

A kristálykémia alapjai

Az olvasólecke célja: a kristálykémia alapvető összefüggéseinek áttekintése. Átlagos olvasási idő: 50 perc.

Az előző leckékben a rácsok számos tulajdonságával megismerkedtünk. Láttuk, hogy a kristályrácsok esetében a rácspontokban anyagi részecskéket találunk. Ez azt jelenti, hogy minden kristályban kémiai minőség rendelhető a rács adott koordinátájú helyeihez; az anyagi részecskék között pedig kölcsönhatások lép(het)nek fel. A kristályrácsok mögötti szervező erő tehát a kémiai kötés. **A kristálykémia a kristályos anyagok szerkezete és kémiai (sőt egyes fizikai) tulajdonságai közötti összefüggéseket vizsgálja.**

TIPP: Ha úgy érzi, hogy hiányosságai vannak az általános kémiai ismeretek terén, haszonnal forgathatja a következő tankönyvet:

<http://eta.bibl.u-szeged.hu/2088/>

A kristálykémiai meghatározó szerepe van az általános kémiából ismert **kémiai kötés**eknek, mivel a kristályok rácspontjaiban helyet foglaló részecskéket kémiai kötőerők rendelik a megfelelő pozícióba. Ilyen értelemben itt is elsődleges szerepe van az adott részecskék elektronszerkezetének, illetve a vegyértékelektronoknak, mivel az atomok közötti kölcsönhatások során a legnagyobb energiájú elektronok állapotában következik be változás. A folyamat hajtóereje az, hogy kialakulásukkal a rendszer stabilabb (alacsonyabb energiaszintű, nemesgáz-konfigurációjú) állapotba jut, mintha izolált atomok alkotnák.

A kémiai kötések

Lássuk először röviden, hogy mi jellemző a kémiai kötésekre. A kötés erősségét általában a **kötési energia** segítségével számszerűsítjük. Ez megmutatja, hogy 1 mol anyag esetén az adott kémiai kötés felbontásához átlagosan mennyi energia szükséges (vagy a kötés létrejöttékor mennyi energia szabadul fel). Ez alapján a kémiai kötések két csoportra oszthatók: az **elsőrendű** és a **másodrendű kötések**re.

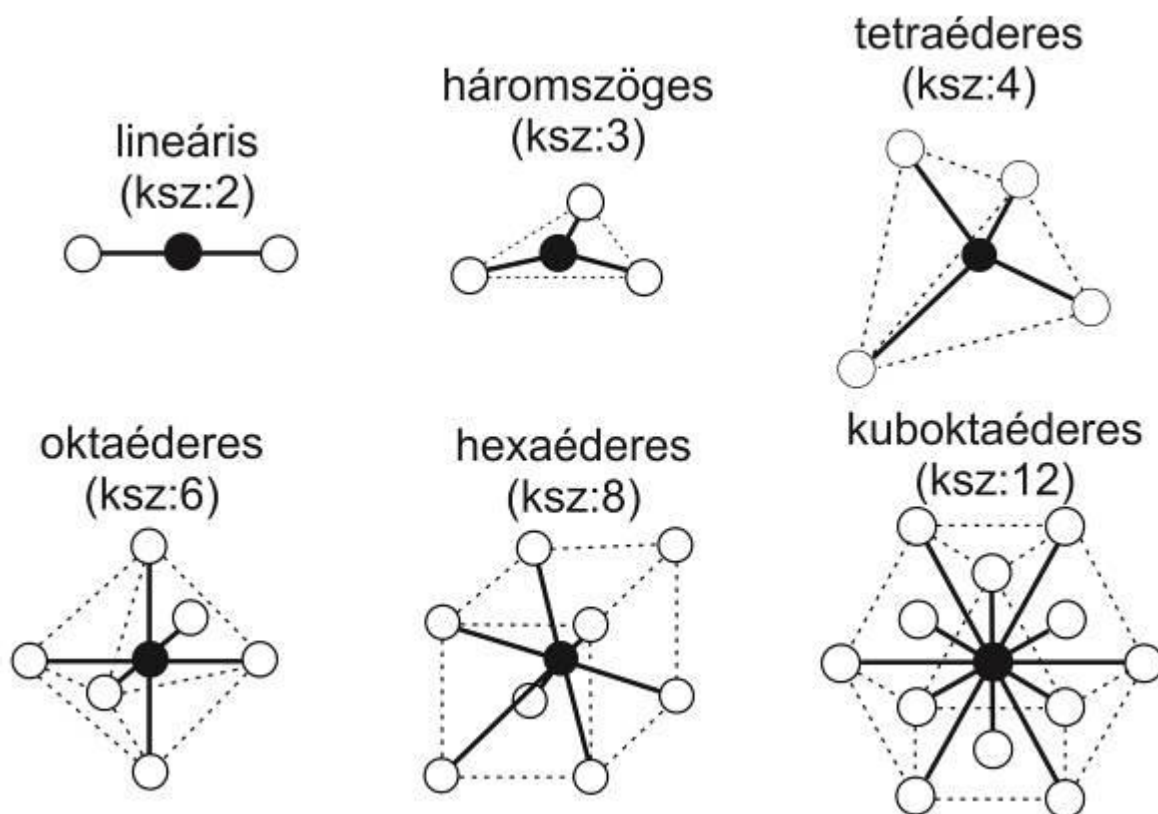
Az elsőrendű kötéseknel annak függvényében, hogy a vegyértékhéj a nemesgáz-konfigurációt milyen módon éri el, többféle kötést definiálhatunk. Az egyik esetben a nemesgáz-konfiguráció úgy jön létre, hogy az egyik atom elektront ad le, a másik pedig elektront vesz fel. Ennek következtében töltéssel rendelkező ionok alakulnak ki, közöttük elektrosztatikus vonzással, így ezt a típust **ionos kötés**nek nevezzük. A másik lehetőség, hogy az atomok közös elektronpár(oka)t hoznak létre egy, vagy több elektron megosztásával. Ilyenkor beszélünk **kovalens kötés**ről. A harmadik

