Bolilla 2 – CRISTALOQUÍMICA

* Sólidos no cristalinos: No hay un orden interno y los componentes se ubican de manera desordenada.
* Metamícticos: Nacen como cristalinos pero están formados por elementos radiactivos que rompen la estructura como el Uranio. Ej: Circón (ZrSiO4), Thorita (ThSiO4).
* Amorfos
* Vidrios: Enfriamiento rápido de una masa fundida. Lechatelierita (SiO2).
* Geles: Enfriamiento lento de masa gelatinosa o coagulaci´n de uan dispersión coloidal. Ópal (SiO2nH2O).
* Sólidos cristalinos: Tienen un orden definido de los elementos.

Tipos de unión

IÓNICA

El 90% de los minerales tiene esta unión. Se da entre elementos normales con CE cerradas y PI bajo. Un elemento cede electrones y otro los atrae. El producto es un catión y un anión en general mas grande que el catión, que forman una red cristalina. El elemento mas electropositivo y con bajo PI cede al otro mas electronegativo con el objetivo de completar capas.

Requisitos para la formación de un sólido iónico

* Debe haber electronegatividad o neutralidad eléctrica.
* Cada ión, se debe rodear por el mayor numero de iones de carga contraria. El ión de menor radio controla cuantos electrones se va a rodear.

Tamaño de iones

El momento dipolar (m) es el producto de las carga por la distancia que las separa. m=q.d. El que tenga una unión maspolarizante va a tener menor m y será el ión de menor tamaño. En general, el anión es mas grande que el catión.

Potencial iónico

Es la relación carga/radio del catión, es decir, el carácter polarizante de un catión. A mayor carga, menor radio, mayor potencial y menor covalencia. Cuando el PI sube, los electrones de valencia están fuertemente atraídos al núcleo. Un alto valor de PI refleja una gran capacidad polarizante (atracción de e-).   
PI= carga catión / radio catión.   
0 < PI > 3 🡺 Cationes solubles (metales alcalinos)  
3 < PI > 10 🡺 Compuestos con cieto grado de covalencia por lo que los cationes son hidrolizables y precipitan como óxidos e hidróxidos.   
PI > 10 🡺 Elementos tan covalentes que forman aniones solubles con O2 (Carbonatos, boratos). El catión se transporta en anión.

Radio iónico en la TP

* En general, aumenta hacia abajo y hacia la izquierda.
* En un período el tamaño del catión disminuye hacia la derecha porque el número atómico crece pero la cantidad de electrones es la misma y son atraídos con mas fuerza.
* En un grupo, el tamaño del ión aumenta hacia abajo porque se agregan orbitales electrónicos y el radio es mayor.
* Los lantánidos tienen propiedades químicas similares porque comparten la característica de tener su capa externa (4f) completa. Su número de oxidación es en general +3 y se encuentra en grupo en los minerales. El radio sufre una contracción enorme llamada contracción lantánida y en el núcleo hay mucha carga positiva, es decir, muchos protones. El núcleo es muy grande y los electrones están mas atraídos, no hay apantallamiento. Ej: Zr y Cd tienen radios similares.
* En los actínidos, la contracción del radio hace que tengan un radio similar. Sucede lo mismo que con los lantánidos pero estos llenan las capas 5f. Se genera una contracción actínida.
* Relación entre radio y carga iónica: Cuando un cristal es de tipo iónico, sus iones se comportan como esferas rígidas (no hay polarización, sino que cada ion conserva su radio). La distancia interiónica es la suma de los radios iónicos. El elemento de menor radio controla la configuración y en general es el catión.

Regla de radios (rc/ra)

Esta relación determina el N° de coordinación y la geometría.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Relación de radios | Coordinación | Configuración | Ejemplo |
| 0 – 0,115 | 2 | Lineal | HF2 |
| 0,115 – 0,225 | 3 | Trigonal plana | (CO3-)-3 |
| 0,225 – 0,414 | 4 | Tetraédrica | SIo2 |
| 0,414 – 0,732 | 4 | Cuadrada plana | Ni(CN)4-2 |
| 0,414 – 0,732 | 6 | Octaédrica | NaCl |
| 0,732 – 1 | 8 | Bipirámide cuadrada | CsCl |
| 1 | 12 | Empaquetamiento cúbico compacto | Cs2O |

