

Általános és szervetlen kémia

jegyzet
mezőgazdasági mérnök (BSc)
és mezőgazdasági mérnök (FOSZK)
szakok hallgatói számára

Szerző:
Kalmárné Vass Eszter

A tananyag elkészítését a „**NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen, az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért**” az EFOP-3.5.1-16-2017-00017 számú projekt támogatta. A projekt az Európai Unió támogatásával, az Európai Szociális Alap társfinanszírozásával valósul meg.

SZÉCHENYI 2020



MAGYARORSZÁG
KORMÁNYA

Európai Unió
Európai Szociális
Alap



BEFEKTETÉS A JÖVŐBE

EFOP-3.5.1-16-2017-00017
**„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”**

Szerző:
Kalmárné Vass Eszter

Lektor:
Vincze György

Kézirat lezárva: 2018. 06. 30

ISBN:

Kiadja: Nyíregyházi Egyetem, Műszaki és Agrártudományi Intézet

Tartalomjegyzék

BEVEZETÉS	5
1. ÁLTALÁNOS KÉMIA.....	6
1.1.1. Az anyag.....	8
1.1.2. Elemek és vegyületek jelölése	11
1.1.3. Tömegviszonyok a vegyületekben	12
1.1.4. A tömeg- és energiamegmaradás törvénye	13
Ellenőrző kérdések és feladatok	14
1.2. Az anyag szerkezete	15
1.2.1. Az atom	15
1.2.2. Kémiai kötéstípusok.....	2
1.2.3. A molekula	2
Ellenőrző kérdések és feladatok	13
1.3. Anyagi rendszerek.....	14
1.3.1. Halmazállapotok.....	14
1.3.2. Homogén rendszerek	21
1.3.3. Heterogén rendszerek	28
1.4. Kémiai reakciók	32
1.4.1. A kémiai átalakulások jelölése.....	32
1.4.2. Kémiai számítások (sztöchiometria)	34
1.4.3. A kémiai átalakulások jellemzői	36
1.4.4. A kémiai átalakulások csoportosítása.....	38
BEVEZETÉS	5
1. ÁLTALÁNOS KÉMIA.....	6
1.1.1. Az anyag.....	8
1.1.2. Elemek és vegyületek jelölése	11
1.1.3. Tömegviszonyok a vegyületekben	12
1.1.4. A tömeg- és energiamegmaradás törvénye	13
Ellenőrző kérdések és feladatok	14
1.2. Az anyag szerkezete	15
1.2.1. Az atom	15
1.2.1.1. Az atommag	15
1.2.1.2. Relatív atom- és molekulatömeg, moláris tömeg.....	16
1.2.1.3. Az elektronburok.....	17
1.2.1.4. A periódusos rendszer	3

EFOP-3.5.1-16-2017-00017
„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”

1.2.2. Kémiai kötéstípusok.....	2
2.2.1. Ion-(elektrovalens) kötés.....	4
2.2.2. Atom-(kovalens) kötés	7
2.2.3. Fémes kötés	9
2.2.4. Másodrendű kötések.....	9
1.2.3. A molekula.....	2
Ellenőrző kérdések és feladatok.....	13
1.3. Anyagi rendszerek.....	14
1.3.1. Halmazállapotok.....	14
1.3.1.1. Gázok, gáztörvények.....	15
1.3.1.2. Folyadékok.....	16
1.3.1.3. Szilárd anyagok.....	16
1.3.2. Homogén rendszerek.....	21
1.3.2.1. Oldatok.....	21
1.3.2.2. Az oldódás folyamata.....	21
1.3.2.3. Az oldatok összetétele.....	25
1.3.3. Heterogén rendszerek.....	28
1.3.3.1. Kolloid diszperz rendszerek.....	28
1.3.3.2. Durva diszperz rendszerek.....	30
Feladatok.....	31
1.4. Kémiai reakciók	32
1.4.1. A kémiai átalakulások jelölése.....	32
1.4.2. Kémiai számítások (sztöchiometria)	34
1.4.3. A kémiai átalakulások jellemzői	36
1.4.3.1. Kémiai reakciókat kísérő energiaváltozások.....	37
1.4.3.2. A kémiai reakciók sebessége	37
1.4.3.3. Kémiai reakciók egyensúlya	37
1.4.4. A kémiai átalakulások csoportosítása.....	38
1.4.4.1. Elektronátmenet nélküli reakciók	40
1.4.4.2. Elektronátmenettel járó (redoxi) reakciók	46
Ellenőrző kérdések és feladatok.....	48

BEVEZETÉS

KÉMIA! Sokak számára sokkolóan hat ez a szó, ha a megtanulandó ismeretek között, tantárgyként szerepel. Misztikusnak tűnhetnek az elemek, vegyületek, kémiai reakciók, sztöchiometria, stb. kifejezések. Hogyan lehet ezt megtanulni? A kémia tanulásához társuló eddigi emlékek sokakban kellemetlen, vagy egyszerűen csak unalmas képeket idéznek. Pedig mindez nagyon izgalmas is lehet.

Mint minden tudománynak, a kémiának is el kell sajátítani az alapjait, ami nem feltétlenül „izgalmas”. Energiabefektetéssel jár, de ha már némi jártasságra tettünk szert ezen a téren, akkor egyre érdekesebbé válik. Amikor már tudunk kérdéseket feltenni, „gondolkodni a kémiában”, akkor válik az egész egyre világosabbá, egyre érdekesebbé. Ez egy nagyon logikus tudomány, bár azt el kell ismerni, hogy a parányi, szabad szemmel és mikroszkóppal is láthatatlan részecskék „meglátásához” kell némi képzelőerő eleinte, de később már mindez teljesen természetes lehet.

Valószínűleg mindenki számára közismert, hogy a világ igen nagyszámú, különböző anyagból épül fel. Ezek az anyagok tulajdonságaikban igencsak különböznek egymástól, de valami azért mégiscsak közös bennük. Minden anyag atomok és/vagy molekulák sokaságából áll. Ezek a parányi részecskék építik fel a szárazföldet, a sziklákat, a folyókat és tengereket, a levegőt, és az élőlényeket is, de ezek alkotják a világegyetem csillagait és bolygóit is.

Bárki gondolhatja, hogy ha nem akar vegyész, orvos, gyógyszerész, vagy biokémikus lenni, semmi köze nincs és nem lesz a kémiához, akkor pedig miért kell ilyesmivel foglalkozni az iskolában.

Aki azt hiszi, hogy ha leérettségizett, befejezte középiskolai tanulmányait, akkor végleg megszabadulhat a kémiától, az nagyon téved. Lehet, hogy mint tantárgyat többé nem fogja tanulni, de használni mindig fogja – ha tud róla, ha nem tud róla, hogy most éppen „kémikust” alakít.

Gondoljuk végig pl. egy napunkat! Reggel felébredünk, kinyitjuk a szemünket és látjuk, hogy már világos van. Fel kell kelni. Kitámolygunk a fürdőszobába, lezuhanyozunk, hogy magunkhoz térjünk egy kicsit. A konyhában elkészítjük a kávé vagy a teát, esetleg valami könnyű reggeli, mert közben meg is éhezünk. Mindezt elfogyasztjuk, majd elindulunk a munkába...

Nem is kell tovább gondolni a napi teendőket már ennyi is éppen elég ahhoz, hogy belássuk, eddig csupa „kémia” volt a napunk. Az agyműködés (felébredés), a látás (látjuk, hogy világos van), a mozgás (kimegyünk a fürdőszobába), a zuhanyozás (víz és tisztálkodószerek használata), ételkészítés (víz, kávé, tea, pirítós), étkezés (emésztés), munkába menés (pl. autó - üzemanyag-felhasználás), mind-mind kémiai reakció eredménye.

A mezőgazdasági mérnöknek készülõ hallgatók tanulmányaik során és majd végzés után a munkájukat gyakorolva is mindig kapcsolatba kerülnek a kémiával, hiszen termelőeszközük a talaj lesz, ismerniük kell a növények és az állatok táplálékigényét, annak kielégítési lehetőségeit, a környezetvédelemmel, a hulladékkezeléssel és a megújuló energia előállításával kapcsolatos kémiai lehetőségeket. Belátható, hogy nem nélkülözhetik az alapvető kémiai ismereteket.

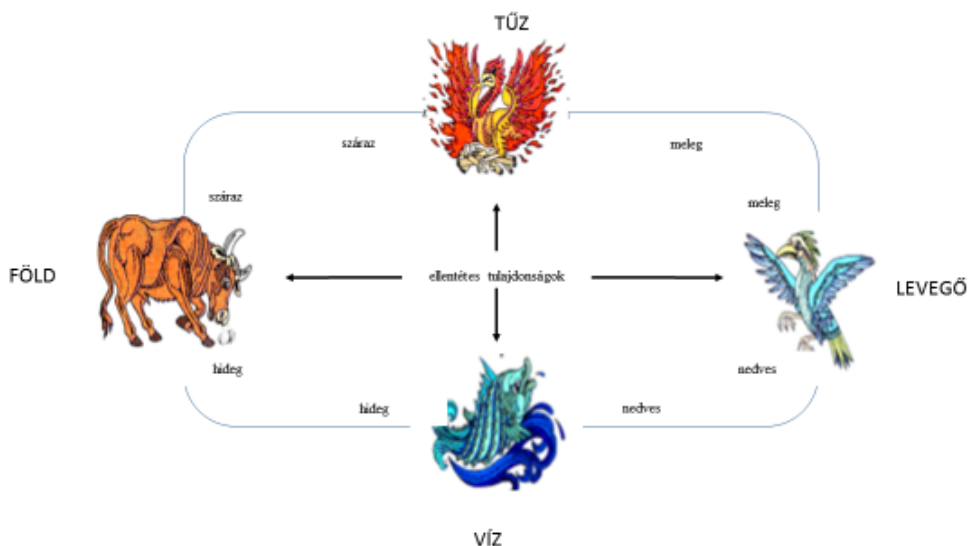
1. ÁLTALÁNOS KÉMIA

A kémia az anyaggal foglalkozó egyik természettudomány. A kémia elnevezés a perzsa „Kimia”, vagy a görög „khémeia” szóból származik. Mint önálló tudomány néhány évszázados múltat tekint vissza, de kémiai jellegű ismeretekkel az ember már a történelem előtti korokban is rendelkezett.

Már az ősember is felismerte, hogy a földre hullott gyümölcs rothadni, erjedni kezd, vadászat és harcok alkalmával mérgezett nyilakat használt, használta a tüzet, amikor az ételeit sütéssel és főzéssel tette ízletesebbé, ismerte a fémolvasztást és az agyagégetést, illatszereket, festékeket (színezékeket) és gyógyító növényeket használt.

Az ókori Egyiptomban erős volt a halottkultusz, a múmiakészítés, ami feltételezi a kémiai anyagok és eljárások ismeretét. Tudtak különböző balzsamokat és illóolajokat készíteni a vallási szertartásokhoz, a szépítkezéshez, ill. ízesítő anyagokat előállítani az ételkészítéshez.

Az ókorban a görög tudósokat elsősorban az anyag belső tulajdonságainak megismerése érdekelte, így megszülettek az első atommodellek és elméletek: **Thalész (Kr.e. ~ 600)** a dolgok alapanyagának (archéjának) a vizet tekintette, a vizet, mint őanyagot tekintette, **Démokritosz szerint (Kr.e. 460-370)** az anyag nem lehet folytonos, tovább nem bontható atomok építik fel (atomosz = oszthatatlan). Az atomok minőségileg azonosak, csak alakjuk és nagyságuk változik. A világ minden jelenségét az atomok összeütközése és szétválása okozza. **Arisztotelész (Nagy Sándor nevelője) elmélete szerint** a földi világ négy őselemből áll (tűz, víz, föld, levegő). Négy ős alaptulajdonság létezik (meleg, hideg, száraz, nedves). Minden anyag ebből a négy őselemből áll, és a tulajdonságok harca okozza a változásokat.



1. ábra. A négy őselem

A középkorban az alkímia keretein belül folytak kutatások. A halhatatlanságot biztosító életelixír és a minden fémét arannyá változtató bölcsek kövének keresése közben számos eljárást, vegyületet fedeztek fel és fejlesztettek ki. Az alkímiával párhuzamosan létezett jatrokémia (iatrokémia) is, amely az "életfolyamatok kémiája" volt, és szemben állt az alkímiával.

A 18-19. században feltalálják az ipari kénsavgyártást, megdől a visvitalis elmélet (a 1800-as évek elejéig az akkori tudósok úgy gondolták, hogy a szerves vegyületeket nem lehet előállítani egyszerű kémiai reakció segítségével, mivel azok csak élő szervezetekben alakulhatnak ki életerő segítségével. Az életerő - elmélet nem élt sokáig, mivel 1824-ben **Wöhler** oxálsavat (sósavasavat), majd 1828-ban pedig karbamidot állított elő, egyszerű kémiai reakció segítségével. Így ezzel megdőlt az életerő-elmélet, megkezdődött a szerves kémia fejlődése.) Kettéválk a kémia szerves és szervetlen kémiára, sorban fedezik fel az új elemeket.

Dalton (1808) felfedezi, hogy az atomok közötti vonzóerő anyagonként változik, az anyagok halmazállapota az atomok közötti távolságoktól függ. Megalkotja az első atomsúlytáblázatot. **Mengyelejev** előáll egy ötlettel: az elemeket atomsúlyuk szerint csoportosítva a tulajdonságaik periodikusan változnak, így a táblázatból hiányzó elemeket, sőt, azok tulajdonságait is meg tudta előre jósolni (például gallium, germánium); táblázatát később elnevezték periódusos rendszernek.

A 20. században az atomelmélet gyors fejlődésen esett át és felfedezik a neutron is (Rutherford, Thomson, Millikan, Bohr, Planck, Albert Einstein, Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg, James Chadwick).

A 20. század második felétől egyre inkább háttérbe szorulnak az acetilén-alapú szerves szintézisek az iparban, és fokozatosan mindent kőolajból kezdenek előállítani.

Az ókortól napjainkig tehát a természettudományok - így a kémia is - hatalmas fejlődésen mentek keresztül. A fejlődés az ipari forradalom után jelentősen felgyorsult és ez a gyors fejlődés még napjainkban is tart.

Napjainkban a kémia szorosan kapcsolódik számtalan tudományhoz: a természettudományokhoz (fizika, biológia, matematika, földrajz, stb.), a modern orvostudományhoz, a műszaki tudományokhoz, az interdiszciplináris tudományokhoz (biokémia, fizikai kémia, talajkémia, vízkémia, stb.). A kémia tehát alaptudomány, alkalmazott és kísérleti tudomány is egyben.

A fentiekből következik, hogy kémia jelen van életünk minden területén. A bennünket körülvevő világ megismerése és megértése - beleértve saját testünk működését is - elképzelhetetlen kémiai ismeretek nélkül.

A tájhasználatot, vidékfejlesztést, mezőgazdasági termelést, környezetvédelmet, ill. egyetlen természettudománnyal kapcsolatos tevékenységet sem lehet megérteni és hatékonyan végezni, ha nem vagyunk tisztában az alapvető kémiai fogalmakkal, az elemek és vegyületek tulajdonságaival, az élő és élettelen környezetben lejátszódó kémiai változások természetével és következményeivel.

A mezőgazdasági mérnökképzés - legyen az agrármérnök, vagy mezőgazdasági és élelmiszeripari gépészmérnök - sem nélkülözheti a kémia tanítását. Ez a tárgy az alapja számos oktatott tantárgy elsajátításának (pl. növénytan, növényélettan, állattan, állatélettan, biokémia, talajtan, agrokémia, növénytermesztés, növényvédelem, állattenyésztés, környezetvédelem, stb.).

1.1. Alapfogalmak, alaptörvények

1.1.1. Az anyag

A kémia az a tudomány, amely az anyagot összetétel, tulajdonság és szerkezet szempontjából vizsgálja. Természetesen foglalkozik az anyagok átalakulásával, annak törvényszerűségeivel is.

Anyagi világunk a tudomány mai állása szerint atomokból és molekulákból áll. Az atom az anyagnak az a legkisebb része, amely még mutatja az anyag eredeti tulajdonságait, és kémiai módszerekkel tovább már nem osztható. A molekulák ezekből az atomokból felépülő egyszerű vagy bonyolult összetételű és szerkezetű anyagi részecskék.