eshetőség, hogy nagyszámú azonos (vagy nagyon hasonló) típusú atom között közös elektronokból álló „elektronfelhő” alakul ki; ez a **fémek kötése**. Az elsőrendű kötések közös tulajdonsága, hogy felszakításukhoz viszonylag nagy energia szükséges. Fontos látnunk (és ennek a kristályos anyagok esetében különösen nagy jelentősége van), hogy a legtöbb tényleges kémiai kötés az elméleti kötéstípusok közötti átmeneti jellegeket mutat, a szélső tagok közötti tulajdonságokkal.

A kötéstípust a kapcsolódó atomok egymáshoz viszonyított elektronegativitása befolyásolja; mind az elektronegativitások különbsége, mind az abszolút összege meghatározó. Emlékeztetőül, az elektronegativitás (jele: EN) a kémiai kötést létesítő atomok azon képessége, hogy a szomszédos atomoktól elektronokat (azaz közös elektronpárokat) vonzanak magukhoz. A nagy elektronegativitású (nemfémek) elemek gyakran elektront vesznek fel, hogy anionná alakuljanak. Minél nagyobb egy elem elektronegativitása, annál stabilabb a keletkező anion. A kis elektronegativitású (fémek) elemek gyakran elektront adnak le, hogy kationná alakuljanak. Minél kisebb egy elem elektronegativitása, annál stabilabb a belőle keletkező kation.

A koordináció és a koordinációs szám

A rácsszerkezetekre a kötéstípuson kívül a részecskék térbeli elrendeződésének módja (a **koordináció**) is jellemző. **A koordinációs szám megmutatja, hogy egy adott tömegpontot hány közvetlenül szomszédos tömegpont vesz körül egyenlő távolságban.** Az egyes koordinációs számoknak különféle geometriai elrendeződés felel meg. Ezt úgy is megfogalmazhatjuk, hogy több tömegpont gyakori és állandónak tekinthető elrendeződését egy ún. **koordinációs poliéder**rel (sokszögekkel határolt térbeli test) tehetjük szemléletessé, melynek csúcsait a kémiai azonos tömegpontok jelölik ki. Ha a tömegpontokat merev gömböknek képzeljük el, akkor sugaraik aránya, a **rádiuszhányados** ($r_{\text{központi atom}}/r_{\text{kapcsolódó atom}}$). Ez különböző értékeket vehet fel, ami meghatározza a koordinációs poliédert. Megkülönböztetünk lineáris (<0,155), háromszöges (0,155–0,225), tetraéderes (0,225–0,414), oktaéderes (0,414–0,732), hexaéderes (0,732–1) és kuboktaéderes (>1) geometriai elrendeződést, ahol a koordinációs szám rendre 2, 3, 4, 6, 8 és 12.

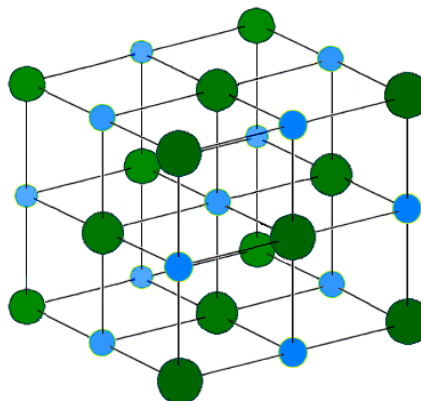


Különböző térbeli elrendeződési lehetőségek (koordinációs poliéderek) különböző koordinációs számok esetén.

