.95 انجستروم اي يتضاغط حجمها. وتختلف الايونات اختلافا كبيرا في انصاف قطرها فالايون الموجب عموما اصغر حجما من ذرته وكلما كبرت الشحنة الموجبة (التكافؤ) على الايون كلما صغر حجمه. اما بالنسبة للايونات السالبة فأن زيادة الشحنة السالبة (التكافؤ)يؤدي إلى زيادة نصف القطر الايوني بعكس حالة الايونات الموجبة.

الايونات السالبة عموما ذات حجم اكبر من الايونات الموجبة فنصف قطر ايون الاوكسجين مثلا هو 1.40 انجستروم بينما نجد ان نصف قطر ايون السيلكون (Si^{+4}) هو 0.41 انجستروم فقط.والجدولان التاليين يوضحان هذه النقاط المتعلقة بأنصاف الاقطار الايونية للايونات الموجبة والسالبة بأمثلة من بعض العناصر ذات الاهمية في بناء المعادن عموما.

جدول : نصف القطر الايوني (بالانجستروم=1*10^{-8}سم) لبعض الايونات الموجبة الشائعة.

زيادة الشحنة يؤدي إلى نقص نصف القطر الايوني

H^{+}

Li^{+} = 0.60 Be^{++} = 0.31 B^{+3} = 0.20 C^{+4} = 0.15

Na^{+} = 0.95 Mg^{++} = 0.65 Al^{+3} = 0.50 Si^{+4} = 0.41

K^{+} = 1.33

Rb^{+} = 1.48

جدول . نصف القطر الايوني (بالانجستروم) لبعض الايونات السالبة.

زيادة الشحنة السالبه يؤدي إلى زيادة نصف القطر الايوني

F^{-} = 1.36 $0^{=}$ = 1.40 N^{-3} = 1.71

Cl^{-} = 1.81

Br^{-} = 1.95

I^{-} = 2.16

موقع الايونات الموجبة بالنسبة للايونات السالبة

لكي ينتج ترتيب بلوري ثابت للايونات يجب ان تكون الايونات مرتبة ترتيبا متجاورا على قدر الامكان. لذلك فالايونات الكبيرة في الحجم عادة تأخذ مواقعها بحيث تحيط بالايونات الموجبة الصغيرة احاطة جيدة ولا يتوقف عدد احاطة الايون الموجب على شحنتة وانما يتوقف اساس على نصف قطره وبالتالي إمكانية دخوله إلى الشكل الذي يعطيه اكبر كمية من الثبات والجدول التالي يبين عدد الاحاطة لبعض الايونات الموجبة الهامة في تركيب الكثير من المعادن.

جدول . العلاقة بين نصف قطر الكايتونات وعدد الاحاطة من الانيونات (الاوكسجين).

الايون		نصف القطر انكستروم	نق الكاتيون / نق الانيون	عدد الاحاطه المتوقع	عدد الاحاطه الملاحظ
البوتاسيوم	k^{+}	1.33	0.95	8	12−8
الحديد الثنائي	Fe^{+2}	0.74	0.53	6	6
الالمنيوم	Al^{+3}	0.51	0.36	4	6.4
السيليكون	Si^{+4}	0.42	0.30	4	4

صور تواجد العناصر في البيئات الرسوبية

يحدد السلوك الجيوكيميائى للعنصر حالة تواجده تحت الظروف الطبيعية وبعض هذه العناصر يتواجد دائما في صورة ذائبة و البعض الآخر يتواجد على صورة غير ذائبة آو شحيحة الذوبان ويحدد الجهد الأيوني Ionic Potential للعنصر الحالة التي يتواجد عليها هذا العنصر في البيئات الرسوبية المختلفة و الجهد والايوني هو النسبة بين شحنة الايون أي تكافؤه ونصف القطر الأيوني – والسلوك الجيوكيميائى للعنصر يتحدد بقيمه جهده الأيوني ، فالأيونات كبيره الحجم ذات الجهد الأيوني المنخفض والأقل من 3 ، تتواجد دائما في صورة قابلة للذوبان بدرجات مختلفة مثل ايونات الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم والمغنسيوم والسيزيوم والليثيوم ، أما الأيونات متوسطة الحجم ذات الجهد ألايوني المتوسط والأقل من 6 فإنها تتواجد على صورة رواسب شحيحة أو عديمة الذوبان من الوجهة العملية أمثال الحديد والألمونيوم والمنغنيز والزركونيوم والتيتانيوم والوليبدنم . . . الخ ثم تبقى ألمجموعه الثالثة ، وهى تضم بعض الأيونات غير الذائبة ذات الحجم الصغير والجهد الأيونى المرتفع الاكبر من 12، و بالتالي فإنها قد تتواجد في صورة الذائبة على صوره مجموعات ذرية أنيونية مثل البورات والسليكات والفوسفات و الكبريتات والمنغنات والموليبدات والفانادات.