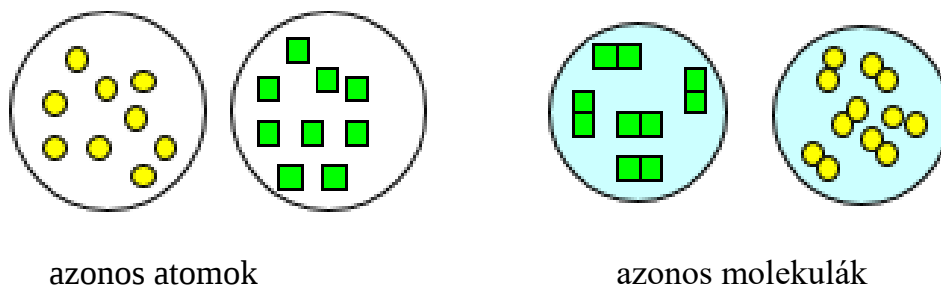
A tudományok sajátja, hogy a könnyebb megérthetőség és áttekinthetőség kedvéért csoportosít – az anyagot, a jelenségeket, a fogalmakat, stb. A csoportosítás tulajdonképpen mindig „önkényes”: kiválasztunk valamilyen szempontot, és ezek alapján soroljuk be a csoportosítandó dolgokat egyik, vagy másik halmazba. Pl. ha az anyagokat akarjuk csoportba sorolni, akkor különböző szempontok szerint tehetjük ezt meg: szín alapján (színes – színtelen, piros – sárga – zöld, stb.), sűrűség alapján (könnyű – nehéz), szag alapján (kellemes – kellemetlen szagú), stb.

A kémiai anyagokat pl. a következőképpen csoportosíthatjuk (1. táblázat):

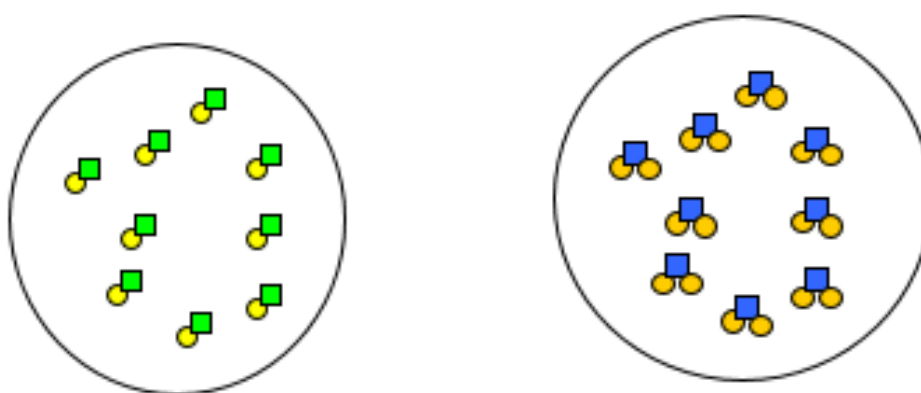
– Az elemek azonos atomokból vagy azonos molekulákból felépülő halmazok, amely atomok és molekulák közötti kapcsolat (a kötőerő) lehet gyenge vagy erős (1. ábra). – A vegyületek különböző atomokból felépült azonos molekulák halmazai (2. ábra). – A keverékeket különböző molekulák vagy atomok hozzák létre, az alkotó részecskék közötti kapcsolat gyenge (3. ábra)
--

1. táblázat. Az anyagok csoportosítási lehetőségei

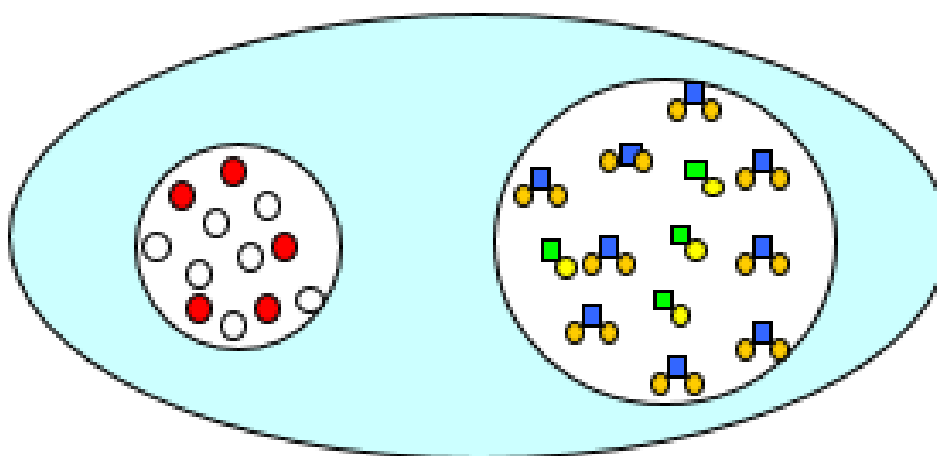
Anyagok		
Egyszerű anyagok	Összetett anyagok	
Elemek (azonos atomok, vagy azonos atomokból felépülő azonos molekulák halmaza)	Vegyületek (különböző atomokból felépülő azonos molekulák halmaza)	Keverékek (különböző atomok, vagy különböző atomokból felépülő különböző molekulák halmaza)
A csoportosítás szempontja: az anyag összetétele		
Fémek: Mg, Pb, Ca, Nem fémek: H, O, C, Amfoter elemek: Si	Szerves (Szőlőcukor, metán) Szervetlen (H ₂ O, CO ₂)	Homokos víz Levegő Kőolaj Csapvíz
A csoportosítás szempontja: az anyag összetétele és tulajdonságai		
Kémiailag tiszta anyagok		Kémiailag nem tiszta anyagok



1. ábra. Elemek



2. ábra. Vegyületek



3. ábra. Keverékek

Az alkotórészek az eredeti tulajdonságaikat a keverékekben megtartják, a vegyületekben pedig elveszítik.

Legyen pl. a keverék hidrogén és oxigén keveréke. Ebben a keverékben a hidrogén továbbra is éghető gáz marad, az oxigén pedig továbbra is táplálja az égést.

Ugyanebből a két anyagból áll a víz is, de a vízben már nem fedezhetők fel ezek a tulajdonságok, hiszen a víz sem nem éghető, sem nem táplálja az égést. A vízzel tüzet oltunk.

A keverékek előállítása (az alkotórészek „egyesítése”), ill. szétválasztása egyszerű fizikai folyamat, míg a vegyületek előállítása néha igen bonyolult kémiai folyamat.

A különböző anyagokból úgy állítunk elő keveréket, hogy egyszerűen összekeverjük őket: sót a vízzel, borsót a lencsével, homokot az agyaggal, hidrogént az oxigénnel, stb. Ha ezekből a keverékekből újra vissza akarjuk kapni az eredeti alkotórészeket tisztán, azaz külön a sót, a vizet, a borsót, a lencsét, a hidrogént, az oxigént, akkor egyszerűen megtehetjük. A só és víz keverékéből hevítéssel elpárologtatjuk a vizet, majd a gőzt lehűtve megkapjuk a cseppfolyós vizet, az edényben pedig visszamarad a szilárd halmazállapotú só (pl. kazánokban a vízkő). A borsót és a lencsét egyszerűen szétválogatjuk, mint Hamupipőke, és két külön edénybe tesszük. A hidrogént és oxigént tartalmazó gázkeveréket lehűtjük, és a magasabb forráspontú gáz cseppfolyós lesz a forráspontján, míg az alacsonyabb forráspontú még gázhalmazállapotban marad.

A hidrogénből és oxigénből – kémiai reakcióval – előállított vízből csak kémiai reakcióval tudjuk visszkapni az alkotórészeket, azaz a hidrogént és az oxigént. Ez a kémiai folyamat a vízbontás, amelyet elektromos áram segítségével tudunk megvalósítani.

A keverékekben az alkotórészek tömegaránya nem állandó (tetszőleges), a vegyületekben pedig állandó (szigorúan meghatározott).

A hidrogén és oxigén gázt olyan arányban keverhetem össze, amilyenbe akarom, az akkor is hidrogén-oxigén gázkeverék lesz:

– 2 kg hidrogén + 16 kg oxigén	tömegarány:	2:16	1:8
– 8 kg hidrogén + 16 kg oxigén	tömegarány:	8:16	1:2
– 2 kg hidrogén + 32 kg oxigén	tömegarány:	2:32	1:16
– 15 kg hidrogén + 3 kg oxigén	tömegarány:	15:3	5:1
– 18 kg hidrogén + 2 kg oxigén	tömegarány:	18:2	9:1

Egy hidrogénből és oxigénből álló vegyület csak akkor lehet víz, ha 2db hidrogénatom és egy db oxigénatom kapcsolódik össze (tömegarány: 1:8). 2 db hidrogénatomból és 2 db oxigénatomból álló vegyület a hidrogénperoxid, aminek fizikai és kémiai tulajdonságai nagyon különböznek a víztől. A víz élet feltétele, a hidrogénperoxid viszont mérgező.

A keverékek és vegyületek közötti különbséget foglalja össze a 2. táblázat.

2. táblázat. A keverékek és a vegyületek közötti különbség (Proust és Dalton)

Az alkotórészek	A keverékekben	A vegyületekben
Eredeti tulajdonságaikat	Megtartják	Elveszítik
Egyesítése, szétbontása	Egyszerű (fizikai) folyamat	Nem egyszerű (kémiai) folyamat
Tömegaránya	Nem állandó (tetszés szerinti)	Állandó (meghatározott)

1.1.2. Elemek és vegyületek jelölése

Az elemeket a IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) szabályai szerint nevezték el. Az elnevezések nyelvi alapja a latin, ill. ógörög nyelv.

A magyar szakirodalomban a már régóta ismert elemek nevét magyarul vagy a latin nevet fonetikusan, a magyar hangzásnak megfelelően kell írni: pl. szén (carbon helyett), vagy foszfor (phosphor helyett).

Az elemek teljes neve helyett a kémiai reakciók leírásakor, a vegyületek felírásakor és egyéb esetekben gyakran csak a vegyjelüket írjuk le. Ezért a vegyjelek ismerete ugyanolyan fontosságú, mint pl. a betűk ismerete, ha írni, vagy olvasni akarunk.

A vegyjel az elemek rövid kémiai jele, az elem latin vagy ógörög nevének első, vagy az első és egy másik betűje (3. táblázat).

3. táblázat. Az elemek neve és vegyjele közötti összefüggés (példák)

Latin név	Vegyjel	Magyar név
Carbon	C	szén
Hydrogén	H	hidrogén
Kalium	K	kálium
Calcium	Ca	kalcium
Helium	He	hélium
Sulphur	S	kén
Krypton	Kr	kripton

EFOP-3.5.1-16-2017-00017
„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”

A vegyjelek első betűje mindig nagybetű, a második mindig kisbetű!!!

Pl.:

Co elem kobalt **DE!!!!** **CO** vegyület szénmonoxid

A vegyületek molekulái különböző atomokból épülnek fel. Több vegyületnek van nemzetközileg elfogadott latin neve, de ez a név nem ad felvilágosítást a molekula összetételéről.

A vegyjel jelentése: (pl. S)

- egy kémiai elem (minőség): a kén
- az elem $6 \cdot 10^{23}$ db atomja (1 mol atom)
- az elem $6 \cdot 10^{23}$ db atomjának tömege (molekuláris atomtömeg).

A kémiai képlet a vegyületek és molekuláris elemek rövid jelölése, amely kifejezi a molekulák összetételét is.

A képlet jelentése: (pl CO₂)

- az elem vagy vegyület és alkotórészei (minősége): a széndioxid szénből és oxigénből áll,
- az elem vagy vegyület $6 \cdot 10^{23}$ db molekulája (egységnyi anyagmennyisége),
- ha a vegyület molekulákból épül fel, megmutatja, hogy hány atom van egy molekulában (a széndioxidban egy szén és két oxigénatom),
- az elem vagy vegyület $6 \cdot 10^{23}$ db molekulájának tömege.

1.1.3. Tömegviszonyok a vegyületekben

A legtöbb vegyület bármely mennyiségében az alkotórészek tömegaránya állandó (állandó tömegviszonyok törvénye, Proust, 1799, 4. táblázat).

A konyhasóban (nátriumkloridban) az alkotórészek tömegaránya mindig 39,3 tömeg % nátrium és 60,7 tömeg % klór, vagyis

$$23(\text{Na}) : 35,5(\text{Cl}), = 1(\text{Na}) : 1,54(\text{Cl}).$$

Előfordul olyan eset is, hogy két elem többféle vegyületet képez egymással. Ilyenkor a két elem között a tömegösszetételben nincs fokozatos átmenet, vagyis nincs töredék atom és ezekre a vegyületekre külön-külön érvényes Proust törvénye.

4. táblázat A nitrogén az oxigénnel ötféle tömegarány szerint alkot vegyületet.

Elnevezés	% N	% O	$m_N : m_O$	$m_N : m_O$
Dinitrogén-oxid (N ₂ O)	63,7	36,3	1:0,57	1:1·0,57
Nitrogén-monoxid (NO)	46,7	53,3	1:1,14	1:2·0,57
Dinitrogén-trioxid (N ₂ O ₃)	36,8	63,2	1:1,71	1:3·0,57
Nitrogén-dioxid (NO ₂)	30,4	69,6	1:2,28	1:4·0,57
Dinitrogén-pentaoxid (N ₂ O ₅)	25,9	74,1	1:2,85	1:5·0,57

A különböző nitrogén-oxidokban levő oxigén tömegei úgy aránylanak egymáshoz, mint az 1:2:3:4:5.

Ha két elem egymással többféle tömegarány szerint egyesül vegyületté, akkor az egyik elem változó mennyiségei, amelyek a másik elem állandó mennyiségével reagálnak, úgy viszonyulnak egymáshoz, mint az egyszerű egész számok (sokszoros tömegviszonyok törvénye, Dalton, 1808).

A két törvény csak úgy magyarázható, ha feltételezzük, hogy az anyag nem folytonos felépítésű, hanem különálló és oszthatatlan részecskékből épül fel. Ezek a részecskék az atomok. Vagyis az elemek atomtömegeik vagy ezeknek kis egész számú többszörösei arányában egyesülnek egymással vegyületté.

1.1.4. A tömeg- és energiamegmaradás törvénye

Az anyag fontos jellemzői: a tömeg, az energia és különálló részecskékből felépült anyag esetében a szerkezet.

A tér egy részének a környezettől elhatárolt részét rendszernek nevezzük. A rendszer lehet nyílt, valamire nézve zárt vagy teljesen zárt. Az anyagi rendszerek jellemzésénél mindig meg kell adni a rendszer határait, azaz, hogy a térnek mely részét kívánjuk jellemezni.

A zárt rendszer tömege a kémiai változások során nem változik, a zárt rendszer tömege állandó. Tömeg nem vész el csak átalakul. Ez a **tömegmegmaradás törvénye**, amelyet Lomonoszov és Lavoisier fedezett fel a XVIII. század végén.

Minden anyagnak van - tömegének és állapotának megfelelő - energiája. A hétköznapi életben ismert különböző energiatípusok (fény-, hő-, mechanikai-, elektromos-, kémiai energia) két energiatípusra, a mozgási és helyzeti energiára vezethetők vissza: a mozgási energia egy test mozgásából eredő munkavégző képessége, míg a helyzeti energia a test helyzetéből ered.

Az energiatípusok átalakulhatnak egymásba, de energia nem vész el és nem is keletkezik. Ez az **energiamegmaradás törvénye**, amit Mayer és Joule ismert fel és írt le először a XIX. század közepén.

EFOP-3.5.1-16-2017-00017
**„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”**

Ellenőrző kérdések és feladatok

1. Határozza meg a következő fogalmakat: elemi részecske, elektron, proton, neutron, atommag, rendszám, tömegszám, izotópatom!
2. Hogyan helyezkednek el az atomban az alkotórészek?
3. Ugyanazon elem atomjaiban melyik alkotórész száma lehet különböző?
4. Hány elektron van a nátrium, a klór, ill. a szilícium egy-egy atomjában? (Használja a periódusos rendszert!)
5. Mennyi a rendszáma annak az atomnak, amelynek
 - a) 7 elektronja van?
 - b) tömegszáma 24 és 12 neutronja van?
6. Hány neutron van abban az atomban, amelynek
 - a) tömegszáma 55, rendszáma 25?
 - b) 4 elektronja van és a tömegszáma 9?