Az ionos kötés és az ionrácsok

Az ionos kötés tehát elektrosztatikus vonzóerővel összekötött, ellentétes töltésű ionok alakítják ki. Minél nagyobb két atom elektronegativitása közti különbség, annál nagyobb valószínűséggel jön létre ionos kötés a két atom között. Mivel az elektrosztatikus vonzás nem irányított, az a tér minden irányában egyformán hat. Ennek következtében a kialakuló térrácsban, az **ionrács**ban az anionokat azonos geometriai elrendeződésben veszik körbe a tér adott irányában a kationok és viszont a töltéskompensáció figyelembevételével. Az elektronegativitás értékekből kiindulva logikus, hogy az alkálifémek és a halogének képesek egymással a leginkább ideális ionrácsok kialakítására. Az ionrácsok rácspontjaiban nemcsak egyszerű (pl. Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , F^-), hanem összetett ionok (pl. SO_4^{2-} , CO_3^{2-}) is előfordulhatnak. Közismert példa a NaCl kristálya (ásványtani nevén halit – hagyományos nevén kősó). A halit térrácsában minden nátriumiont hat kloridion, illetve minden kloridiont hat nátriumion vesz körül, azaz a halitban

oktaédres a koordináció, mivel a koordinációs szám 6. Hogy teljesen más kémiai jellegű ásványt is említsünk példaként, a szulfidok közül az egyik leggyakoribb ásvány (az ólom talán legjelentősebb ásványa), a galenit (ólom-szulfid, PbS) szintén kősórácsú.



A halit kristálya és kristályrácsának modellje (jobbra). A kékkel jelölt Na^+ ionokat a zölddel jelölt Cl^- ionok koordinálják.

<https://hu.wikipedia.org/wiki/K%C5%91s%C3%B3#/media/F%C3%A1jl:Selpologne.jpg>

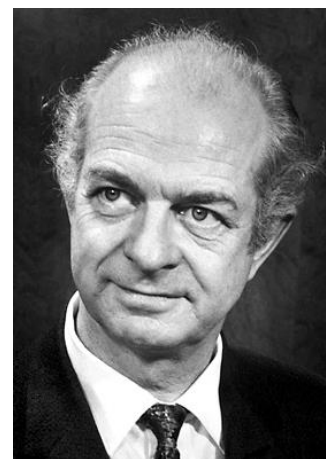
https://hu.wikipedia.org/wiki/N%C3%A1trium-klorid#/media/F%C3%A1jl:Sodium_chloride_crystal.png

Az ionrácsok felosztása a **Pauling-féle elektrosztatikus vegyérték** (p) alapján történik. Ez a központi kation töltésének (z) és a koordinációs számnak (n) a hányadosa, azaz $p = z/n$

Ha a p értéket a szerkezetben lévő anionok töltésszámával (y) hasonlítjuk össze, akkor az ionrácsok alábbi 3 csoportját különíthetjük el:

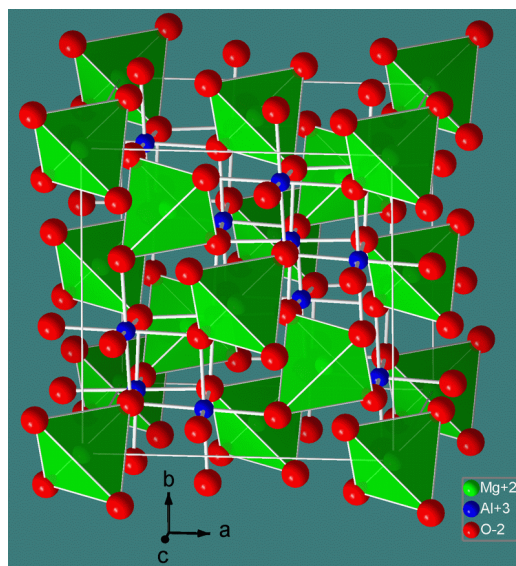
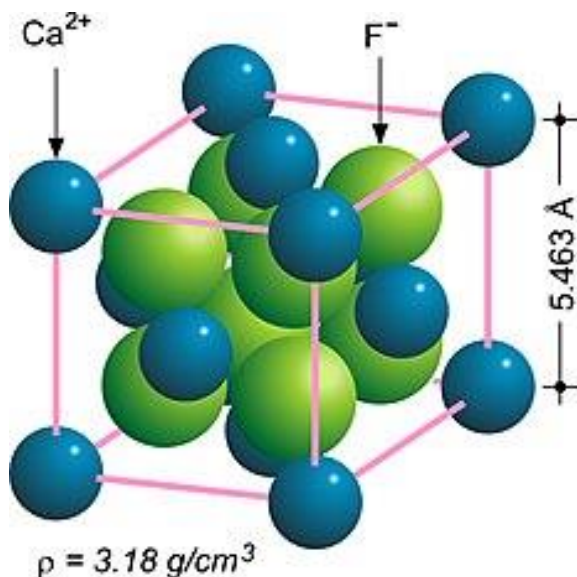
1. $p < y/2 \rightarrow$ **izodezmikus szerkezetek**;
2. $p = y/2 \rightarrow$ **mezodezmikus szerkezetek**;
3. $p > y/2 \rightarrow$ **anizodezmikus szerkezetek**.