Energía del retículo cristalino

* Es la energía que se desprende cuando se forma 1 mol de un cristal y mide la cohesión entre los componentes del mismo y la estabilidad de la red cristalina.
* Cuanto mayor es la Er, la reacción se verá mas favorecida (exotérmica y espontánea, valor negativo). Si tuviera signo positivo, sería la energía necesaria para desarmar 1 mol de cristal espontáneamente.
* Se expresa en Kcal/mol.
* Solo es aplicable a soluciones sólidas.
* A mayor Er, menor es la solubilidad del retículo, ya que el agua necesita mas energía para solubilizarlo.
* Cuando hay 2 iones para formar un cristal, el de mayor carga o menor radio se elige porque su Er seguirá con valor negativo.
* Se puede definir de 2 formas: o

A= Constante de Madelung  
N°= Número de Avogadro  
Q= Carga de electrones  
Zc/Za= Carga de catión/anión  
rc/ra= radio catión/anión  
Ψ= constante phi  
E= fuerzas o efecto de repulsión entre partículas que tiende a cero normalmente y no se considera.

* Según la primera ecuación, Er es directamente proporcional al producto de cargas e inversamente proporcional a la suma de los radios sobre la distancia interiónica.
* Un ión se verá favorecido a entrar a una red cristalina cuando tenga el menor tamaño o mayor carga. Ej: En las plagioclasas, el Ca+2 y Na+ tienen un radio similar pero entra primero el Ca+2 y se forma primero la Anortita porque su carga es mayor.
* Si las cargas son iguales y el radio diferente, el de menor radio tendrá un Er mas favorable. Ej: Entre Sr+2 y Ca+2, la reacción del Ca+2 será la más espontánea.

COVALENTE

Se comparten pares de electrones en general entre elementos de transición porque tienen CE abiertas y PI ltos. La Er aumenta y hay mayor polarización, por lo que los iones no se comportan como esferas rígidas, sino que se achatan y deforman y la relación de radios deja de ser válida. Forman estructuras menos solubles que las uniones iónicas. Pueden ser:   
Homopolares: Cada átomo cede un electrón y forma un par ubicando en el centro entre ambos iones (centro de distancia interiónica), generando una simetría eléctrica. El par es atraído con igual fuerza por ambos núcleos. Ej: Cl2, H2.   
Heteropolares: Uno de los iones atrae mas al par electrónico que el otro por lo que hay un dipolo y asimetría electrónica. Se genera un momento dipolar. Ej: HCl, HF.   
Er > Er iónicos.   
> potencial de ionización > electronegativo >compuesto covalentes< solubilidad.

Elctronegatividad

Es la atracción de un elemento por los electrones. A mayor atracción por los electrones, es mas electronegativo y con mayor potencial de ionización (cantidad de energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental). Según esto, ningún componente es completamente iónico o covalente.   
< radio, > carga, > electronegatividad, >pot. de ionización, > diferencia de electronegatividad, > carácter iónico.  
La unión entre Si y O es 50% iónica y 50% covalente.

METÁLICA

Uniones entre átomos metálicos manteniendo la neutralidad eléctrica. Tienen propiedades como resistencia mecánica, alto PE y PF y buena conducción de la electricidad. La unión es muy fuerte e implica una nube electrónica donde están sumergidos los núcleos de los átomos y esto determina una fuerte atracción de los núcleos atómicos.

FUERZAS DE VAN DER WAALS

Son fuerzas muy débiles que consisten en dipolos oscilantes donde la nube de electrones se desplaza por la molécula generando un dipolo que cambia de posición. Al ser muy débiles, serán estables a bajas T. Ej: Gases nobles y Carbono en variedad grafito donde los hexágonos se unen por FVDW y eso determina su propiedad de ser un lubricante sólido.

Un mineral es un compuesto químico, sólido y homogéneo, de origen natural, formado como consecuencia de un proceso generalmente inorgánico, dotado de una composición química definida pero no fija y con una estructura interna ordenada.