1.2. Az anyag szerkezete

A csillagászati kutatások és megfigyelések eredményeiből arra következtethetünk, hogy a világegyetem egységes egész. A Nap, a Hold és a csillagok anyaga éppen olyan alkotórészekből állnak, mint amilyenből a Föld élettelen és élő anyagai. Az eddig ismert elemek közül a természetben kb. 90 féle található meg, míg további néhányat mesterségesen állítottak elő.

Az anyagi világ molekulákból épül fel, a molekulák pedig atomokból.

A XIX. sz. elején Dalton még azt hirdette, hogy az anyag legkisebb, tovább már nem osztható része az atom. A század végi kísérletek azt látszottak bizonyítani, hogy az atom is összetett anyagi egység, de kémiai módszerekkel tovább nem osztható.

1.2.1. Az atom

Az **atom** pozitív töltésű atommagból és negatív töltésű elektronokból áll. A pozitív töltések száma megegyezik a negatív töltések számával, így az atom kifelé semleges töltést mutat.

Az **atommag** az atom térfogatának kb. a billiomod része. Pozitív töltésű protonokból és semleges töltésű neutronokból áll. A **proton** a pozitív elektromosság töltésegysége.

A negatív töltésű részecskék az **elektronok**, a negatív elektromosság töltésegységei. Tömegük olyan kicsi, hogy az atomtömeg számítások során figyelmen kívül hagyható. Az atomot felépítő elemi részecskék fontosabb adatait az 5. táblázat tartalmazza.

5. táblázat. Az atomot felépítő elemi részecskék

Az elemi részecske					
Neve	Jele	Tömege		Töltése	
Proton	p ⁺	1,672*10 ⁻²⁷ kg	1 u	+1,602*10 ⁻¹⁹ C	+1 e
Neutron	n ⁰	1,674*10 ⁻²⁷ kg	1 u	0	
Elektron	e ⁻	0,911*10 ⁻³⁰ kg	1/1840 u	-1,602*10 ⁻¹⁹ C	-1 e

u = 1,67*10⁻²⁷kg. Neve: atomi tömegegység. A ¹²₆C -atom tömegének 1/12 része.

e = elemi töltésegység. A természetben előforduló legkisebb elektromos töltés, amelynek minden töltés egész számú többszöröse.

1.2.1.1. Az atommag

Az **atommagban** lévő **proton**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.ok száma jelenti az atom **rendszámát**, a **protonok** és **neutron**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.ok együttes száma pedig a **tömegszámot**.

A tömegszám = protonok száma + neutronok száma
 A = Z + N

A protonokat és neutronokat összefoglaló néven **nukleonoknak** hívjuk. A tömegszám a nukleonok száma, mindig egész szám!

Ha két atom atommagjában különböző a protonok száma, az mindig két különböző anyagi minőségű atomot jelent (pl. P = 1 hidrogén; P = 2 hélium; P = 3 lítium).

Ha a protonok száma megegyezik, de a neutronok száma különbözik, akkor a két atom ugyanannak a kémiai elemnek kétféle tömegszámú előfordulási formája (egymás izotópjai).

Az izotópok jelölése a következőképpen történik

Tömegszám(A) **Vegyjel**
Rendszám(Z)

A legtöbb elem többféle tömegszámú atomból - többféle izotópból - áll (6. táblázat).

6. táblázat. Különböző tömegszámú elemek (izotópok)

	^1_1H	^2_1H	^3_1H	$^{54}_{26}\text{Fe}$	$^{56}_{26}\text{Fe}$	$^{57}_{26}\text{Fe}$	$^{58}_{26}\text{Fe}$
A	1	2	3	54	56	57	58
Z	1	1	1	26	26	26	26
N	0	1	2	28	30	31	32

1.2.1.2. Relatív atom- és molekulatömeg, moláris tömeg

A legegyszerűbb elem a hidrogén. Egy atomja egy protonból és egy elektronból áll. A hidrogén-abszolút atomtömege így nagyon kicsi, de a természetben előforduló legnagyobb tömegű atom, az uránatom is csak alig több mint 200-szor nehezebb nála. Ezért az atomok tömegének jellemzésére bevezették az ún. **atomi tömegegységet** (u), amely a 12-es tömegszámú szénatom tömegének 1/12-része ($1u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$).

A **relatív atomtömeg** megmutatja, hogy egy atom tömege hányszor nehezebb a ^{12}C -izotóp atomtömegének 1/12-résznél (mértékegység nélküli szám).

A molekulákat alkotó atomok **relatív atomtömegének** összege a **relatív molekulatömeg**.

Az anyagmennyiség egysége a mól (jele: mol). Ez $6 \cdot 10^{23}$ db megszámlálható részecskét (atomot, molekulát, iont) jelent (Avogadro-féle állandó). 1 molnyi mennyiségű atom vagy molekula grammal kifejezett tömege megegyezik 1 db atom vagy molekula atomi tömegegységben (u) kifejezett tömegével.

Pl: $6 \cdot 10^{23}$ db H-atom 1 g

$6 \cdot 10^{23}$ db Na-atom 23 g

$6 \cdot 10^{23}$ db H-molekula (H_2) 2 g

$6 \cdot 10^{23}$ db O-molekula (O_2) 32 g

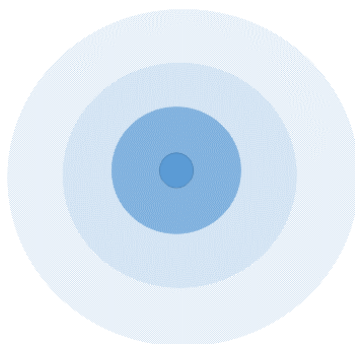
1.2.1.3. Az elektronburok

Az atommagot körülvevő elektronokat elektronburoknak nevezzük. Az elektronburokban elhelyezkedő negatív töltésű elektronokat az atommagban lévő pozitív töltésű protonok vonzása tartja meg az atomban. Az elektronburok rétegekből, az elektronok által alkotott ún. héjakból épül fel. Az elektronhéjakban található elektronok mindig az energiaminimum elvének megfelelően helyezkednek el úgy, hogy a legkisebb energiájú szabad helyet foglalják el.

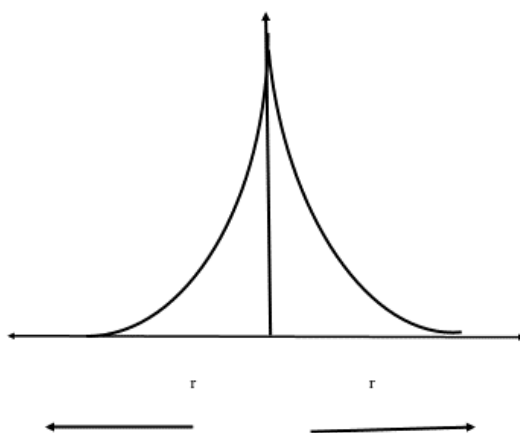
Az, hogy egy elektron hol tartózkodik az atommag környezetében egy adott időpillanatban, pontosan nem határozható meg. Csak azt lehet megmondani, hogy az elektron egy kiszemelt térségben mekkora valószínűséggel fordul elő. Az atomban az elektronok tartózkodási valószínűsége a tér különböző pontjain változó.

Az a térrész, ahol az elektron nagy (90 %-os) valószínűséggel tartózkodik az **elektron atomi pályája (atompálya)**.

A hidrogénatom - elektronja legnagyobb valószínűséggel egy gömbfelületen található meg. A mag közelében többen tartózkodik, de attól távolabb is előfordul. Ezért az atomnak nincs éles határfelülete. Az elektron negatív töltéssel alkot a mag körül (4. és 5. ábra).



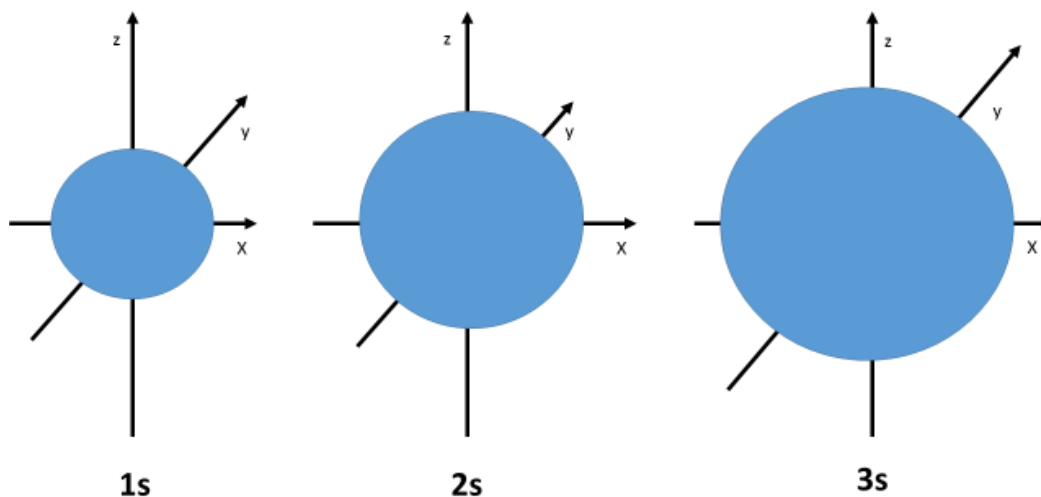
4. ábra. Az elektron megtalálásának valószínűsége a hidrogénatomban



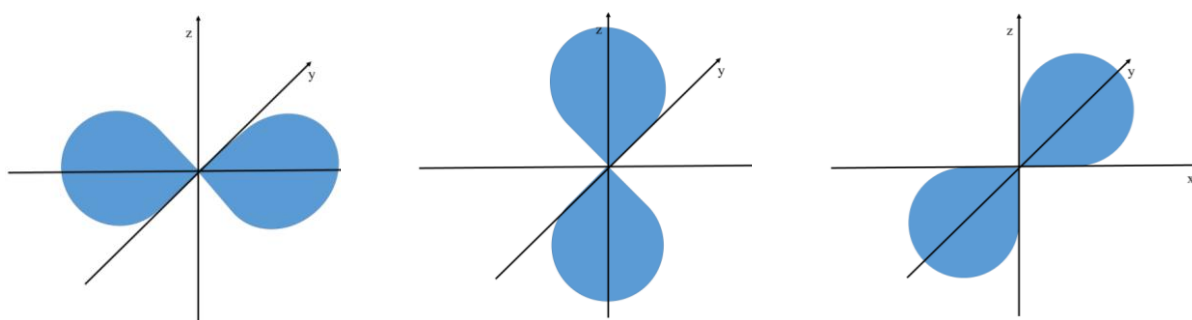
5. ábra. Az elektronfelhő sűrűségének változása az alapállapotú hidrogénatomban az atommagtól való távolság függvényében

Más atomok esetében, ha az atomban több elektron van, azok pályája nem csak gömbszimmetrikus, hanem tengelyszimmetrikus is lehet. A különböző alakú és nagyságú atompályák jelölése s, p, d és f betűkkel történik.

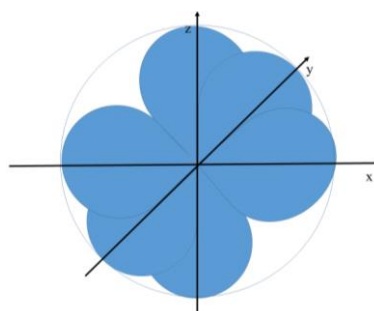
Az s pályák gömbszimmetrikusak, jelölésük az atommagtól való távolság alapján 1s, 2s, 3s, stb. (6. ábra). A p pályák tengelyszimmetrikusak, az atommagtól való távolság jelölése 2p, 3p, stb. (7. ábra).



6. ábra. Az 1s, 2s, 3s-atompályák



a)



b)

7. ábra. a) A p-atompályák; b) A három atompálya együttesen gömbszimmetrikus

A d és f pályák szimmetriaviszonyai ennél bonyolultabbak, így többféle változat alakulhat ki.

Az atommagtól kb. azonos távolságban s pályából csak egyféle, p pályából legfeljebb háromféle (x, y, z térállású), a d pályából ötféle, f pályából pedig hétféle lehetséges.

Az elektronhéjakat számokkal, vagy nagybetűkkel jelöljük:

1. vagy K-héj
2. vagy L-héj
3. vagy M-héj
4. vagy N-héj.

Minden atompályához meghatározott energiaszint tartozik. A magtól távolabbi atompályának magasabb az energiaszintje (8. ábra).

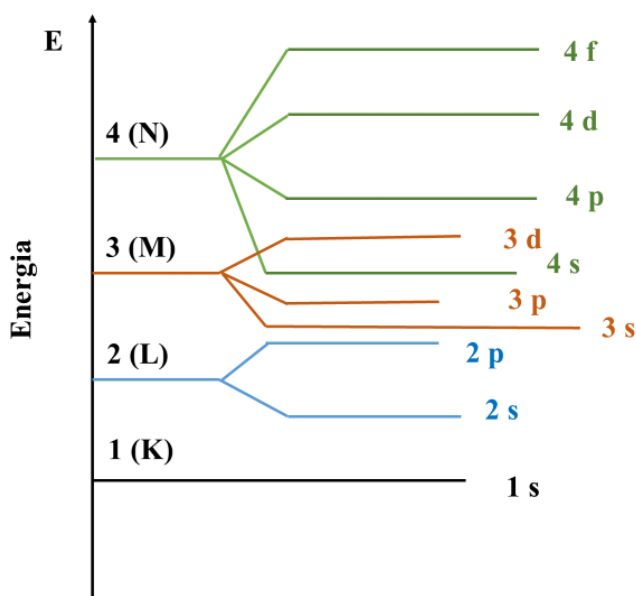
A több elektront tartalmazó atomok **elektroneloszlása** az atompályákon az energiaminimum elve alapján a Pauli-elvet és a Hund-szabályt követve megy végbe.

Az energiaminimum elve: az alapállapotú atomban az elektronok a legkisebb energiájú szabad pályát foglalják el.

A **Pauli-elv:** egy atompályán legfeljebb két elektron lehet (ezek a **párosított elektronok**)

A **Hund-szabály:** az elektronok úgy helyezkednek el az azonos energiájú atompályákon, hogy közülük minél több legyen párosítatlan.

Az előbbieket alapján az egyes atompályákon és elektronhéjakon csak meghatározott számú elektron lehet (7. táblázat).



8. ábra. Az első négy elektronhéjhoz tartozó atompályák energiaszintjei

7. táblázat. Az első négy elektronhéjhoz tartozó elektronok maximális száma

Elektronhéj	Atompálya jelölése	Az elektronok max. száma	
		a pályán	a héjon
1 K	1s	2	2
2 L	2s	2	8
	2p	6	
3 M	3s	2	18
	3p	6	
	3d	10	
4 N	4s	2	32
	4p	6	
	4d	10	
	4f	14	

1.2.2. A periódusos rendszer

A 19. század közepén több ismert kémikus is észrevette, hogy az elemek tulajdonságai és atomtömege között szoros összefüggés van: a tulajdonságok az atomtömegek növekedésével szakaszosan, periodikusan ismétlődnek. Mengyelejev mondta ki 1869-ben, hogy a tulajdonságoknak ez a periodikus váltakozása nem véletlen, hanem alapvető természeti törvény. Ő alkotta meg a periódusos rendszert. Mengyelejev ugyan még nem ismerte a proton, a neutron és az elektron fogalmát, de zseniálisan megalkotott periódusos rendszere ma is megállja a helyét. Az elemek periódusos rendszerben elfoglalt helye ezekkel a fogalmakkal magyarázva sem változik.

Mai tudásunk szerint az elemek periódusos rendszerben elfoglalt helyét – a rendszámot – az atomok protonszáma határozza meg. Amikor az elemek kölcsönhatásba lépnek egymással, többnyire a külső elektronhéjuk változik meg. Azok az atomok mutatnak hasonló tulajdonságokat, amelyek külső elektronhéja – a vegyértékhéja – hasonló.

Az elemeket rendszámuk szerint sorba rendezve úgy, hogy a hasonló vegyértékhéjjal rendelkezők egymás alá kerüljenek, megkapjuk a periódusos rendszert. A vízszintes sorok a **periódusok**, a függőleges oszlopok pedig a **csoportok**.