Nyilvánvaló, hogy az előbb említett NaCl rácsa **izodezmikus szerkezet**, mivel a kationtöltés 1, a koordinációs szám 6, ennél fogva $p = 1/6 < 1/2$. Fontos izodezmikus szerkezet még a fluorit (CaF_2), vagy a spinellek rácsa. Utóbbiak ún. összetett izodezmikus szerkezetek, mivel nem egyféle kation vesz részt a felépítésükben, hiszen a spinellek általános képlete AB_2O_4 , ahol A kétértékű, B háromértékű kation.



Linus Pauling portréja.

https://hu.wikipedia.org/wiki/Linus_Pauling#/media/F%C3%A1jl:Linus_Pauling_1962.jpg



A fluorit (balra) és a spinellek (jobbra) szerkezetének modellje.

https://en.wikipedia.org/wiki/Fluorite_structure#/media/File:Fluorite_Structure.jpg

https://en.wikipedia.org/wiki/Spinel_group#/media/File:Spinel.GIF

A **mezodezmikus szerkezetek** közé tartoznak a földkéreg legfontosabb ásványai, a szilikátok, de ilyenek a borátok, vagy a germanátok is. Röviden tekintsük át a szilikátok fontosabb kristálykémiai tulajdonságait és csoportosításukat!

1. Minden szilikát szerkezetének alapja az **(SiO₄)⁴⁻ tetraéder**, amelyben a Si⁴⁺ ion polarizálóképessége miatt a kötés átmeneti jellegű az ionos és a kovalens kötés között.

2. Az (SiO₄)⁴⁻ tetraéderek vagy közvetlenül, közös oxigéneken keresztül, vagy különböző (ún. **másodrendű kationok**) segítségével kapcsolódnak össze. Ezek a leggyakrabban alkálifém, vagy alkáliföldfém ionok, esetleg az alumínium, vagy a vas ionjai. Az említett összekapcsolódás mikéntje definiálja a szilikátok kristálykémiai csoportjait. Az (SiO₄)⁴⁻ tetraéderek stabilitása, a Si—O kötéstávolság és a kötésjelleg változik az összekapcsolódás mértékével.

3. Az Al³⁺ ion helyettesítheti a Si⁴⁺ iont a tetraédes koordinációban is, ami negatív töltéstöbbletet eredményez a szerkezetben. Ilyenkor csatolt elemhelyettesítéssel kationok kompenzálják azt.

4. Nem csupán az előbbi Si⁴⁺ ↔ Al³⁺ helyettesítés fordul elő, hanem általános az **ionhelyettesítés** a legtöbb szilikát szerkezetében (pl. Fe³⁺ ↔ Al³⁺; Fe²⁺ ↔ Mg²⁺; Na⁺ ↔ Ca²⁺). Ez a helyettesítés (korlátlan, vagy korlátozott) elegykristályképzést tesz

lehetővé (ld. később az izomorfia témakörét).

5. Az $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraéderek kapcsolódási módja szerint a következő csoportokat definiáljuk:

a) **Szigetszilikátok**. Bennük izolált $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraédereket találunk;



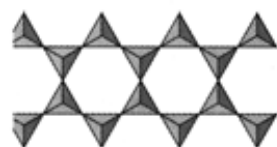
b) **Gyűrűs szilikátok**. Bennük a szomszédos $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraéderek 2-2 közös oxigénnel gyűrű alakba rendeződnek;



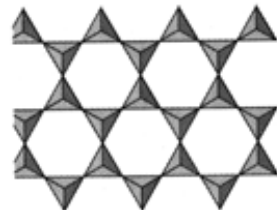
c) **Láncszilikátok**. Az $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraéderek 2-2 közös oxigénnel a c-tengely irányába húzódó végtelen láncot alkotnak;



d) **Szalagszilikátok**. Két szilikátlánc minden második $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraédere közös oxigénnel kapcsolódva szalagot hoz létre.



e) **Rétegszilikátok**. Az $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraéderek három oxigénje közös az azonos síkban fekvő szomszédos tetraéderekkel.