ISOMORFISMO

Compuestos que forman soluciones sólidas por sustitución isomórfica, es decir, por reemplazo de uno de sus iones por otro en la estructura cristalina sin alterar la forma del cristal.   
Dos sólidos son isomorfos si tienen la misma o casi la misma forma cristalina y análoga fórmula química.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Grupos isomorfos | | | |
| Grupo de la Espinela A+2B2+3O4 (Cúbicos) | Espinela | MgAl2O4 |  |
| Cromita | FeCr2O4 |  |
| Magnetita | Fe3O4 |  |
| Crisoberilo | BeAl2O4 |  |
| Haussmanita | Mn3O4 |  |
| Grupo de la Calcita (Trigonal) | Calcita | CaCO3 |  |
| Rodocrosita | MnCO3 |  |
| Siderita | FeCO3 |  |
| Smithsonita | ZnCO3 |  |
| Magnesita | MgCO3 |  |
| Grupo de la Aragonita (Ortorrómbico) | Aragonita | CaCO3 |  |
| Cerusita | PbCO3 |  |
| Witherita | BaCO3 |  |
| Estroncianita | SrCO3 |  |
| Grupo de la Hematita (Trigonal) | Hematita | Fe2O3 |  |
| Conrindón | Al2O3 |  |
| Ilmenita | FeTiO3 |  |

Requerimientos para que 2 elementos sean isomorfos

1. Tamaño: iones de aproximadamente el mismo tamaño relativo.

* Isomorfismo típico: El radio de los iones es semejante (Para el mismo anión, los radios de los cationes son semejantes) y permite la formación de soluciones sólidas como Olivinas. También deben tener carácter covalente semejante. Ej: FeSiO3 y MgSiO3 con rFe+2= 0,74 A y rMg+2= 0,66 A.
* Isomorfismo isotípico: El radio de los iones no es semejante, pero si la relación entre los radios del catión y el anión. Ej: NaCl, PbS. No es posible la formación de soluciones sólidas porque el Na+ no puede ser sustituido por el Pb+2. (rNa+ << rPb+2)

1. Tipo de enlace (N° de coordinación): El isomorfismo será mas perfecto y la formación de soluciones solidas mas completas entre compuestos cuyos iones formen uniones de carácter covalente similar.

El compuesto mas covalente tiende a poseer un N° de coordinación menor, por efecto de la polarización que disminuye las distancias interiónicas. Ej: la estructura de la Blenda (ZnS, con N° de coordinación=4) es diferente a la de la Pirrotina (FeS, con N° de coordinación 6) porque, aunque el rZn+2 es similar al rFe+2, la unión Zn-S es mas covalente.

Dentro de los minerales isomorfos se pueden producir sustituciones de un ion por otro dentro del retículo cristalino. Las sustituciones son fenómenos que permiten describir la relación de sustancias que forman soluciones solidas.

Las soluciones sólidas son sólidos homogéneos (1 fase cristalina) de composición química variable que se forman por sustitución diadócica.

rFe+2= 0,74 A – rMg+2= 0,66 A

* Serie de las Olivinas (Mg, Fe)2SiO4
* Plagioclasas
* Serie del Hipersteno (Mg, Fe)SiO3
* Serie del Diópsido-HedmbergitaCa(Mg, Fe)(SiO3)2

Este reemplazo se llama sustitución diadócica o diadoquia. Dos elementos son diádocos cuando pueden ocupar la misma posición en el retículo cristalino. En la fórmula química los diádocos se separan mediante comas porque entre ellos conforman una unidad.

|  |  |
| --- | --- |
| Ejemplos diadoquias | |
| Mayoritario / Mayoritario | Fe+2 – Mg+2 en Olivinas, Hipersteno  Al+3 – Si+4 en Micas, Feldespatos  Na+ - Ca+2 en Plagioclasas  Al+3 – (Mg+2 – Fe+2) en Augita  Al+3 – Fe+2 en Jadeíta  Mg+2 – Fe+2 en Montmorillonita  Na+ - K+ |
| Mayoritario / Minoritario | Mn+2 - Fe+2  Mn+2 - Mg+2 |
| Mayoritario / Traza | Ga+3 – Al+3  Ge+4 – Si+4  Li+ - Mg+2  Ba+2 – K+  Rb+ – K+  Tl+ – K+  Sr+2 – K+  Pb+2 – K+  Ni+2 - Mg+2  REE+3 - Ca+2  Sr+2 - Ca+2  Ba+2 - Ca+2 |
| Traza / Traza | Zr+4 – Hf+4  Nb+5 – Ta+5  U+4 – Zr+4  U+4 – Th+4 |

Por contracción lantánida el Zr+4 puede reemplazar al Hf+4 y el Nb+5 al Ta+5.