A periódusok hossza változó, amit az adott – a periódussal azonos sorszámú – elektronhéjon elhelyezkedő elektronok száma határoz meg. Új periódus új héj kezdetét jelenti.

A periódusok jellemzői:

- mindegyik olyan elemmel kezdődik, amelynek vegyértékhéján egyetlen elektron van, és olyanul zárul, amelynek vegyértékhéján 8 elektron van (kivéve az első periódust, amely a héliummal végződik, a vegyértékhéjon 2 elektronnal).
- az egyes periódusokba meghatározott számú (2, 8, 8, 18, 18) elem tartozik.
- bármely elem atomjában az elektronhéjak száma megegyezik annak a periódusnak a sorszámával, amelyikbe az elem tartozik.

**„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”**

Azonos csoportba tartozó elemek kémiai tulajdonságai hasonlóak, mert a külső (vegyérték) héjon ugyanannyi elektron van. A periódusos rendszerben 18 csoport van:

- az első két csoportban az s-pálya töltődik fel (s-mező elemei)
- a III.a - VIII.a. csoportokban a p-pálya töltődik fel (p-mező elemei)
- a III.b - II.b. csoportokban a d-pálya töltődik fel (d-mező elemei)
- a lantánt, ill. aktíniumot követő kétszer 14 elem esetében az f-pálya töltődik fel (f-mező elemei) (9. ábra).

Az egyes csoportokon belül a tulajdonságok periódikusan változnak, a különbségek az atomok méretének változásával magyarázhatók.

A periódusos rendszerben a tulajdonságok tehát periódikusan változnak, ami azt jelenti, hogy ha egyik periódusban valamely tulajdonság balról jobbra növekszik, akkor az minden periódusban balról jobbra növekedni fog. Ha egy tulajdonság egy csoportban felülről lefelé csökken, akkor az a tulajdonság minden csoportban felülről lefelé csökken.

	I.A / 1	II.A / 2	III.B / 3		IV.B / 4	V.B / 5	VI.B / 6	VII.B / 7	VIII.B / 8	VIII.B / 9	VIII.B / 10	IB / 11	II.B / 12	III.A / 13	IV.A / 14	V.A / 15	VI.A / 16	VII.A / 17	VIII.A / 18
1	H																		He
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc		Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y		Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Lanta- noidák	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Akti- noidák	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Jelmagyarázat:

s mező elemei
d mező elemei

p mező elemei
f mező elemei

9. ábra. Az s-, p-, d-, és f-mező elemei

1.2.3. A molekula

Két vagy több, azonos vagy különböző atomból álló többé-kevésbé stabilis részecskék, amelyeket kémiai kötések tartanak össze. Azonos atomokból álló molekulák az ún. elemi gázokban vannak (O_2 , H_2 , Cl_2), de előfordulnak bizonyos elemek gőzeiben is (P_4 , S_2 , S_6 , S_8).

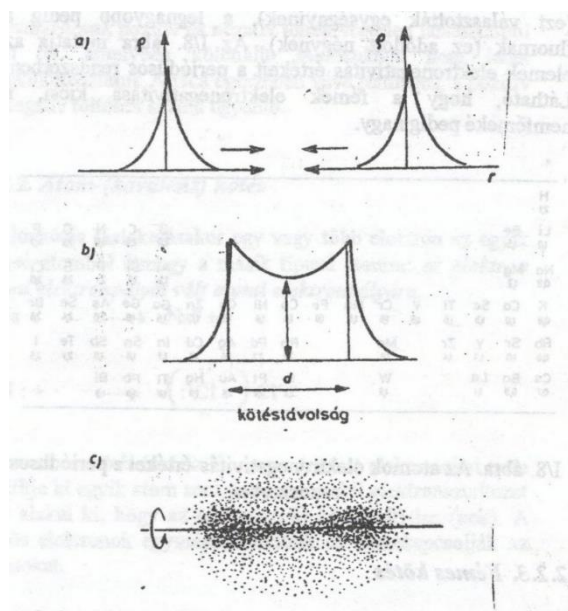
A molekula atomos összetételét a kémiai képlet fejezi ki (pl. a víz - H_2O - egy oxigénatomból és két hidrogénatomból áll). Az atomok közötti kötés a molekulán belül mindig erősebb, mint a molekulák között működő erők.

Ha két atomot közelítünk egymáshoz, mindkét atommag vonzza a másik elektronjait is. Ha tovább közelítjük őket, a két elektronfelhő részben átfedi egymást és sűrűsége a két atommag közötti térrészben megnő. A két atommag környezetében megváltozik a töltéseloszlás, az elektronok a különálló atomok atompályájáról a közös molekulapályára kerülnek át.

A molekulapályák nem gömbszimmetrikusak, az ide kerülő elektronok legnagyobb valószínűséggel az atommagok környezetében, ill. a két atommag közötti térben tartózkodnak. Ez a negatív töltésfelhő csökkenti a két pozitív mag között működő taszítóerőt és a magokat az eredeti állapothoz képest egymás felé vonzza. Ez a vonzás mindaddig érvényesül, amíg a két mag olyan közel kerül egymáshoz, hogy az elektronok közötti taszítás érvényre jut (19. ábra).

Az atomok között közös elektronnépárral kialakított kapcsolat a **kovalens kötés** (ld. 2.2.2. pont). A közös elektronnépár a **kötő elektronnépár**. A kémiai kötésben részt nem vevő elektronnépárok a **nemkötő elektronnépárok**.

Ha a kötést egy elektronnépár hozza létre, akkor **egyszeres**, ha két v. több elektronnépár, akkor **kétszeres v. többszörös kötésről** beszélünk. Egyszerűbb molekulákban az atomokhoz kapcsolódó elektronnépárok számát az atom **vegyértékének** nevezzük.



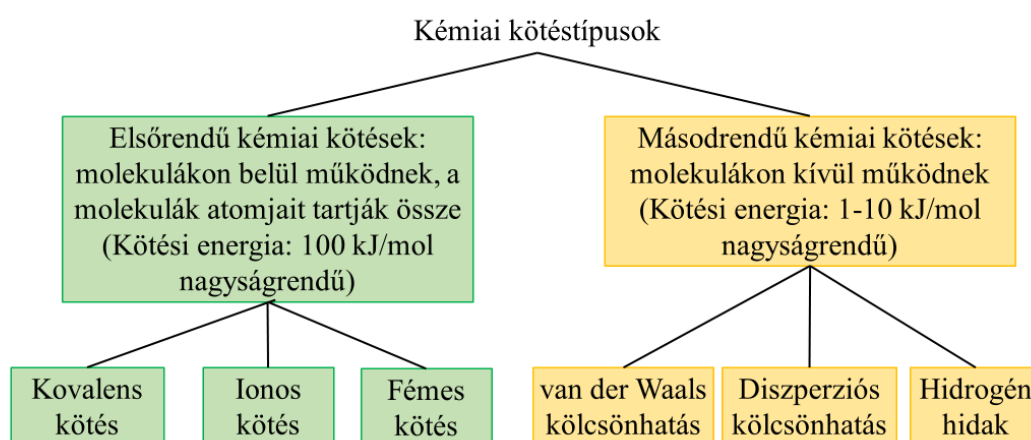
19. ábra. A molekulapálya kialakulása és alakja a hidrogénmolekulában

a) az elektronfelhő sűrűségének eloszlása hidrogénatomokban, b) az elektronfelhő sűrűségének eloszlása hidrogénmolekulában, c) az elektronok megtalálásának valószínűsége a hidrogénmolekulában

1.2.4. Kémiai kötéstípusok

Hiba! A hivatkozási forrás nem található. A különböző elemek atomjai leggyakrabban nem maradnak meg különálló atomoknak, hanem valamilyen kölcsönhatásba lépnek egymással és ennek eredményeképpen **molekulák** keletkeznek – elemi molekulák (O_2), vagy vegyületek (H_2O).

Az atomok közötti kölcsönhatások eredményeként kialakuló kapcsolat a **kémiai kötés****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, melynek típusa és erőssége meghatározza az atomokból felépülő anyagok és halmazok fizikai, valamint kémiai tulajdonságait. A kémiai kötések típusait mutatja a 10. ábra.



10. ábra. A kémiai kötéstípusok áttekintése

1.2.4.1. Elsőrendű kémiai kötések

A kémiai kötések típusát a kapcsolódó atomok elektronegativitásának **összege és különbsége** határozza meg (8. táblázat és 11. ábra).

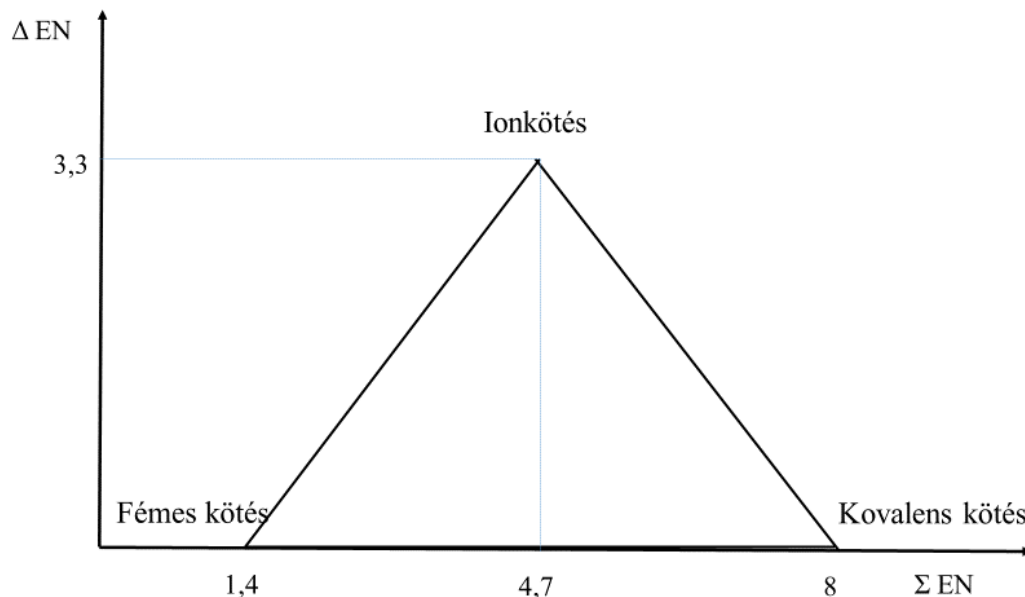
A molekulán belül működő (elsőrendű) kötések erős kötőerőt jelentenek, hiszen ezek tartják össze a molekulát. Ezek a kötőerők még gázhalmazállapotban sem szakadnak fel. Az elsőrendű kötéseknek három típusát különböztetjük meg:

- az ion-kötést,
- a kovalens kötet és
- fémes kötet.

8. táblázat. Az elektronegativitás és a kémiai kötéstípusok kapcsolata

Kötéstípus		ΔEN	ΣEN
Kovalens	apoláris	0	> 4
	poláris	$0 < x < 1,7$	> 4
Ionos		$1,7 < x$	= 4

Fémes	$0 \leq x \leq 1,7$	< 4
-------	---------------------	-------



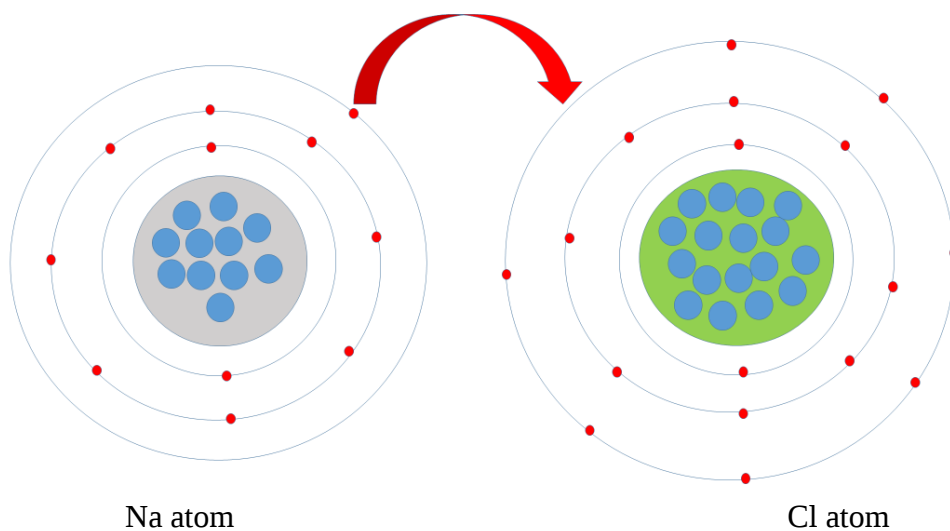
11. ábra. Az elektronegativitás és a kémiai kötéstípusok

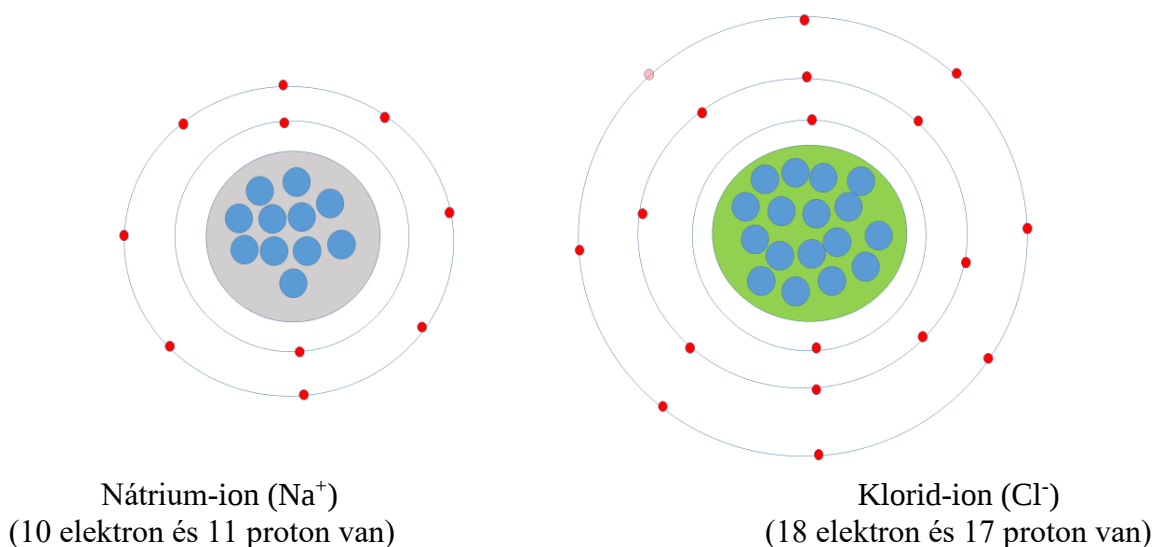
Az elektronegativitásHiba! A hivatkozási forrás nem található. az atomok elektronvonzó képességét jellemző mértékegység nélküli viszonyszám. .

Minél nagyobb a kötésben résztvevő atom elektronvonzó képessége, annál inkább maga köré sűríti a közös elektronpár elektronfelhőjét, tehát annál nagyobb az elektronegativitása. A legkisebb elektronegativitása a lítiumnak van (ezt választották egységnyinek), a legnagyobb pedig a fluornak (ez adódott négynek). A 12. ábra mutatja az elemek elektronegativitás értékeit a periódusos rendszerben. Látható, hogy a fémek elektronegativitása kicsi, a nemfémeké pedig nagy.

H 1																				
Li 3	Be 4															B 5	C 6	N 7	O 8	F 9
Na 11	Mg 12															Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35				
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Mo 42			Rh 45			Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53			
Cs 55	Ba 56	La 57	W 60			Ir 77			Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83						

Az atom kifelé elektromosan semleges töltésű, mert az atommagban lévő minden pozitív töltésű protonnak megvan a negatív töltésű elektron párja az elektronfelhőben. Ha azonban elveszíti egy vagy több elektronját, akkor pozitív, ha pedig felvesz egy vagy több elektront, akkor negatív töltése lesz. Így alakulnak ki az **ionok**. A pozitív töltésűek a **kationok**, a negatív töltésűek az **anionok** (13. ábra).