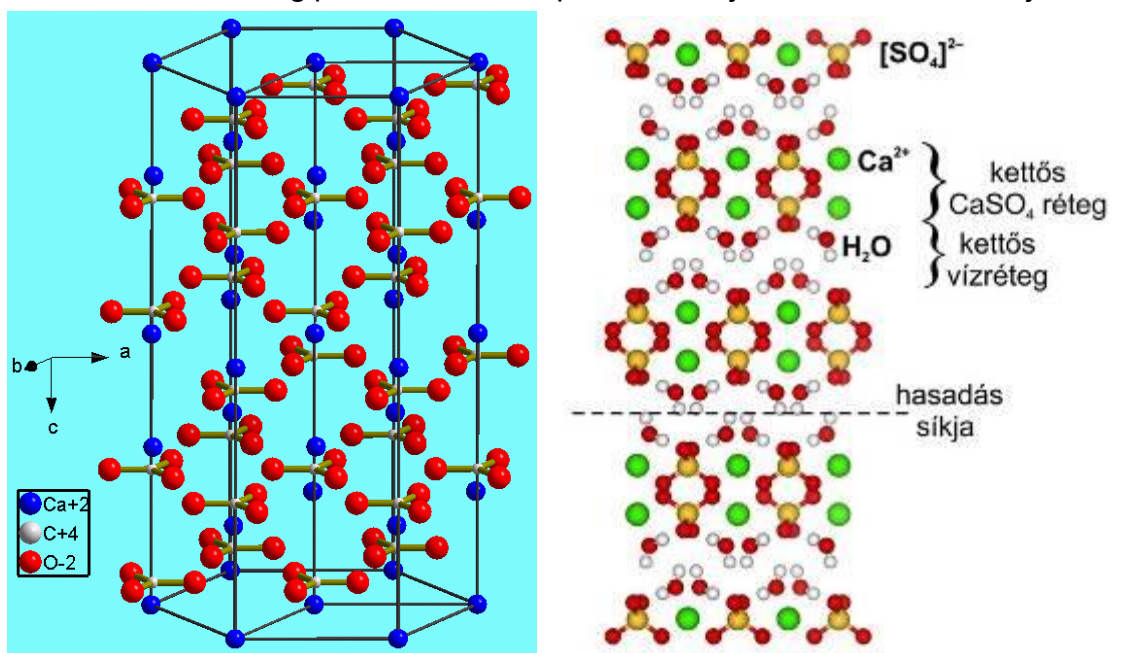
f) **Vázszilikátok**. A rácsban minden $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraéder minden oxigénje közös a szomszédos $(\text{SiO}_4)^{4-}$ tetraéderekével.



A fenti szilikát polimereket másodrendű kationok kapcsolják össze és sokszor a kapcsolódó polimerek közötti kötőerő jóval kisebb a polimereken belül ható erőknél, így viszonylag könnyen elválaszthatók egymástól.

Az **anizodezmikus szerkezetek** rácsában jól definiált csoportokat, komplex anionokat különböztetünk meg, az anionokon belül erős kovalens kötésjelleggel. Ez a kötés többnyire jóval erősebb, mint az aniont a rács többi eleméhez kötő erő. Jellegzetes és a természetben is gyakori típusaik a karbonátok, szulfátok, foszfátok, jóval ritkábbak például az arzenátok, nitrátok, kromátok. Az egyik leggyakoribb karbonát ásvány a kalcit, míg a

szulfátok közül talán a gipsz. Az alábbi képeken láthatjuk szerkezeti modelljüket.



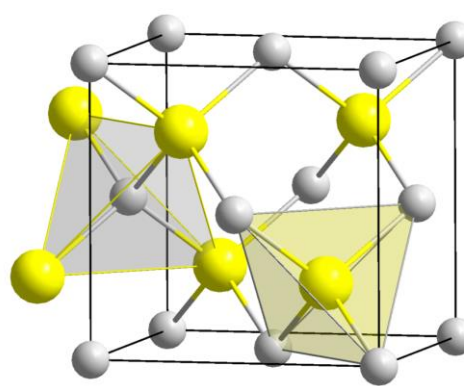
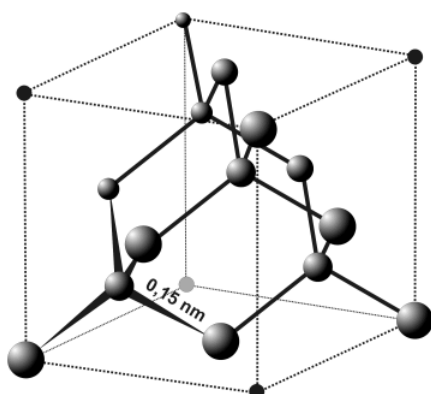
A kalcit (balra) és a gipsz (jobbra) szerkezetének modellje.

<https://en.wikipedia.org/wiki/Calcite#/media/File:Calcite.png>

<http://eta.bibl.u-szeged.hu/2088/>

A kovalens kötés és az atomrácsok

Amikor a térrácsot alkotó rácspontokban kovalens kötéssel összekapcsolódó atomok foglalnak helyet, **atomrács**ról beszélünk. A kovalens kötés irányított, így az atomrácsokban a szomszédos atomok száma és geometriája szigorúbban korlátozott, mint az ionrácsokban. Az atomrácsok részecskéit kicsi koordinációs szám jellemzi (≤ 4). A kovalens kötés erőssége hasonló az ionos kötéshez, így az atomrácsú és ionrácsú anyagok legtöbb fizikai tulajdonsága (pl. keménység, olvadáspont) hasonló. Az atomrácsok klasszikus példája a gyémánt (C) és a vele analóg szfalerit (ZnS) rácsa. A gyémánt esetében két, minden lapon centrált köbös rácsot síklatunk egymásba egynegyed testátlóval. A szfalerit rácsa esetében ugyanígy járunk el egy minden lapon centrált Zn^{2+} és S^{2-} elemi cellával.