REGLAS DE LA SUSTITUCIÓN DIADÓCICA

1. La diferencia de radios no debe ser mayor al 15%. En iones con diferencias grande de carga no hay sustitución. Ej: Zr+4 no ssutituye a Mg+2.   
   Excepción de alta T: en micas y feldespatos puede ocurrir una sustitución de Si+4 tetraédrico por Al+3 octaédrico cuando la estructura de Si+4 se dilata a altas temperaturas. rAl+3 >>> 15% rSi+4.
2. La carga ionica no debe diferir en mas de una unidad. Ej: Na+ sustituye al Ca+2 pero el Zr+4 no sustitye al Na+ ni al Mg+2 o al Pb+2.
3. Los iones deben tener similar carácter covalente o ionico, es decir, deben formar el mismo tipo de enlace. Ej: Cu+ no sustitye al Na+ aunque tengan igual carga y radio similar, ya que el Na es un elemento normal que forma enlaces iónicos y el Cu es un elemento de transición, con mayor carácter covalente. Lo mismo sucede con Cd+2 y Ca+2.

rNa+= 0,97 A – r Cu+2= 0,96 A  
r Ca+2= 0,99 A – r Cd+2= 0,97 A

Diferencias de radios entre diversos pares de iones

≠ e/ r Rb+ y r K+= 9,5%  
≠ e/ r Fe+2 y r Mg+2= 10,68%  
≠ e/ r Li+ y r Mg+2= 3%  
≠ e/ r Al+3 y r Si+4= 17,65%  
≠ e/ r K+ y r Na+= 27%

Factores que afectan el isomorfismo

Estructura: Hay estructuras mas sensibles a la sustitución que otras. En espinelas se produce fácilmente la sustitución, en el cuarzo no.   
Efecto de la T: La sustitución es mayor a mayor temperatura debido a que la estructura cristalina se expande.

1. El Al+3 (r= 0,51 A) sustituye al Si+4 (r= 0,42 A) con ≠ 17,65% en los procesos de cristalización magmática (Altas T). A mayor T, los sustitye en mayor proporción. 2 veces en Anortita y 1 vez en Albita. No hay sustitución en process sedimentarios.
2. El N+ (r= 0,97 A) forma soluciones sólidas con el K+ (r= 1,33 A) con ≠ 27% en los feldespatos a elevadas temperaturas. Con enfriamiento lento, a temperaturas normales se produce exsolución con formación de pertita o antipertita.
3. Sanidina en lavas volcánicas: feldespato K con Na estable por enfriamiento rápido.

POLIMORFISMO

Existe polimorfismo cuando se tienen diferentes cuerpos cristalinos con la misma fórmula química y diferente estructura.

Ejemplos

* C:
* Diamante: isométrico
* Grafito: Hexagonal
* FeS2 (sulfuro ferroso)
* Pirita: Cúbico
* Marcasita: Ortorrómbica
* Al2O(SiO4)
* Andalusita: Rómbico
* Cianita: Triclínico
* Sillimanita: Rómbico
* CaCO3
* Calcita: Trigonal
* Aragonita: Ortorrómbica
* SiO2
* Cuarzo: Trigonal
* Tridimita: Triclínico
* Cristobalita: Tetragonal
* ZnS
* Blenda: Cúbica
* Wurtzita: Hexagonal

Clasificación del polimorfismo

* Enantiotrópico: Los cambios son reversibles a P y T determinadas. A ciertas P y T puede haber equilibrio entre 2 variedades.
* Cuarzo α ⬄ Cuarzo β⬄Trdimita⬄ Cristobalita (PF= 1713 °C). Funciona como termómetro geoquímico.

537 °C 867 °C 1470 °C

* Diamante ⬄ Grafito. Es una transformación termodinámicamente posible solo que a altísimas P y T.
* Monotrópico: Los cambios son irreversibles y no necesita P y T determinados. Es decir, a cualquier P y T, una variedad se va transformando en la otra.
* Marcasita ⬄ Pirita

El polimorfismo se puede encontrar en compuestos cuyas relaciones de radios onicos están cerca de los limites establecidos para la coordinación. Ej: Ca+2 en el CaCO3, Al+3 en silicatos.