13. ábra. Az anionok és kationok kialakulása

Az elemek a kémiai reakció során a nemesgáz konfigurációt szeretnék elérni, mert ez a legstabilabb elektronszerkezet (amikor a külső elektronhéjon 8 elektron van). A periódusos rendszer 1-2-3 főcsoportjában az atomok külső elektronhéján 1-2-3 elektron van, ezért ezek az elemek inkább leadják azokat az elektronokat, mint felvegyék a hiányzó 7-6-5 elektront. Az 5-6-7 főcsoportokban lévő elemek külső elektronhéján 5-6-7 elektron van, a nyolcas konfigurációhoz 3-2-1 elektron hiányzik. Ezeknek az elemeknek könnyebb felvenni a hiányzó elektronokat, mint a meglévőket leadni.

Az ionkötés kialakulásakor egy vagy több elektron az egyik típusú atomból átmegy a másik típusú atomra: **az elektron atomi elektronpályát vált atomi elektronpályára.**

Az atomi elektronpálya az atomnak az a része, ahol az elektron nagy (90%-os) valószínűséggel előfordul az atommag körül.

Kevesebbet könnyebb leadni, mint a többet felvenni: az atommag pozitív töltései vonzzák ugyan a negatív töltésű elektronokat, de minél több elektron épülne be a külső elektronhéjba, annál nagyobb lenne a közöttük lévő taszítás, így feltölteni az elektronhéjat a nemesgáz konfigurációig nagyon sok energiába kerülne.

Kevesebbet könnyebb felvenni, mint többet leadni: a külső elektronhéj elektronjai taszítják ugyan egymást, de a sok elektron leadása az atommag egyre növekvő vonzása miatt lesz nehéz, ezért kevesebb energiába kerül a külső elektronhéjat feltölteni, mint megszüntetni (az összes elektront leadni róla).

Ha tehát az atom legkülső elektronhéján kevés elektron van, ezeket az elektronokat könnyen leadhatja, így stabilis elektronszerkezet marad vissza a legkülső héjon (kationok: K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , NH_4^+). Minden fém kation.

Ha a külső elektronhéjon sok elektron van, akkor a stabilis elektronszerkezet kialakítás úgy történik, hogy a szükséges számú elektront felveszi az atom. Így negatív töltésű anionok keletkeznek (Cl^- , Br^- , O^{2-} , S^{2-} , stb.). A nemfémionok általában anionok.

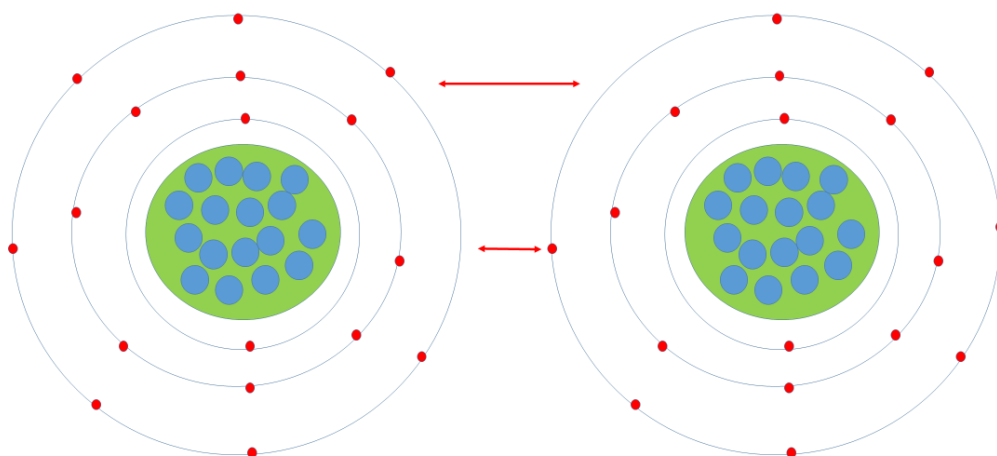
Ha az anionok és kationok megfelelő közelségbe kerülnek egymással, az elektrosztatikus kölcsönhatás miatt kialakul az **ionkötés**. Az ionos kötésű vegyületek vízben és más poláros oldószerekben oldódnak, oldataik és olvadákaik vezetik az elektromos áramot.

Kristályszerkezet pozitív és negatív ionok végtelen láncolatából épül fel, amelyben különálló molekulákat nem lehet megkülönböztetni. A rács egészében véve semleges, a pozitív és negatív töltések száma egyenlő.

Atom-(kovalens) kötés

A **kovalens kötés** kialakulásakor a leadott elektronokat nem sajátítja ki egyik atom sem, hanem a stabil elektronszerkezet úgy alakul ki, hogy az elektront/elektronokat az atomok „kölcsonadják” egymásnak, közösen fogják használni. A közös elektronok egymáshoz húzzák és összekapcsolják az atomokat.

A klórmolekulában két elektront (**egy elektronpárt**) az atomok közösen használnak (delokalizált elektronok = helyhez nem kötött elektronok). **A kovalens kötés kialakulásakor az elektron atomi elektronpályát vált molekulapályára.**



14. ábra. A kovalens kötés kialakulása a klór molekulában

Azokat a helyeket, ahol az elektronok - két vagy több atommag erőterében - nagy (90 %-os) valószínűséggel tartózkodnak, **molekulapályának** nevezzük. A molekulapályákra is érvényesek az atompályákra megfogalmazott elvek (energiaminimumra való törekvés, Pauli-elv, stb.)

A kovalens kötés jellemzői

A kötési energia: a kémiai kötés felbontásához szükséges energia, amit általában kJ/mól egységben adnak meg. A kötési energia nagysága jellemzi a kötés erősségét.

A kötéstávolság: a kötésben résztvevő két atom atommagjának távolsága. A kötéstávolság és a kötési energia nem független egymástól (nagyobb mérethez nagyobb kötéstávolság tartozik, nagyobb kötéstávolsághoz viszont kisebb kötési energia). A kötések számának növekedésével a kötéstávolság csökken, a kötési energia nő.

A kötés poláris vagy apoláris jellege: Ha egy molekulában a közös elektronok egyenletesen (szimmetrikusan) oszlanak meg az atomok között, akkor a kötés **apoláris, egyenletes töltéseloszlású**. Azonos atomok egymáshoz kapcsolódásakor ilyen kötéstípus jön létre (Cl_2). Ha azonban különböző atomok kapcsolódnak egymáshoz, akkor a kötést létesítő elektronpár a nagyobb elektronegativitású (elektronvonzó-képességű) atom felé húzódik el, a kötés **poláris, nem egyenletes töltéseloszlású** lesz (H_2O).

Fémes kötés

A **fémes kötés** sok fémion között kialakuló kötéstípus, amely ionos jelleget is mutat, de lényegét tekintve atom-(kovalens) kötés.

Az **ionos jelleget** az adja, hogy a fématomok elektronleadással pozitív töltésű részecskékké alakulnak és a rácspontokban lévő fémionok (fématomtörzsek) és a leadott elektronok között kialakul az elektrosztatikus vonzóerő. Ez jelenti a kötést.

Az atomtörzs az atom atommagjából és a lezárt elektronpályákból álló része. A vegyértékelektronok nélküli atomrész, amely pozitív töltésű.

A **kovalens jelleg** abból adódik, hogy a leadott elektronok a rácspontok közötti térben molekulapályán mozognak, egyik atom sem sajátítja ki az elektronokat, minden elektron minden atomhoz tartozik. Így kialakul az egész fémtestre kiterjedő óriás molekulapálya, amelyen a nagyszámú közös, delokalizált elektron viszonylag szabadon mozoghat. Ennek eredménye a fémek jó hő- és elektromos áram vezetése és a jó megmunkálhatósága.

1.2.4.2. Másodrendű kötések

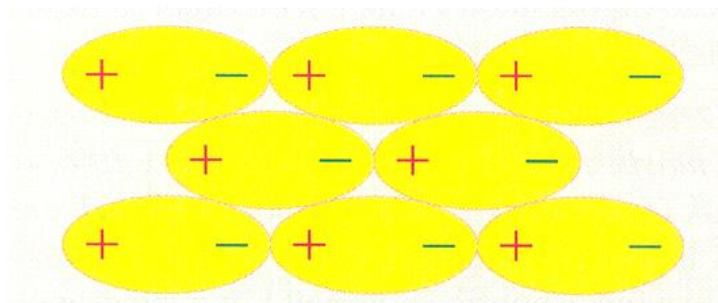
A molekulák közötti kölcsönhatások a molekulán belül működő (elsőrendű) kötéseknel lényegesen gyengébbek, úgynevezett **másodrendű kötések**. A másodrendű kötéseknek három típusát különböztetjük meg:

- a van der Waals-kötést,
- a diszperziós kölcsönhatást és
- a hidrogénkötést.

A van der Waals-kötés

A **van der Waals-kötés: dipólusmolekulák halmazában** (pl. CHCl_3 , H_2O stb.) az ellentétes pólusok vonzzák, az azonosak pedig taszítják egymást. Emiatt a molekulák ellentétes pólusaikkal fordulnak egymás felé. Az irányított elhelyezkedés következtében rendezett molekulacsoportok alakulnak ki. A dipólusmolekulák ellentétes pólusai közötti vonzást, amely a molekulákat összetartja, **van der Waals-kötésnek** nevezzük (15. ábra).

A sok dipólusmolekulából álló molekulahalmaz rendezettsége a hőmérséklet növekedésekor részben vagy teljesen felbomlik. A hőmérséklet csökkentésekor a hőmozgás lassul, a rendezettség ismét helyreáll.

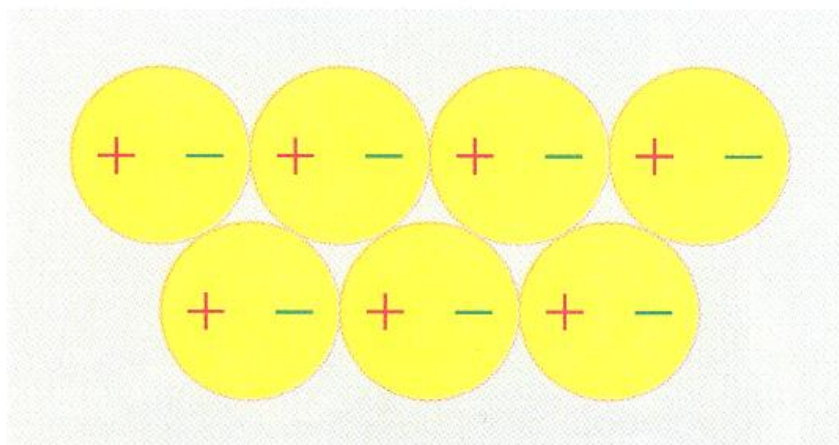


15. ábra. Poláris molekulák közötti dipólus-dipólus kölcsönhatás (van der Waals-kötés)

A diszperziós kölcsönhatás

A széntetraklorid (CCl_4) és a szén-diszulfid (CS_2) molekulái apolárisak, de a megszokott körülmények között mégis folyadékok. Alacsony hőmérsékleten és nagy nyomáson még a hidrogén, az oxigén, sőt a nemesgázok is cseppfolyósíthatók. **Apoláris molekulák** között kialakuló kapcsolat.

A kölcsönhatás ebben az esetben átmeneti dipólusok képződésére vezethető vissza. A molekulák elektronburkában ugyanis az atommagok állandóan rezegnek. Az atommagok kimozdulásakor viszont a töltéseloszlás szimmetriája megszűnik, és a molekula - átmenetileg - gyenge dipólussá válik. Halmazban az átmeneti dipólusok ellentétes pólusai az állandó dipólusokhoz hasonlóan vonzzák, rendezik egymást (16. ábra).

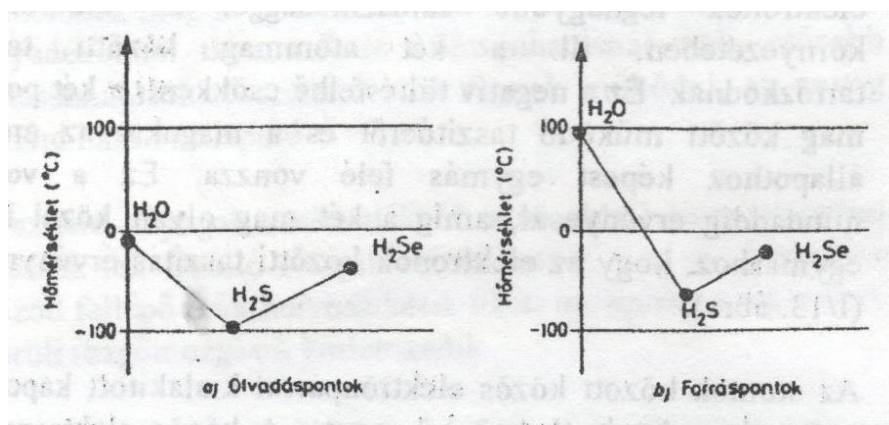


16. ábra. Apoláris molekulák között fellépő diszperziós kölcsönhatás (gyenge van der Waals-kötés)

A hidrogénkötés

A hidrogénkötés: Az olvadáspont és a forráspont összefügg az atom-, illetve molekulaszervezettel. Az anyagok szerkezetének ismeretében megbecsülhetők ezek az anyagi állandók. Mégis előfordul, hogy a mérés és az előzetes becslés között jelentős eltérés mutatkozik. A "rendellenesen" viselkedő anyagok két közös sajátosságban megegyeznek: molekuláik hidrogént tartalmaznak, és hidrogénatomjaik nagy elektronegativitású atomokhoz (N, O, F) kötődnek. Emellett a nagy elektronegativitású atomhoz **nemkötő elektronpárok** is tartoztak. A víz is ilyen anyag.

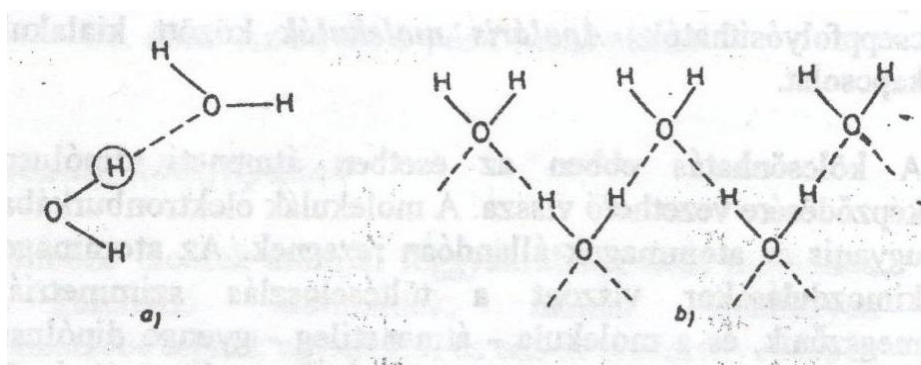
Hasonlítsuk össze az 17. ábrán feltüntetett vegyületek olvadás- és forráspontját!