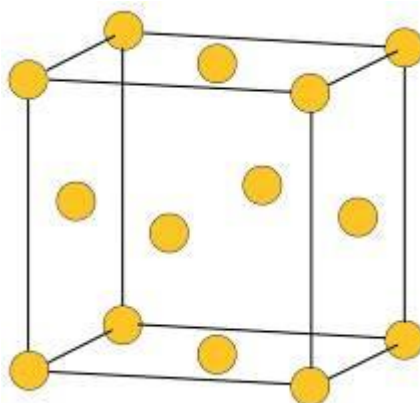
A gyémánt (balra) és a szfalerit (jobbra) szerkezetének modellje.

https://hu.wikipedia.org/wiki/Gy%C3%A9m%C3%A1nt#/media/F%C3%A1jl:Diamonds_glitter.png

https://hu.wikipedia.org/wiki/Szfalerit#/media/F%C3%A1jl:Sphalerite_polyhedra..png

A fémes kötés és a fémrácsok

A fémek kristályrácsában a tömegpontok fématomtörzsek, amelyek között a kapcsolatot a fémes kötés teremti meg. Ennek lényege, hogy a **fémrács**ban kollektív elektronrendszer található, ami szintén irányítatlan. Ez a felelős a fémek legtöbb fizikai tulajdonságáért (pl. jó hő- és elektromos vezetőképesség, átlátszatlanság, fémes fény). A fémes kötés erősségére jellemző, hogy a fémek olvadáspontja általában magas. A fémrácsban a tömegpontok (fématomtörzsek) szabályos szoros, valamint hatszöges szoros illeszkedést alkotnak, ami tömör szerkezetet eredményez (a koordinációs szám általában 8, vagy 12), ezért a fémek között találjuk a legnagyobb sűrűségű elemeket. A fémrácsok típuspéldája az elemi arany (Au) rácsa, amely egy köbös, minden lapon centrált rács.



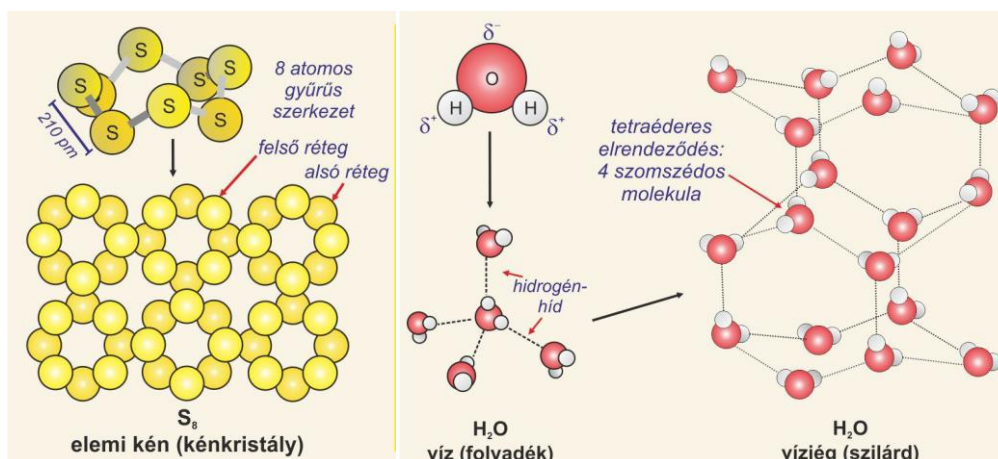
A terméсарany szerkezetének modellje.

A molekularácsok

Eddig olyan rács típusokat láttunk, ahol elsőrendű kémiai kötések játszottak a főszerepet. A kristályrácsok között kis számban akadnak olyan ún. **molekularácsok** is, amelyekben alapvetően másodrendű kötések működnek közre a rács fenntartásában.