Número de coordinación

* Número de iones o átomos de carga contrario que rodea al átomo central en una red cristalina.
* El ión de menor radio tendrá menor número de coordinación y determina el número de iones rodeantes.
* El número de coordinación es una magnitud de que tan compacto es el empaquetamiento. Está dominado por el momento dipolar.
* > número de coordinación, > empaquetamiento de esferas
* Si hay Na y Cl, el Na se puede rodear de menos iones que el Cl y por lo tanto el número de coordinación está condicionado por el Na. Radio Na= 0,95 A. Radio Cl= 1,81 A.
* N° de coordinación NaCl= 6.
* N° de coordinación CsCl= 8
* Cuanto mayor es el radio del catión, mayor es el número de coordinación.
* Ej: Número de coordinación del K+. En óxidos= 4; en feldespatos=8 o 9; en micas= se acomoda con el mayor número de coordinación.

Factores que influyen en el polimorfismo

Krauskopf y Bird afirman que el polimorfismo no se rige por una regla y que hay numeroso factores que intervienen.

1. Temperatura y presión son dos factores importantes.  
   A altas T y bajas P, los polimorfos tienen estructuras mas abiertas, con mayor simetría que a bajas T y menor N° de coordinación. Ej: K9NO3⬄ K6NO3 126 °C y 1 atm

A altas P, la estructura será mas compacta y de mayor N° de coordinación.   
Ej: Ca6CO3 (Calcita)⬄ Ca9CO3 (Aragonita)   
3,5 Kb y T ambiente

1. La forma de cristalizar puede ser influida por la presencia de elementos menores que son impurezas. Por ejemplo la presencia de impurezas de Sr en la formación de Aragonita. Se forma de preferencia Calcita.
2. La forma de cristalización depende de la velocidad de cristalización. Ej: La Cristobalita es estable a 1470 °C pero puede encontrarse en ambientes con T no mayores a cientos de grados debido a la presencia de impurezas o porque cristalizo muy rápido.
3. En cristales con elementos con mas de un EdO, la diferencia de radios hace que puedan cristalizar diferentes estructuras de acuerdo a la proporción de cada uno.

Una transformación que se puede considerar como variedad de polimorfismo es la de orden-desorden que se estudio en las aleaciones y que existen algunos minerales. Ej: 50%Cu y 50% Zn.   
Hay particulas ubicadas en determinadas posiciones que pueden estar ordenadas o desordenadas. Esto sucede en aleaciones y en algunas formas cristlinas como el feldespato potásico por ejemplo en el Microclino y la Ortosa. En el microclino la disposición de las aprticulas es ordenada. En la ortosa no es tan ordenada. El orden perfecto está en el cero absoluto.

Fuerzas de polarización

El dipolo de un átomo es un dipolo inducido porque la separación de sus cargas positiva y negativa se debe a la proximidad de un ion o una molécula polar. Tipos:

* Atracción interacción ion-dipolo inducido
* Atracción interacción dipolo-dipolo inducido

También influye el grado de polarización del átomo o molécula, es decir, que tan distorsionable es su distribución electrónica. Cuanto maspolariazble es un átomo, mayor es su número de e- y mas difusa es la nube electrónica.

CLASIFICACIÓN ESTRUCTURAL DE LOS SILICATOS

El Silicio se polmeriza con el oxígeno y forma compuestos cada vez mas complejos.

Nesosilicatos(SiO4)-4: Tetraedros de sílice independientes entre sí, pero unidos por fuerzas electrostáticas a través de cationes como Fe y Mg. Relación Si:O - 1:4.