17. ábra. Az oxigéncsoport fontosabb hidrogénvegyületeinek olvadás és forráspontja

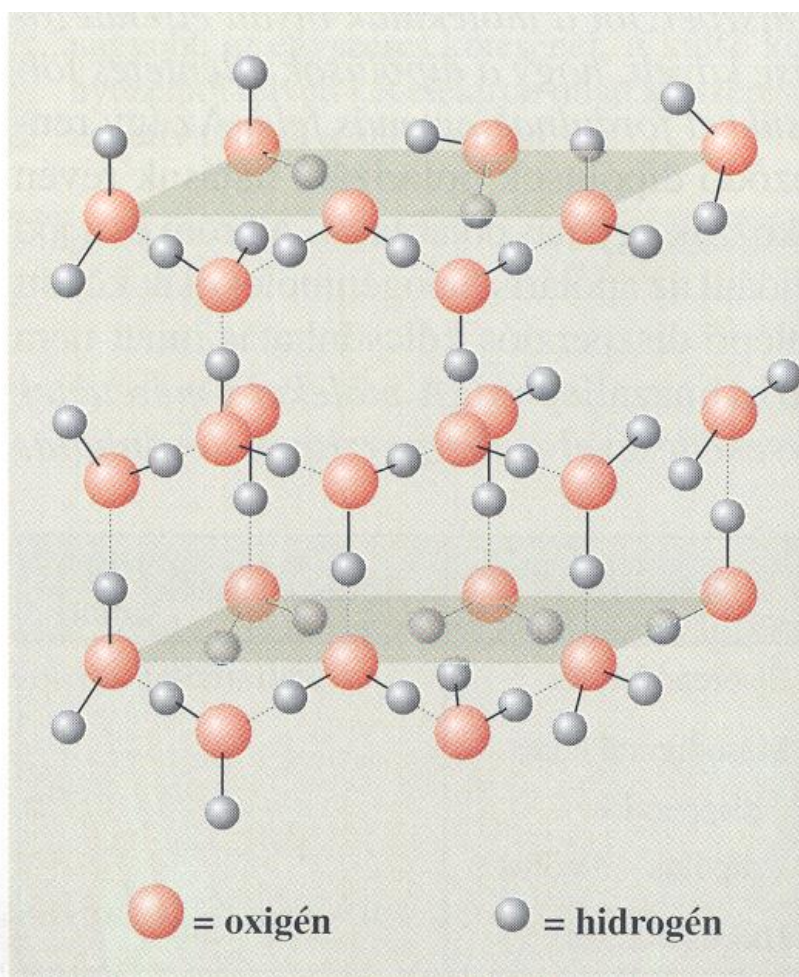
Az ábrán szereplő molekulák mind polárisak. Méretük és tömegük H₂O, H₂S, H₂Se sorrendben nő. Legkisebb tehát közülük a vízmolekula, amiből az következne, hogy a víz molekulái között leggyengébb a kölcsönhatás. Mégis a víz olvadás- és forráspontja a legmagasabb. A rendellenes viselkedés arra utal, hogy a vízmolekulákat a van der Waals-kötésnél erősebb kapcsolat tartja össze. Jelenlétét éppen a "rendellenesen" magas olvadás- és forráspont jelzi.

A vízmolekulák erős kapcsolódását a következőképpen magyarázzuk: a molekulában a kötő elektronpárok az oxigénatom felé húzódnak, az O–H kötések erősen polárisak. Emellett az oxigénatomhoz két nemkötő elektronpár is tartozik. Az oxigénatom nemkötő elektronpárjával kötésbe lép egy másik vízmolekula elektronhiányos hidrogénatomja. Így a hidrogénatom két vízmolekulát kapcsol össze: az egyikhez poláris kovalens, a másikhoz lazább, úgynevezett **hidrogénkötéssel** kapcsolódik (18. ábra). A hidrogénkötés a kovalens kötésnél gyengébb, de a van der Waals-kötésnél kb. 10-szer erősebb.



18. ábra. Hidrogénkötések kialakulása

a) két vízmolekula között, b) a víz egy molekulája négy másik vízmolekulával kötődhet hidrogénkötéssel.



A jég szerkezete

Ellenőrző kérdések és feladatok

- 1) Határozza meg a következő fogalmakat: vegyjel, kémiai képlet. Mit jelentenek (jeleznek) ezek a fogalmak?
- 2) Mennyi a tömege a következő anyagoknak:
 - a) 2 mol oxigénatom
 - b) 2 mol oxigénmolekula
 - c) 10 mol hidrogénatom
 - d) 5 mol hidrogénmolekula
 - e) 0,1 mol széndioxid-molekula
 - f) 0,5 mol vízmolekula?
- 3) Hány mol az anyagmennyisége a következő anyagoknak:
 - a) 30 g szénatom
 - b) 45 g vízmolekula
 - c) 49 g kénsavmolekula
 - d) 6 kg magnéziumatom?
- 4) Melyik gáz 16 g-j tartalmazza a legtöbb molekulát?
 - a) oxigén (O_2)
 - b) hidrogén (H_2)
 - c) metán (CH_4)
 - d) széndioxid (CO_2).

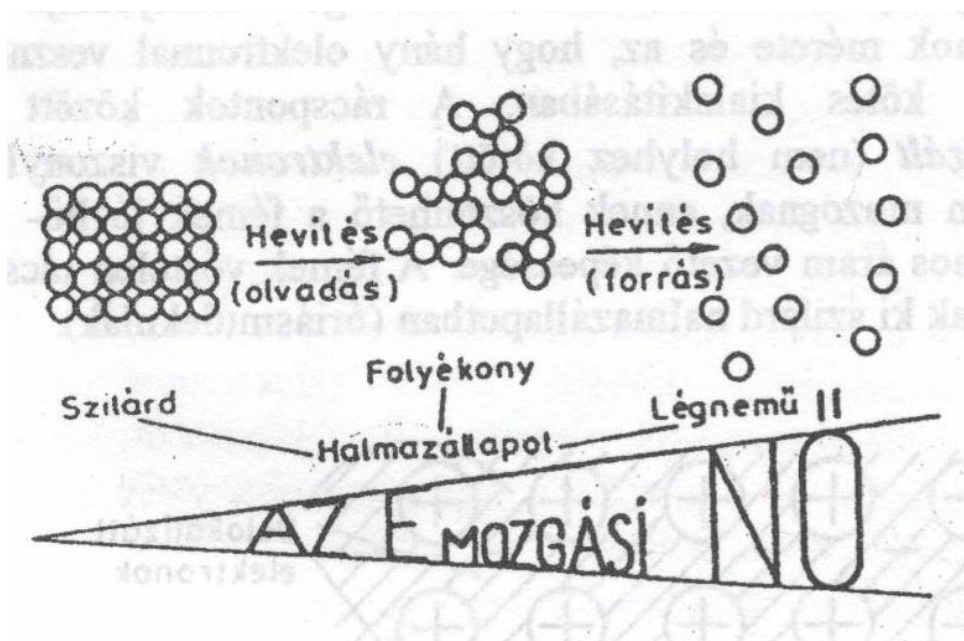
1.3. Anyagi rendszerek

A halmazok olyan anyagi rendszerek, amelyekben nagyszámú atom, molekula, ill. ion található. Ezek nem tekinthetők csupán sok atomnak, ionnak, vagy molekulának, mert ezek között az anyagi részecskék között különböző kölcsönhatások (másodlagos kötések) lépnek fel, amelyek kis hatótávolságúak. A halmazban fellépő kölcsönhatásokat gyengíti a **hőmozgás**. Magasabb hőmérsékleten nagyobb sebességgel mozognak a részecskék, könnyebben eltávolodnak egymástól. A halmazok keletkezése energiaszabadulással járó folyamat.

Teljesen önálló (diszkrét) molekulák csak légnemű halmazállapotban léteznek. Kisebb hőmérsékleten (amikor a hőmozgás kisebb mértékű) a részecskék közelebb kerülnek egymáshoz, a részecskék közötti vonzerő erősödik. Emiatt a poláris és apoláris molekulák nagyobb egységekké (folyékony vagy szilárd halmazokká) kapcsolódnak össze. Közvetlenül, kémiai kötéssel is alakulhatnak ki halmazok önálló molekula képződése nélkül (pl. NaCl, SiO₂ - ion-, ill. molekularácsok).

1.3.1. Halmazállapotok

Az anyagi rendszereket három halmazállapotba soroljuk: gáz- (gázok, gőzök), cseppfolyós- (folyadékok) és szilárd halmazállapot (szilárd rendszerek). Az, hogy egy anyag éppen milyen halmazállapotban van, függ a részecskék között ható erőktől, a hőmérséklettől és a nyomástól (20. ábra).



20. ábra. Halmazállapotok

1.3.1.1. Gázok, gáztörvények

A **gázokat** a nemesgázok kivételével **önálló molekulák** alkotják. a molekulák állandó gyors mozgásban vannak, ütköznek egymáshoz és az edény falához. Az edény falába ütköző molekulák hozzák létre a **gáz nyomását**. Mivel önálló molekulák, közöttük semmiféle kölcsönhatás nincs, szabadon mozognak, a rendelkezésükre álló teret mindig egyenletesen töltik ki. Ezért a gázoknak nincs önálló alakjuk. Ha a rendelkezésre álló tér nagy, a molekulák hosszabb úton mozoghatnak ütközés nélkül (kisebb nyomás), ha ugyanazon gázmennyiség esetén szűkítjük a teret, az ütközések száma növekedni fog (nő a nyomás).

Ha az adott térben a molekulák eloszlásában egyenlőtlenség van, akkor fellép a diffúzió jelensége, amelynek eredményképpen egy idő után a térkitöltés egyenletes lesz. A **diffúzió** tehát mozgást jelent, amely mozgás az egyenletes térkitöltés (koncentráció kiegyenlítődé) irányába megy végbe és mindaddig tart, amíg ez a kiegyenlítődé (egyensúly) létre nem jön. Ezután már csak hőmozgás van, amely mozgásnak nincs kitüntetett iránya.

Szobahőmérsékleten azok az anyagok gázhalmazállapotúak, amelyeknek kicsi a tömege és apoláros, ill. gyengén poláros molekulákból állnak. Ezeknél az anyagoknál nagy a hőmozgás sebessége. A hőmozgás haladó mozgás, melynek átlagos energiája adott hőmérsékleten állandó érték:

$$E_m = \frac{m \cdot v^2}{2} \quad \left[\text{kg} / \text{mol} \cdot \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2} \right]$$

ahol: E_m = átlagos mozgási energia (J/mol)

m = a molekula tömege (kg/mol)

v = a molekula sebessége (m/s)

Mivel E_m = állandó, ebből következik, hogy kisebb tömeghez nagyobb sebesség tartozik.

A gázhalmazállapotú anyagi rendszereket **állapotjelzőkkel** jellemezhetjük. Ezek a **nyomás (p)**, a **térfogat (V)** és a **hőmérséklet (T)**. Tetszőleges nyomású és hőmérsékletű gáz térfogatát kiszámíthatjuk **az általános gáztörvény** alapján:

$$pV = nRT$$

amely szerint adott anyagmennyiségű (n ; kmol) gáz nyomásának (p ; Pa) és térfogatának (V ; m³) szorzata egyenesen arányos a gáz kelvinben mért hőmérsékletével (T ; K). Az arányossági tényező az **egyetemes gázállandó** ($R = 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$)

Avogadro gázokra vonatkozó törvénye: Az azonos nyomású és hőmérsékletű gázok egyenlő térfogataiban – az anyagi minőségtől függetlenül – azonos számú molekula van, ill. a gázok azonos számú molekulája azonos hőmérsékleten és nyomáson egyenlő térfogatot tölt be. A moláris térfogat mértékegysége: dm³/mol (1molnyi – $6 \cdot 10^{23}$ db molekula – mennyiségű gáz térfogata).

Az egyesített gáztörvény:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Ahol:

- p = a gáz nyomása (Pa, kPa, Mpa, stb., csak az egyenlet mindkét oldalán ugyanabban a mértékegységben, mert a mértékegységek átváltása szorzással történik).
- v = a gáz térfogata (cm^3 , dm^3 , m^3 stb., csak az egyenlet mindkét oldalán ugyanabban a mértékegységben, mert a mértékegységek átváltása szorzással történik),
- T = a gáz hőmérséklete (Kelvin – K – a hőmérsékletet összeadással váltjuk át $^{\circ}\text{C}$ -ből Kelvinbe; $0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$)

. táblázat. A gázok moláris térfogata

Állapot	Moláris térfogat [dm^3/mol]
Standard (25°C; 0,1 MPa)	24,5
Szobahőmérséklet (20°C; 0,1 MPa)	24
Normál (0°C; 0,1 MPa)	22,41

1.3.1.2. Folyadékok

Ha a gázhalmazállapotú anyagok hőmérsékletét csökkentjük, vagy nyomását növeljük, cseppfolyós halmazállapotúvá válnak. Ekkor a hőmozgás energiája csökken, a molekulák olyan közel kerülnek egymáshoz, hogy közöttük kölcsönhatás léphet fel, már nem mozoghatnak szabadon. Érvényre jutnak a másodlagos kötőerők (van der Waals- és hidrogénhid kötések; lsd. 2.2.4. pont)

A folyadékoknak önálló térfogatuk van, gyakorlatilag összenyomhatatlanok és felveszik az edény alakját.

A folyadékokat melegítve nő azoknak a részecskének a száma, amelyek mozgási energiája elég nagy ahhoz, hogy legyőzze a szomszéd részecskék vonzóerejét, így kiléphessenek a folyadékból és gőzzé alakuljanak. Ez a folyamat a **párolgás**. A hőmérséklet további emelésével a folyadék belsejében is megindul a gőzképződés buborékok formájában. Azt a hőmérsékletet, ahol ez a jelenség bekövetkezik, a folyadék **forráspontjának** nevezzük.

1.3.1.3. Szilárd anyagok

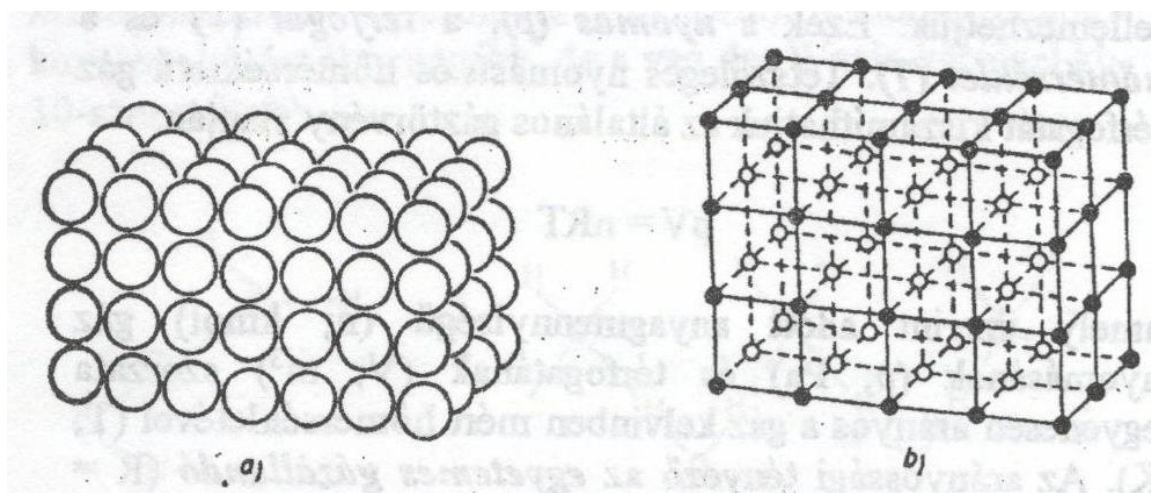
Ha egy folyékony halmazállapotú anyag hőmérsékletét tovább csökkentjük, a hőmozgás energiája még kisebb lesz, a részecskék még közelebb kerülnek egymáshoz és közöttük a folyadékoknál tapasztalható kölcsönhatásnál még erősebb kölcsönhatások, összetartó erők fognak működni, az anyag szilárd halmazállapotúvá válik.

A szilárd anyagok molekulákból, atomokból vagy ionokból épülnek fel. Önálló alakjuk és térfogatuk van, a részecskék között fellépő erők helyhez kötik őket, mozgásuk csak e hely körüli rezgőmozgásra korlátozódik.

A hőmérséklet növelésekor ennek a rezgőmozgásnak az amplitúdója megnövekszik, az anyag előbb-utóbb megolvad. Az **olvadásponton** a kristályt felépítő részecskék - a kilengés következtében - ütköznek egymással, ezért a kristályrács szétesik. Olvadáskor a szomszédos részecskék közötti átlagos távolság csak kis mértékben növekszik, ezért olvadáskor a halmaz térfogatváltozása is kismértékű lesz.

Attól függően, hogy a szilárd testekben milyen mértékű a részecskék rendezettsége, megkülönböztetünk **kristályos és amorf anyagokat**.

A **kristályos anyagokban** a részecskék rendezettsége nagyfokú, az alkotórészek meghatározott irányban és távolságban helyezkednek el, ún. **kristályrácsot** alkotnak (21. ábra). A kristályrácsoknak azok a pontjai, ahol a molekulák, atomok vagy ionok elhelyezkednek a **rácsponatok**.



21. ábra. Kristályrács

a) a részecskék térkitöltése, b) a kristályrács egyszerűsített modellje

Az **amorf** (alaktalan) **anyagokban** az alkotórészek elhelyezkedése nem teljesen szabályos. A részecskék közötti kötőerők nagysága ennek következtében változó, emiatt ezek az anyagok (pl. üveg) nem egy meghatározott hőmérsékleten olvadnak meg (mint pl. a jég), hanem fokozatosan lágyulnak.