تعريف

الجهد ألايوني Ionic Potential : النسبة بين تكافؤ الايوني ونصف القطر الايوني تساوي $\frac{\text{الايوننتشغنة}}{\text{الايوني القطر}}$ **وبه يتحدد سلوك العنصر في الطبيعة ليذوب او ليرسب .**

التركيب المعدني لحبيبات التربة الحجمية المختلفة Mineralogical Composition of Soil fraction

إن معظم المعادن التي تتواجد في الجزء المعدني من المكون الصلب للتربة هي معادن على صورة سليكات ، سواء كانت في حالتها الأولية (ألابتدائية) أو الثانوية (الجديدة) ، فنجد أن المعادن الثانوية ترتفع نسبتها في الجزء الناعم من الأرض ، فمثلا نجد أن معظم معادن الطين عبارة عن معادن ثانوية تتواجد في الجزء الناعم من الأرض الاقل من 2 ميكرون ، أو ما يطلق عليه الجزء الغروي من الارض ،، بينما تتركز المعادن الأولية مثل الفلسبارات والكوارتز والميكا في الجزء الخشن من الأرض كالرمل و السلت . لهذا فإنه عند دراسة التركيب المعدنى للأراضى فإنه يجب أن نفرق بين تركيب الجزء الخشن (الرمل و السلت) و تركيب الجزء الناعم (الطين).

جدول تصنيف معادن السليكات

القسم	درجة اتصال وحدات التتراهيد	نسبة السليكون :الاوكسجين	أمثلة
سليكات منفردة Nesosilicates	مستقلة Isolted	4:1	الاوليفين $(MgFe)_2SiO_4$
سليكات زوجية Soro silicates	زوجية Dimers	7:2	هيمومورفين $_4(Si_2O_7)$ OH,

H_2O			
البيريل $Mg_2Si_2O_6$	3:1	حلقات Rings	سليكات حلقات Nosilicates
انستاتيت $Mg_2Si_2O_6$ التريموليت $_2Mg_5(Si_8O_{22})(OH)_2$	3:1 11:4	سلاسل Chains سلاسل مفردة Single سلاسل زوجية Double	سليكات سلسلية Inosilicates
التلك $_2(Si_4O_{10})(OH_2)$	5:2	صفائح Sheets	سليكات صفائحة Phyllosilicates
كورارتز SiO_2	2:1	هيكل أو اطار Framework ذو ثلاثة ابعاد	سليكات إطارية Tectosilicates

تعريف : وحدة التتراهيدرال Tetrahedron Unit وهي الوحدة التي تتكون من كاتيون مركزي هو السليكون محاطا بأربعة ايونات أوكسجين ثلاثة في مستوى قاعدي والرابع في القمة .

وسوف نستعرض التراكيب المعدنية لحبيبات ألتربة الحجمية فيما يلى:

أولاً :- التركيب المعدني لحبيبات التربة الخشة (الرمل والسلت):

يتضح مما سبق عرضه أن حبيبات الرمل الخشنة غالبا ما تتكون من فتات صلبة إضافة الى المعادن . ويلاحظ أن معدن الكوارتز Quartz دائما ما يسود حبيبات الرمال الناعمه والسلت إضافة الى تواجد معادن أولية أخرى مثل معادن الفلسبارات (Fehdspars) والميكات (Micas) ومعادن الكربونات مثل الكالسيت وكذلك معادن الجبسيت (Gibbsite) والهيماتيت (Hematie) والليمونيت (Limonite) على هيئة اغشية تغطي حبيبات الرمال . ويضفى الهيماتيت والليمونيت ألوانهما من ظلال الأحمر والأصفر إذا تواجدا بكميات كافية نظرا لاحتوائهما على عنصر الحديد ، وهذه البيئة المعدنية غالبأ ما تتواجد في أغلب ا الترب الصحراوية، وتتواجد معادن السليكات الابتدائية مثل الفلسبارات والهورنبلند والميكات في الرمال كما سبق إيضاحه ، ولكنها تميل إلى الاختفاء عند التحرك إلى حبيبات السلت ، بينما معادن السليكات ثانوية النشأة (الجديدة) تميل الى التواجد في حبيبات الطين الغروية الناعمة . وكذلك نجد أن معادن أخرى ذات البنية الثانوية مثل أكاسيد الحديد والألمونيوم تتواجد بشكل سائد في حبيبات السلت الناعمة إضافة إلى الطين الخشن