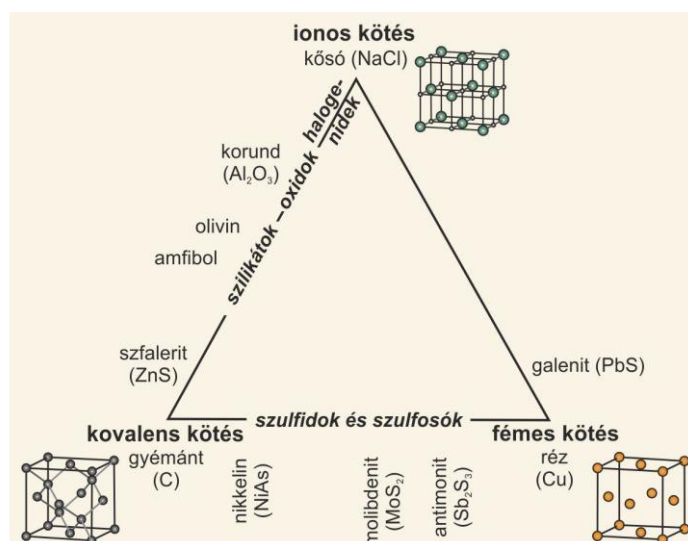
A molekularácsú kristályok rács pontjaiban másodrendű (azaz viszonylag gyenge) kötőerőkkel összekapcsolódó semleges molekulák találhatók. A molekulákon belüli kötőerők nagyobbak, a kötéstávolságok kisebbek, mint a molekulák közötti kötőerők és kötéstávolságok. Emiatt a molekularácsos anyagok lágyak, olvadáspontjuk alacsony. A gyakori ásványok közül a terméskénnek (S), a realgárnak (As_2S_2), az auripigmentnek (As_2S_3) és a vízgénnek (H_2O) van molekularácsa. A kénrács rács pontjaiban nyolcatomos gyűrűk találhatók, amelyeket kovalens kötés kapcsol össze kénmolekulává. Ezzel szemben

a jég szerkezetére tetraédereken elhelyezkedő vízmolekulák jellemzőek, amelyek között viszonylag erős másodrendű kölcsönhatás, a hidrogénkötés teremt kapcsolatot.



A terméken (balra) és a jég (jobbra) szerkezetének modellje.

<http://eta.bibl.u-szeged.hu/2088/>



Az elméleti kötéstípusok közötti átmenetek fontosabb ásványtani példákkal.

<http://eta.bibl.u-szeged.hu/2088/>

Az elsőrendű kémiai kötéseknel láttuk, hogy az ionos, a kovalens és a fémek kötésre való hajlam a kapcsolódó atomok elektronegativitásának függvénye. Ez a kristályrácsokra is érvényes, tehát az ásványokat alkotó részecskéket

összetartó kötések az elméleti, ideális kötéstípusok közötti valamilyen átmenetnek tekinthetők. A „tisztá” ionos (pl. NaCl), a „tisztá” kovalens (pl. gyémánt), a „tisztá” fémes (pl. arany) kötés ideális határeseteket képviselnek. A legtöbb ásvány kristályrácsában azonban változó arányban többféle kötésjelleg érvényesül. Az ideális ionos kötésből kiindulva, az egymás közelében lévő ionok elektronburka kölcsönhatásba lép egymással, a kation vonzza az anion szimmetrikus elektronrendszerét és deformálja, **polarizálja** azt. A kation polarizálóképességének, illetve az anion polarizálhatóságának növekedésével az ionos kötésre jellemző elektronátadást fokozatosan felváltja az elektronok megosztása, azaz az ionos és kovalens kötés között folytonos átmenet figyelhető meg. Különösen a kisméretű, nagy töltésű kationok (pl. Si^{4+}) tudnak erős polarizáló hatást kifejteni, ezért például a szilikátokban átmeneti, részben ionos, részben kovalens kötés jellemző. A nagyobb méretű anionok nagyobb mértékben polarizálhatók, így míg az oxidok döntően ionrácsosak, a szulfidok főleg átmeneti atom–fémes rácsúak.

A polimorfia és az izomorfia

Szilárd halmazállapotban az elemek és vegyületek azonos kémiai összetételű, de különböző szerkezetű változatai önálló fázisként jelenhetnek meg (allotróp módosulatok). Ez a természetben előforduló kristályos anyagok körében is érvényes; az azonos kémiai összetételű, de eltérő kristályszerkezetű ásványokat **polimorf módosulat**oknak nevezik. Közülük a grafit és a gyémánt (C); az aragonit és a kalcit (CaCO_3), a kvarc, a tridimit és a krisztobalit (SiO_2), továbbá a kianit, az andaluzit és a sillimanit (Al_2SiO_5) a legnagyobb geológiai jelentőségű ásványfázisok.

Az **izomorfia** fogalmát először a külső kristálygeometriai hasonlóság jelölésére használták. Napjainkban a kristályszerkezetek közötti egyezés mértékének függvényében megkülönböztetünk szerkezeti azonosságot (**izotípiát**) és hasonlóságot (**homöotípiát**).

Az izotípia esetében a legnagyobb mértékű az egyezés a két ásvány rácsának típusa, a rácsot felépítő tömegpontok mérete és a rácsparaméterek vonatkozásában. Ugyanakkor két izotíp kristály lehet, hogy kémiailag annyira eltérő, hogy nem alkotnak **elegykristályt** (szilárd oldatot, azaz két-, vagy többkomponensű szilárd elegyet)! Ennek ugyanis előfeltétele, hogy a komponensek korlátlanul beépülhessenek egymás kristályrácsába, ami lehetővé teszi egyetlen szilárd fázis keletkezését. Ez akkor lehetséges, ha az ásványokat alkotó atomok, ionok mérete és töltése eléggé hasonló. Gyakori, hogy az elegyedés korlátlan (pl. az olivin ásvány két szélső tagja, a forsterit és a fayalit, vagy a természetes Au–Ag ötvözet, az elektrum esetében), de az elegyedés lehet korlátozott is.