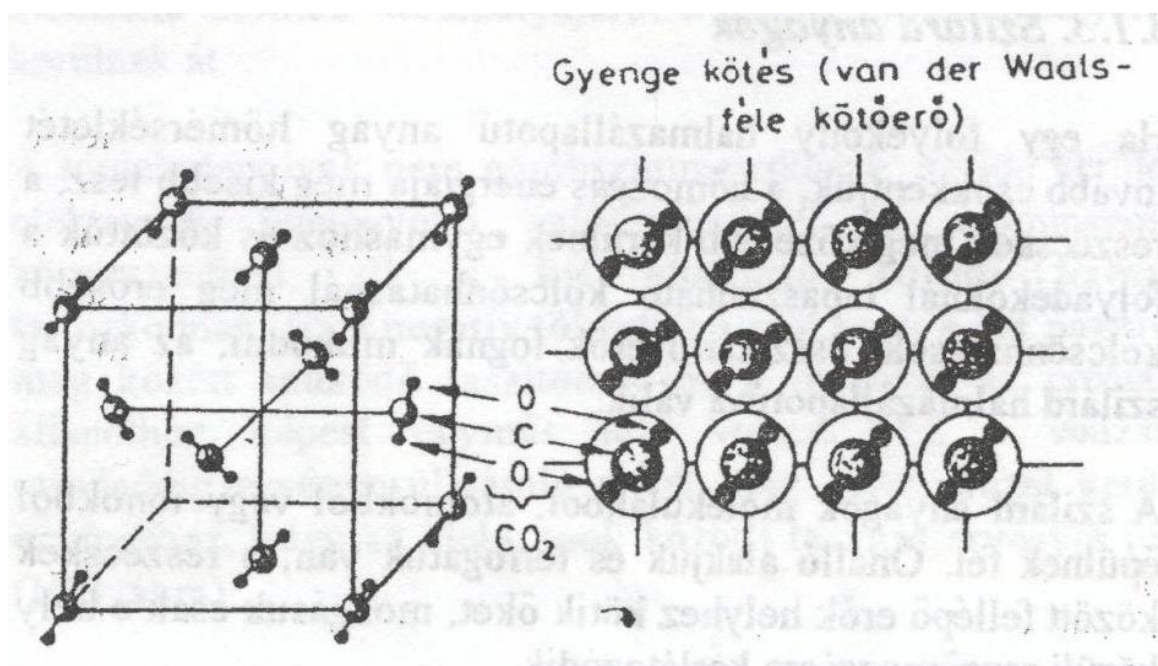
A kristályos anyagok tulajdonságait (olvadáspont, forráspont, keménység, oldhatóság) elsősorban a részecskék között működő erők nagysága határozza meg. Ez alapján négyféle kristálytípust különböztetünk meg.

A **molekularácsos kristályok** rácspontjaiban önálló molekulák vannak (pl.: cukor, naftalin, jód, széndioxid). Közöttük másodlagos kémiai kötőerők működnek, ezért olvadáspontjuk és keménységük kicsi. (22. ábra)

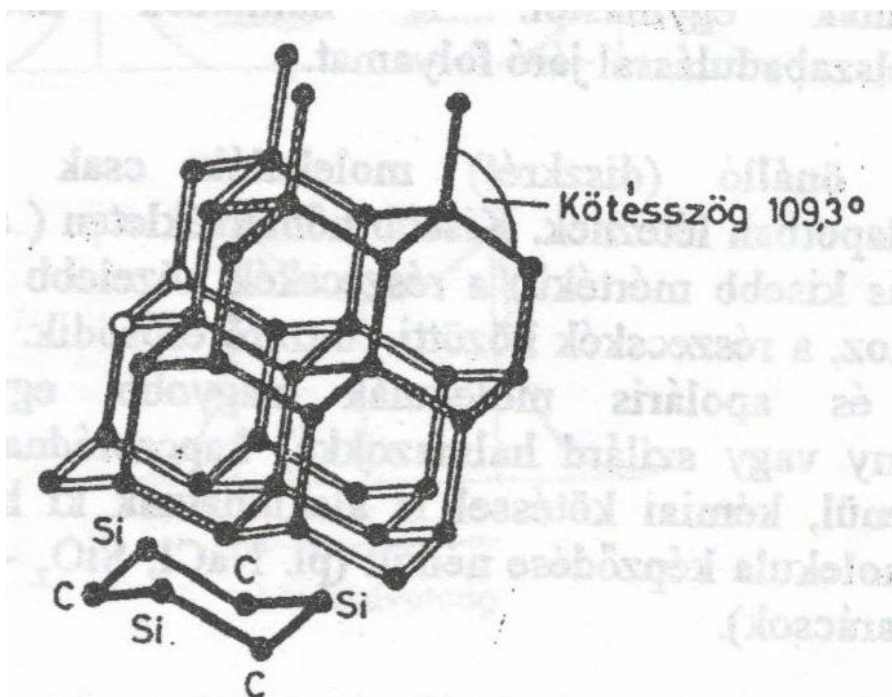
A gyenge összetartó erők miatt a részecskék a molekularácsból viszonylag könnyen szabaddá válhatnak, így melegítéskor gőzzé alakulnak a folyékony halmazállapot kihagyásával. Ez a jelenség a **szublimáció** (jód, naftalin, széndioxid).

Az **atomrácsos kristályok** rácspontjaiban atomok (ill. atomtörzsek) vannak, amelyek erős kovalens kötéssel (ld. 2.2.2. pont) kapcsolódnak egymáshoz, minek következtében az ilyen anyagok nagyon kemények, olvadáspontjuk igen magas, közönséges értelemben vett oldószerük nincs.

Atomrácsban kristályosodik a gyémánt (C), amely legkeményebb ismert anyag, de egyes vegyületek is kristályosodhatnak így (SiO_2 - szilíciumdioxid, kvarc; SiC - szilíciumkarbid; ZnS - cink-szulfid) (23. ábra).



22. ábra. Molekularács



23. ábra. A szénatomok és szilíciumatomok tetraéderez rendje a szilícium-karbid (SiC) kristályrácsában

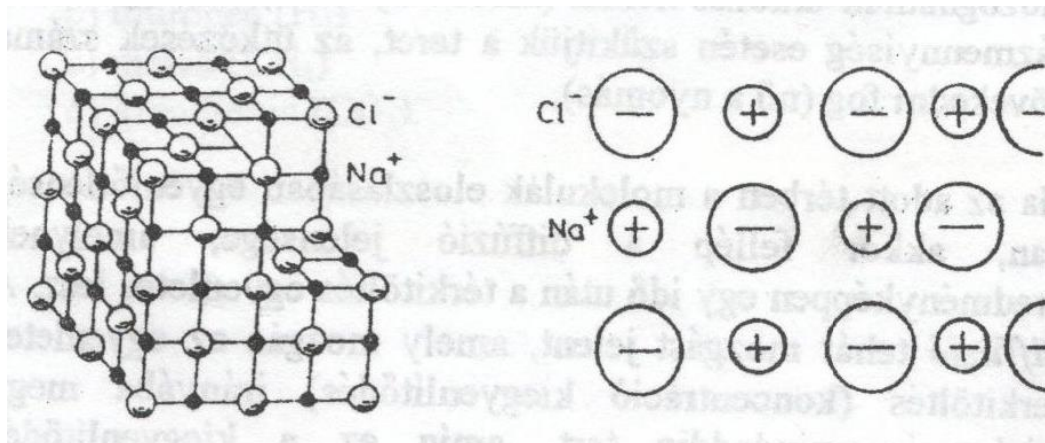
(a SiC kristályrácsa hasonlít a gyémánt kristályrácsához)

A **fémrácsos kristályok** rácspontjaiban fématomtörzsek vannak (24. ábra). A rácsot a fémes kötés tartja össze (ld. 2.2.3. pont). A fémes kötés erősségét befolyásolja a fématomok mérete és az, hogy hány elektronnal vesznek részt a kötés kialakításában. A rácspontok között a **delokalizált** (nem helyhez kötött) **elektronok** viszonylag szabadon mozognak, ennek köszönhető a fémek jó hő- és elektromos áram vezető képessége. A fémek végtelen rácsot alakítanak ki szilárd halmazállapotban (óriásmolekulák).



24. ábra. A fémes rács (fémes kötés)

Az **ionrácsos kristályok** rácspontjaiban ionok vannak (NaCl) (25. ábra). A rácsot a rácspontokban elhelyezkedő ellentétes töltésű ionok között működő elektromos kölcsönhatás, az ionkötés tartja össze. Mivel ez erős elsőrendű kötőerőt jelent, ezek az anyagok kemények, magas olvadáspontúak.



25. ábra. Ionrács (NaCl)

Szilárd állapotban nem vezet az elektromos áramot, mert az ionok helyhez kötöttek, de olvadáskor vagy oldódáskor a rács megbomlik, megszűnik az ionok helyhez kötöttsége és elektromosan vezetővé válnak.

. táblázat. Az egyes halmazállapotok összehasonlítása

Benne	Szilárd anyagok	Folyadékok	Gázok
a részecskék távolsága	kicsi	kicsi	nagy
a részecskék mozgása	kristályos anyagokban csak rezgés, amorf anyagokban esetleg lassú elgördülés	rezgés, forgás, a részecskék elgördülhetnek egymáson („lyukvándorlás”)	rezgés, forgás, egyenes vonalú egyenletes mozgás, időnkénti ütközések
a részecskék kölcsönhatása	jelentős	jelentős	igen kicsi, elhanyagolható
a halmaz térfogata	A környezeti paraméterektől csak kismértékben függ		változó
a halmaz alakja	Állandó (kristályos állapotban)	változó	változó
A fentiekből adódó főbb fizikai sajátságok	amorf anyagokban igen lassú diffúzió	felületi feszültség, diffúzió	érvényes Avogadro törvénye, diffúzió

1.3.2. Homogén rendszerek

Az anyaghalmazokat a bennük található részecskék típusa, mérete és eloszlása szerint feloszthatjuk **tiszta anyag****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**okra (elemek és vegyületek), **elegy****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ekre és **keverék****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ekre. Az első kettő **homogén****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, a harmadik **heterogén rendszer****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**.

A **homogén** (egynemű) **rendszerekben** makroszkópiusan észlelhető határfelület**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ek nincsenek, egyetlen fázis**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ból állnak, a részecskék nagysága 1 nm (10^{-9} m) alatt van és a halmaz összetétele a rendszer minden pontján azonos. Tartalmazhatnak egy vagy több alkotórészt (komponens**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**).

Az **egykomponensű****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ek a **tiszta anyagok** (elemek és vegyületek). Bennük csak egyetlen alkotórész (atom, ionpár, molekula) van.

A **többkomponensű****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ek az **elegyek**. Bennük többféle alkotórész található (cukoroldat). Ezek a többkomponensű homogén rendszerek lehetnek gázelegyek (pl. a levegő), folyadékelegyek (pl. etanol-víz), gáz-folyadék elegyek (pl. oxigén oldódása vízben), szilárd-folyékony elegyek (pl. NaCl-oldat).

Ha az **egyfázisú****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (egy- vagy többkomponensű) **rendszer** összetétele a térben változó, akkor **inhomogén rendszer****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ről beszélünk (pl. különböző sűrűségű rétegeket tartalmazó kénsav - H_2SO_4 - oldat). Az inhomogén rendszerek pl. keveréssel homogénné tehetők. Mivel ezekben a rendszerekben fellép a diffúzió**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (ld. 3.1.1. pont), egy idő után a rendszer beavatkozás nélkül is homogénné válik.

1.3.2.1. Oldatok

Az **oldat****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** két vagy többféle anyag homogén keveréke, olyan két vagy többkomponensű elegy, amelyben egyik komponens az **oldószer****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, a többi az **oldott anyag****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**. Oldószernek általában a nagyobb mennyiségben jelenlévő anyagot értjük - folyadék-folyadék elegyeknél. Szilárd - folyadék elegyek esetében a folyékony halmazállapotú komponenst tekintjük oldószernek (pl. NaCl-oldott anyag, H_2O -oldószer - NaCl-oldat).

1.3.2.2. Az oldódás folyamata

Az **oldódás****Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** az oldószer és az oldandó anyag**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** részecskéi között lévő kölcsönhatás következménye, melynek eredményeképpen a szilárd anyag részecskéi kiszabadulnak a kristályrács**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ból, elkeverednek az oldószerrel, majd a két anyag alkotórészei között másodlagos kötések alakulnak ki.

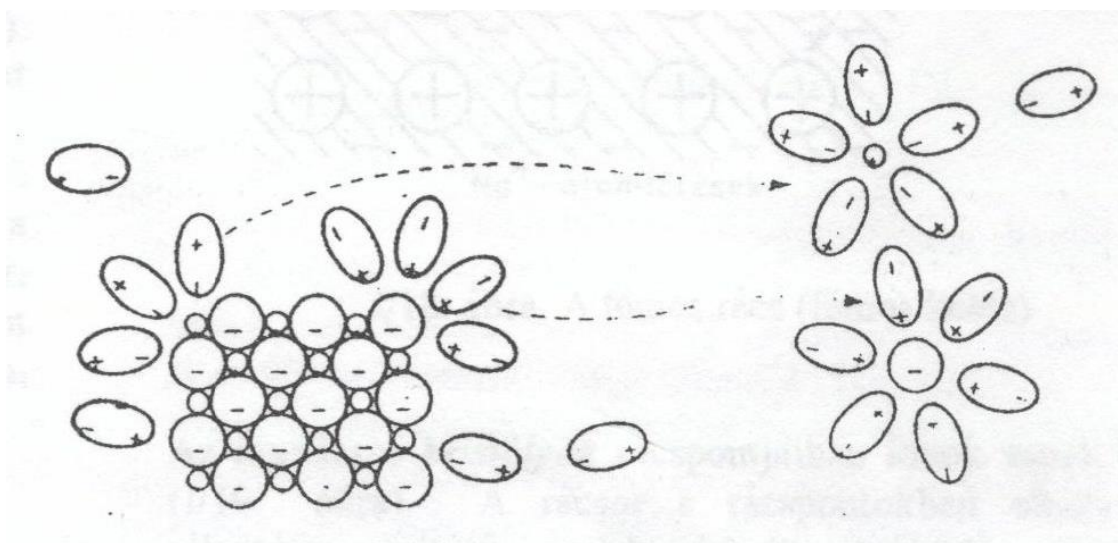
Az apoláros molekulákból felépülő anyagok a tapasztalatok szerint apoláros oldószerekkel oldhatók jól, poláros vegyületek pedig poláros oldószerekkel. Sok vegyületnek (cukor, alkohol) azért jó oldószere a víz, mert molekulái a vízmolekulákkal hidrogénkötésHiba! A hivatkozási forrás nem található.eket tudnak létesíteni.

Kristályos vegyületek oldódásakor, miközben a részecskék kilépnek a kristályból, egy ellentétes folyamat is lejátszódik: egy-egy oldott ion a kristály felületével érintkezve megtapad rajta. Kezdetben az oldódás sebessége nagyobb, mint a kikristályosodásé, az oldat töményedésével viszont nő a kikristályosodás sebessége is. Ha elegendő szilárd anyag van jelen, a két ellentétes folyamat egyensúlyHiba! A hivatkozási forrás nem található.ba jut egymással, vagyis időegység alatt ugyanannyi részecske lép ki a kristályrácsból, mint amennyi beépül oda. Ebben az esetben az oldószer már nem tud több szilárd anyagot feloldani (ha a nyomást és a hőmérsékletet nem változtatjuk), az oldat telítettHiba! A hivatkozási forrás nem található.é válik.

Az anyagok oldhatóságHiba! A hivatkozási forrás nem található.a (egységnyi térfogatban adott hőmérsékleten és oldószerben mennyi képes feloldódni) függ az oldandó anyag és az oldószer anyagi minőségétől, a hőmérséklettől, egyes esetekben (gázok) a nyomástól. A hőmérséklet növekedésével az oldhatóság általában növekszik. (Kivéve a gázokat! A gázok oldhatósága a hőmérséklet növelésével csökken, a nyomás növelésével viszont növekszik.)