* Olivinas: (Mg, Fe)2(SiO4)
* Forsterita Mg2(SiO4)
* Fayalita Fe2(SiO4)
* Circón Zr(SiO4)
* Torita Th(SiO4)
* Titanita CaTiO(SiO4)
* Polimorfos de Aluminio
* Andalusita Al2O(SiO4)
* Cianita
* Sillimanita
* Granates B3T2(SiO4)3 B - bivalente: Ca, fe, Mg, Mn, T. T - trivalente: Al, Cr, Fe.
* Serie PirALSpita (Al)

Piropo Mg3Al2(SiO4)3

Almandino Fe3Al2(SiO4)3

Espessartina Mn3Al2(SiO4)3

* Serie UGrAndita (Ca)

Uvarovita Ca3Cr2(SiO4)3

Grossularia Ca3Al2(SiO4)3

Andradita Ca3Fe2(SiO4)3

Sorosilicatos (Si2O7)-6: Los tetraedros se unen a través de un vértice. Relación Si:O - 2:7.

* Hemimorfita Zn4(OH)2(Si2O7)
* Epidoto (Ca, Pb, Sr)2(Al, Fe+3)3O(OH)(SiO4)(Si2O7). Es un neso-sorosilicato

Ciclosilicatos (SiO3)-2: Los tetraedros se cierran en forma de anillos. El número mínimo de anillos es 3. Relación Si:O - 1:3 – 4:12 – 6:18.

* Berilo Be3Al2(SiO3)6
* Cordierita (Mg, Fe)2Al3(AlSi5O18)
* Cuando Al reemplaza al Si, tiene N° de coordinación 4 (Al tetraédrico)
* Cuando se ubica fuera del tetraedro, tiene N° de coordinación 6 (Al octaédrico)

Inosilicatos

Piroxenos - de cadena simple (SiO3)n-2: Tetraedros de sílice con 2 vértices en común, formando cadenas. Relación Si:O - 1:3. n= 1 o 2.

* Ortopiroxenos (ortorrómbicos), n=1.
* Serie Enstatita– Ferrosilita o Hypersteno (Mg, Fe)SiO3
* Enstatita MgSiO3
* Ferrosilita FeSiO3
* Piroxenoides: Tienen una relación 1:3 pero no tienen la estructura de los piroxenos. Tienen también cationes coordinados octaédricamente entre las cadenas silicatadas. En los piroxenos, la repetición de tetraedros en la cadena se da cada 7,3 A y en los piroxenoides varía (12,5 A en la Wollastonita). Esto hace que las cadenas sean menos simétricas que en los piroxenos y se refleja en su hábito fibroso y en su fractura astillosa. Cristalizan en el triclínico.
* Wollastonita CaSiO3
* Rodonita MnSiO3
* Clinopiroxenos (monoclínicos), n=2.
* Solución sólida Diópsido–HedenbergitaCa(Mg, Fe)(SiO3)2
* Diópsido CaMg(SiO3)2
* Hedembergita CaFé(SiO3)2
* AugitaCa[(Mg, Fe)0,60, Al0,40](Al0,20Si0,80O3)2Cuando se sustituye un Si por Al en el tetraedro, se necesitan compensar las cargas y para eso, entra una parte proporcional de Al octaédrico. Es el piroxeno mascompun de las RI.
* Jadeíta NaAl(SiO3)2
* EspodumenoLiAl(SiO3)2

Anfíboles – de cadena doble (Si4O11)2-6 : Tetraedros con 2 y 3 vértices en común alternativamente, formando cadenas dobles. Relación Si:O – 4:11 y aparece (OH)-:2. Se genera el anión más simple: {(OH)2-[(Si4O11)2]-12}-14 o {(OH)2-(AlSi3O11)2]-14}-16.

* En RM:
* Antofilita- Cummingtonita (Asbestos o amianto) (Mg, Fe)7[(OH)2(Si4O11)2]

AntofilitaMg7[(OH)2(Si4O11)2] (ortorrómbico)

Cummingtonita Fe7[(OH)2(Si4O11)2] (monoclínico)

* Tremolita – Actinolita Ca2(Mg, Fe)5[(OH)2(Si4O11)2](Mineral producto de metamorfismo de contacto de dolomías, asbestiformes)  
  TremolitaCa2Mg5[(OH)2(Si4O11)2] (monoclínico)

ActinolitaCa2Fe5[(OH)2(Si4O11)2] (monoclínico)

* En RI
* Hornblenda (Principal anfíbol de RI) NaCa2(Mg, Fe)4Al[(OH)2(AlSi3O11)2] Hay sustitución de Si por Al. Hay Al octaédrico. Es compelta la sust. Es un feromagnesiano, con Calcio y Sodio.