TIPP: A szilárd oldatok és az elegykristályok világát (pl. fázisdiagramokon keresztül) mélyebben megismerhetjük az alábbi tankönyv segítségével:

<http://eta.bibl.u-szeged.hu/2088/>

Remek háromdimenziós modelleken ismerkedhetünk a kristályszerkezetekkel, koordinációs poliéderekkel az alábbi honlapon:

<https://sketchfab.com/WVUpetrology/collections/crystallography-and-crystal-structure>

Az elegykristályképződés ténye azzal a sajátos következménnyel jár, hogy az elegykristályokat alkotó ásványok képlete nem a megszokott, egyszerű formában írható fel, hanem a szélső tagok mólaránya alapján számítható. Nézzünk is néhány egyszerű, szemléletes példát erre!

Az olivin a forsterit (Mg_2SiO_4) és a fayalit (Fe_2SiO_4) elegye. Konkrét olivin kristály esetében tehát a képletből a szélső tagok aránya kiolvasható, mivel a Fe^{2+} és a Mg^{2+} ionok egymást korlátlanul helyettesíthetik a szerkezetben. Például az 50–50%-ban forsteritet és fayalitot tartalmazó olivin képlete $(\text{Mg,Fe})_2\text{SiO}_4$, vagy a 20% forsteritet és 80% fayalitot tartalmazó oliviné $\text{Mg}_{0,4}\text{Fe}_{1,6}\text{SiO}_4$.

Bonyolultabb a helyzet abban az esetben, ha **kapcsolt elemhelyettesítés**sel van dolgunk, mint például a plagioklász földpátok csoportjánál. A két szélső tag az anortit ($\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$) és az albit ($\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$). Látható, hogy az oktaéderes pozícióban helyet foglaló Ca^{2+} , ill. Na^+ ionok összege mindig 1. A tetraéderes pozícióban a Si^{4+} -t Al^{3+} helyettesíti úgy, hogy a kettő ion összege 4, míg $1 \leq \text{Al}^{3+} \leq 2$ és $2 \leq \text{Si}^{4+} \leq 3$.

Számítsuk ki a 74% albitot és 26% anortitot tartalmazó plagioklász képletét!

Nyilvánvaló, hogy az oktaéderes koordinációjú kationok aránya megegyezik a szélső tagok arányával, így a kérdéses ásvány képlete $\text{Na}_{0,74}\text{Ca}_{0,26}$ -tal kezdődik. A tetraéderes pozíció esetében a Si^{4+} és az Al^{3+} számítása a következő:

$$\text{Si} = (0,26 \times 2 \text{ az anortitban}) + (0,74 \times 3 \text{ az albitban}) = 0,52 + 2,22 = \mathbf{2,74}$$

$$\text{Al} = (0,26 \times 2 \text{ az anortitban}) + (0,74 \times 1 \text{ az albitban}) = 0,52 + 0,74 = \mathbf{1,26}$$

A kérdéses képlet tehát: $\text{Na}_{0,74}\text{Ca}_{0,26}\text{Al}_{1,26}\text{Si}_{2,74}\text{O}_8$

Hasznos olvasnivalók a kristálykémia témájában:

Koch, S., Sztróky, K. (1986): Ásványtan. Tankönyvkiadó, Budapest.

<http://mek.oszk.hu/04700/04799/pdf/aszvanytan1.pdf>

Pápay, L. (2006): Kristálytan, ásvány-, kőzettan. JATEPress, Szeged.

Szakáll, S. (2011): Ásvány- és kőzettan alapjai. E-tananyag, Miskolci Egyetem.

https://regi.tankonyvtar.hu/hu/tartalom/tamop425/0033_SCORM_MFFAT6101/adatok.html

Putnis, A. (1992): Introduction to Mineral Science. Cambridge University Press, Cambridge.

Varga, A. (2019): Híd a kémiához. A földtudományok általános, szerves és fizikai kémiai alapjai. Egyetemi tankönyv (elektronikus tananyag), Szegedi Tudományegyetem, TTIK Földrajzi és Földtudományi Intézet, Szeged

<http://eta.bibl.u-szeged.hu/2088/>

Önellenőrző kérdések (a kristálykémia alapjai):

1. Mi jellemzi az elsőrendű kémiai kötések?
2. Melyek az ionrácsok Pauling-féle típusai?
3. Melyek a szilikátok szerkezeti alaptípusai?
4. Melyek a legfontosabb atomrácsú ásványok és milyen jellemzőik vannak?
5. Mit értünk a polimorfia és az izomorfia fogalma alatt?
6. Számítsuk ki a 17% albitot és 83% anortitot tartalmazó plagioklász képletét!