Filosilicatos

Tetraedros de sílice con 3 vértices en común y dan una estructura en capas de dimensionalidad infinita en 2 direcciones del espacio, es decir, generan una exfoliación basal perfecta. Relación Si:O – 4:10. Hay mas oxidrilos que en los anfíboles y cationes como Al, Mg.

* Bilaminar: 1 capa de sílice que alterna con 1 capa de Gibbsita. (Al2O3). Relación Si:O – 4:10 está una vez. Relación Al:Si 1:1. 8 (OH)-. Anión: [(OH)8-(Si4O10)-4]-12
* Caolinita Al4[(OH)8(Si4O10)]Argilomineral producto de la meteorización de Feldespatos y Plagioclasas por hidrólisis incongruente.
* Serpentina Mg6[(OH)8(Si4O10)] Producto de hidrometamorfismo de Olivinas y Piroxenos.
* Trilaminar: 2 capas de sílice recubriendo 1 capa de Gibsita. Relación Si:O – 4:10 está 2 veces. Relación Al:Si - 1:2. 4 (OH)-. Anión: {(OH)4-[(Si4O10)2]-8}-12 O {(OH)4-[(AlSi3O10)2]-10}-14
* Origen metamórfico

Pirofilita Al4[(OH)4(Si4O10)2]

Talco Mg6[(OH)4(Si4O10)2]

* Origen ígneo

Muscovita K2Al4[(OH)4(AlSi3O10)2] Mica blanca, no tiene Fe. Sustitución completa de 1 Al por 1 Si.

BiotitaK2(Mg, Fe)6[(OH)4(AlSi3O10)2] Mica oscura, tiene Fe, sustitución completa de 1 Al por 1 Si.

Clorita Mg10Al2[(OH)16(Al,Si3O10)2] Además de sustitución tiene estructura brusitoide con gran cantidad de Mg que tiende a combinarse con oxidrilos.

* Origen sedimentario

Glauconita K2(Mg, Fe)2Al2[(OH)4(Si4O10)2]  
En algunos minerales hay grandes espacios entre las hojas donde ingresa agua. Por ej. en las arcillas expansivas del grupo de la Esmectita (Montmorillonita, Beidellita y Nontronita)  
Montmorillonita Na0,80Al3(Fe0,20+3, Mg0,80)[(OH)4(Si4O10)2]. nH2O  
(Ca0,20, Na0,40)  
Beidellita: Mas contenido de Fe, color verde amarillento. Fe+3 porque está en medio supergénico.   
En silicatos de origen sedimentario no hay Al tetraédrico xq T no es alta como para expandir la red y admitirlo.

IllitaK0-2Al4[(OH)4(Al0-1Si3-4O10)2] Se forma en zona de diagénesis.

Tectosilicatos (SiO2): Los tetraedros comparten los 4 vértices y forman redes tridimensionales. Relación Si:O – 1:2 = 4:8. Anión. SiO2 (AlSi3O8)- o (Al2Si2O8)-2.

* Cuarzo α, Cuarzo β, Tridimita, Cristobalita: SiO2. Mutiplicando 4 veces, (Si4O8).
* Feldespatos(Al,Si3O8)-. Si se sustituye 1 Si por 1 Al, se crea una carga negativa que puede ser compensada por un catión alcalino.
* Ortos, Microclino K(Al,Si3O8)
* Albita Na(Al,Si3O8)
* Plagioclasas(Al2,Si2O8)-2.Si se sustituyen 2 Si por 2 Al, se crean 2 cargas negativas que pueden ser compensadas por un catión alcalino térreo.
* Anortita Ca[(Al2,Si2O8)] 0-10%Na
* Bitownita 10-30%Na
* Labradorita 30-50%Na
* Andesina 50-70%Na
* Oligoclasa 70-90%Na
* AlbitaNa(Al,Si3O8) 90-100%Na
* Feldespatoides: Sólidos silicatados con déficit de Sílice.
* Nefelina NaAlSiO4 Ne + 2 SiO2 <==> Ab
* Leucita KAlSi2O6 Leuc + SiO2 <==>Or
* Kaliofilita KAlSiO4 Kf + SiO2 <==>Leuc