A víz a legelterjedtebb és gyakorlati szempontból legfontosabb oldószer. Általában jól oldja az ionvegyületeket és a poláris molekulájú anyagokat, rosszul az apolárisokat. Ha különböző anyagokból vizes oldatot készítünk, legtöbbször felmelegedést vagy lehűlést tapasztalunk. Az oldódást energiaváltozásHiba! A hivatkozási forrás nem található.t kíséri. Az energiaváltozást azzal magyarázzuk, hogy a feloldott anyag részecskéi és az oldószer-molekulák között kölcsönhatás lép fel, amelynek eredményeképpen kötések bomlanak fel, és új, többnyire másodrendű kötések alakulnak ki.

Ionkristályok oldásakor a kristályrácsban lévő ionokat körülveszik a víz dipólusmolekulHiba! A hivatkozási forrás nem található.ái. A vízmolekulák ellentétes pólusaikkal fordulnak az ionok felé, és az elektromos kölcsönhatás következtében az ionok körül vízburok, hidrátburokHiba! A hivatkozási forrás nem található. keletkezik (26. ábra). A hidrátburok kialakulásának folyamatát hidratációHiba! A hivatkozási forrás nem található.nak nevezzük. A hidratáció - mint a kötések kialakulása általában - **alacsonyabb energiájú állapothoz vezet, energiadisszipációval jár.** (Ha az oldószer nem víz, akkor az oldószerburok kialakulását solvatacióHiba! A hivatkozási forrás nem található.nak mondjuk.) Egy ion és egy vízmolekula közötti kötés (elektromos kölcsönhatás) - kötési energiája alapján - a másodrendű kötések közé tartozik. A **hidratációs energia**Hiba! A hivatkozási forrás nem található. azért válik mégis jelentős nagyságúvá, mert az egyes ionok egyszerre több vízmolekulával létesítenek kapcsolatot.



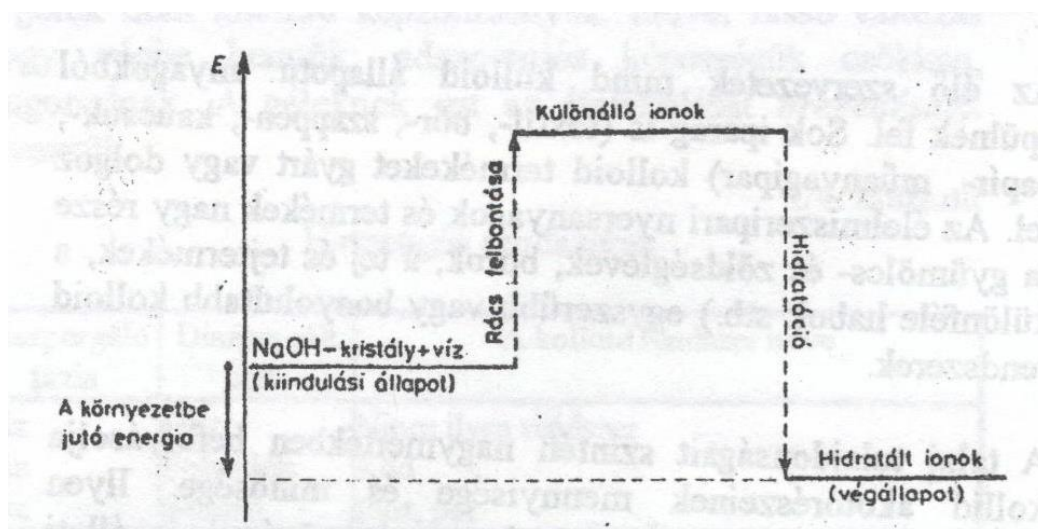
26. ábra. Az ionvegyületek oldódásának folyamata

A hidratáció során felszabaduló energia teszi lehetővé, hogy az ionok kilépjenek a kristálysíkból. Amikor a hidratált ionok elszabadulnak a kristály felületéről, a vízmolekulák újabb iont vesznek körül vízburokkal. Végül - ha elegendő az oldószer - a kristály teljesen feloldódik. Az oldatban hidratált ionok vannak. A vízburok csökkenti az ellentétes töltésű ionok közötti vonzást, akadályozza az ionok rácsba rendeződését. A hidratált ionok hőmozgásuk során elkeverednek a főlegben lévő oldószer-molekulákkal.

Az **ionvegyületek oldódásakor** tehát két folyamattal kell egyidejűleg számolnunk: az egyik a **hidratáció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, a másik a **kristálysík felbomlása**.

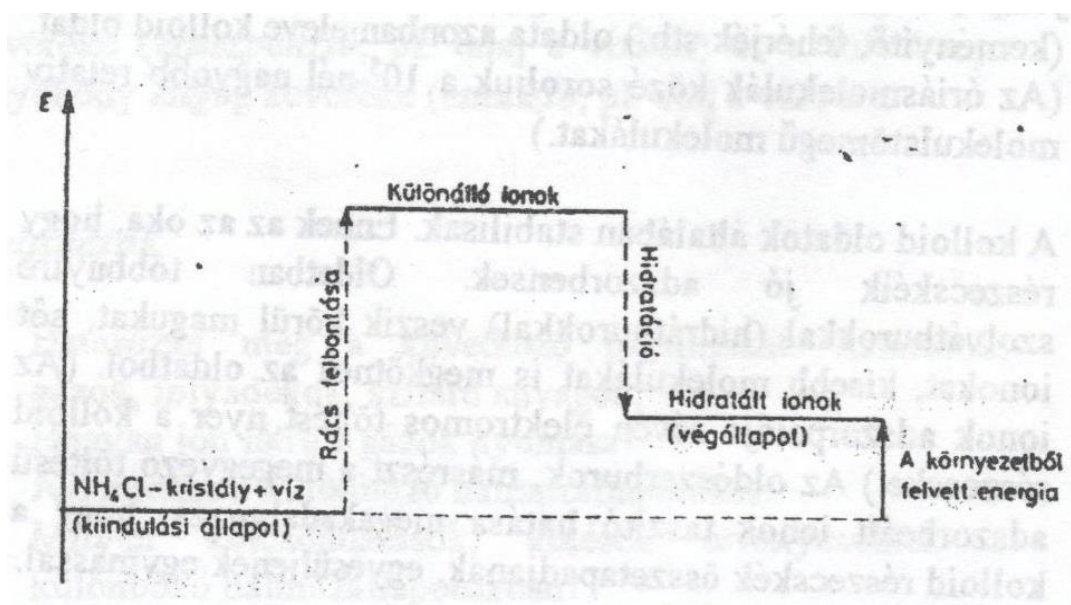
Ha az ionok hidratációja során több energia szabadul fel, mint amennyi a kristálysík felbontásához szükséges (27. ábra), akkor az energiakülönbség az oldódás folyamán az oldatot felmelegíti. Ha az oldat visszahűl a kiindulási hőmérsékletre, akkor hőt ad át a környezetének. Ez történik például a nátriumhidroxid oldódásakor. Az ilyen oldódást **exoterm** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található. (hőtermelő) folyamatnak** nevezzük.

Ha poláris molekulákból álló anyagot (pl. cukrot) oldunk vízben, az oldódó anyag molekulái szintén hidratálódnak. A vízmolekulák irányítottan közrefogják a poláris molekulákat, és másodrendű kötésekkel létesítenek velük. A kölcsönhatás eredményeképpen az oldódó anyag molekulái kilépnek a kristálysíkból, majd eloszlanak a vízmolekulák között.



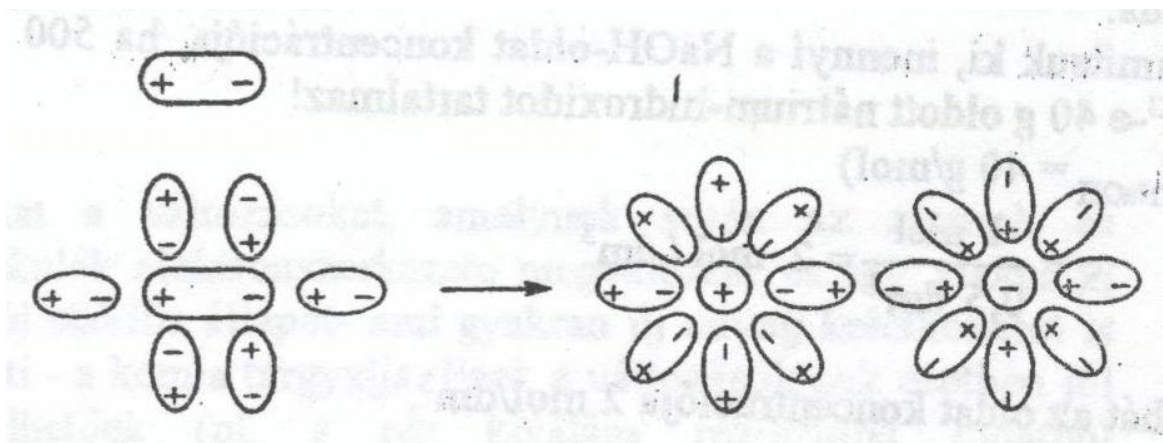
27. ábra. Exoterm oldódás energiadiagramja

Amikor a kristályrács felbontásához kell több energia, mint amennyi a hidratáció során felszabadul (28. ábra), akkor a kész oldat hidegebb, mint a kiindulási anyagok voltak. A hideg oldat a környezetéből hőt vesz fel, míg a kiindulási hőmérsékletre fel nem melegszik. A kész oldat energiatartalma tehát nagyobb, mint a kiindulási anyagoké volt. Az ilyen oldódást **endoterm**Hiba! A hivatkozási forrás nem található. (hőelvonó) folyamatnak nevezzük.



28. ábra. Endoterm oldódás energiadiagramja

A hidratációs energia **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** sok esetben olyan nagy, hogy az oldódó anyag molekuláiban is megbontja a kémiai kötést, és így az eredetileg poláris molekulákból álló anyag oldódásakor hidratált ionokra esik szét (29. ábra). Ehhez hasonló folyamat történik például a hidrogén-klorid oldásakor és általában erős ásványi savak hígításakor (A folyamattal részletesebben a kémiai reakciók témakörében foglalkozunk.)



29. ábra. Poláris molekulák hidratációja és ionokra bomlása oldáskor

Ha a vegyületek az oldószer vagy hő hatására ionokra bomlanak, **elektrolitos disszociáció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** ról beszélünk. Azokat az oldatokat, amelyek szabadon mozgó ionokat tartalmaznak, és ezért az elektromosságot vezetik, **elektrolit-oldat** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** oknak nevezzük.

A **disszociáció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** az a folyamat, melynek során egy adott molekulából több önálló molekula (ioncsoport) keletkezik. Az ellentétes folyamat az **asszociáció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, amelyben több adott molekulából (ionból) egy molekula jön létre.

Az anyagok oldódását energiaváltozás szempontjából az **oldáshő** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** jellemzi. Ha 1 mol anyagból készítünk nagyon híg oldatot, akkor az oldódást kísérő energiaváltozás, amelyet a környezetnek átadott vagy onnan felvett hővel mérhetünk, számértékben éppen megegyezik az oldáshővel. Az oldáshő mértékegysége: kJ/mol.

1.3.2.3. Az oldatok összetétele

Sok esetben nem elég egy oldatról annyit tudnunk, hogy telített vagy telítetlen, hanem pontosan kell ismernünk összetételét, más szóval töménységét.

Egy **oldat összetételén** az oldott anyag és az oldat mennyiségének arányát értjük. Ha az arányban szereplő mennyiségeket tömegegységben fejezzük ki, **tömegszázalékos összetétel** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** ról beszélünk. Ha például 200 g oldószerben 50 g anyagot oldottunk, akkor az oldat összetétele:

EFOP-3.5.1-16-2017-00017
„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”

$$\frac{50 \text{ g}}{250 \text{ g}} = \frac{1}{5} = 0,20, \text{ vagyis } 20 \text{ tömegszázalék.}$$

Folyadékok mennyiségének jellemzésére inkább térfogategységeket használunk. Ilyenkor az oldott anyag és az oldószer mennyiségének aránya a térfogatszázalékos összetétel **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**t adja meg. Például, ha 1200 cm^3 vizes alkohololdatban 300 cm^3 alkohol van, akkor az oldat összetétele:

$$\frac{300 \text{ cm}^3}{1200 \text{ cm}^3} = 0,25, \text{ vagyis } 25 \text{ térfogatszázalék.}$$

Gyakran célszerű az oldatok töménységét az oldott anyag anyagmennyiség **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**ével megadni. A feloldott anyag anyagmennyiségének és az oldat térfogatának a hányadosát **koncentráció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**nak (egészen pontosan: anyagmennyiség-koncentrációnak) nevezzük.

$$\text{koncentráció} = \frac{\text{oldott anyagmennyiség}}{\text{oldattérfogat}}$$

A koncentráció jele c , mértékegysége mol/m^3 , de gyakrabban használjuk többszörösét, a mol/dm^3 egységet.

Példa:

Számítsuk ki, mennyi a NaOH-oldat koncentrációja, ha 500 cm^3 -e 40 g oldott nátrium-hidroxidot tartalmaz!

($M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$)

$$c = \frac{1 \text{ mol}}{0,5 \text{ dm}^3} = 2 \text{ mol/dm}^3$$

Tehát az oldat koncentrációja 2 mol/dm^3 .

Ha 1 mol ($58,5 \text{ g}$ tömegű) nátrium-kloridot annyi vízben oldunk fel, hogy az oldat össztérfogata 1 dm^3 legyen, akkor 1 mol/dm^3 koncentrációjú oldatot kapunk. A nátriumklorid ionok formájában van jelen az oldatban. Így az oldatot nátriumionokra, illetve kloridionokra nézve is 1 mólosnak nevezhetjük. Az oldatok összetételét az úgynevezett móltörttel is jellemezhetjük.

$$\text{móltört} = \frac{\text{oldott anyag anyagmennyisége (mol)}}{\text{oldat anyagmennyisége (mol)}}$$

Például 2 mol etil-alkoholból és 8 mol vízből álló oldatban az alkohol móltörtje $2/10$ vagy $0,2$.

EFOP-3.5.1-16-2017-00017

***„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”***

1.3.3. Heterogén rendszerek

A **heterogén**Hiba! A hivatkozási forrás nem található. (különnemű) rendszerekben a részecskék nagysága 1 nm feletti, több fázisHiba! A hivatkozási forrás nem található.ból és több komponensHiba! A hivatkozási forrás nem található.ból állnak, bennük (mikroszkóppal) látható határfelületek vannak.

A **diszpergált**Hiba! A hivatkozási forrás nem található. (szétosztatott) részecskék nagyságától függően a heterogén rendszereket két nagy csoportra oszthatjuk: **kolloid diszperz**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.- és **durva diszperz rendszerek**Hiba! A hivatkozási forrás nem található. (keverékek).

1.3.3.1. Kolloid diszperz rendszerek

Az átlagos molekulaméretnél nagyobb, de fénymikroszkóppal még nem látható, 1-500 nm mérettartományba eső részecskéket **kolloid részecsk**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.éknek mondjuk. A kolloid méretű részecskékből álló anyag **kolloid állapot**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.ú. A kolloidok átmenetet jelentenek a homogén és heterogén rendszerek között.

A gyakorlatban a kolloidok közé sorolunk minden olyan rendszert, amelyben az anyag mérete legalább egy irányban a kolloid mérethatárok közé esik. Így kolloid állapotúak a vékony hártyák (pl. szappanhártya), lemezek és finom szálak is.

Elvileg minden anyag kolloid állapotba vihető. **Kolloidokhoz a makroszkopikus méretű anyag aprításával, diszpergálás**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.ával (esetleg nyújtásával, difformálásával) vagy **kisebb részecskék tömörítésével juthatunk**. A méretváltozás, akár a heterogén, akár a homogén rendszer felől közelítünk, minőségi változást eredményez. **A kolloidok különleges sajátságokkal rendelkező rendszerek**.

A kolloid rendszerek egyik jellemző tulajdonsága, hogy tömegükhöz képest igen nagy a felületük. Emiatt könnyen kötnek meg gázokat, folyadékmolekulákat, oldott anyagokat, vagyis jó **adszorbens**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.ek. (Adszorbens az a test, amelynek felületén valamilyen anyag felhalmozódik.)

Minden szilárd testnek van adszorpciós képességHiba! A hivatkozási forrás nem található.e, de csak a nagy felületűeké számottevő. Ilyen anyag például a faszén, amely sok finom csatornát, üreget tartalmaz. Felülete vízgőzzel való aktiválással még növelhető. Ha aktív szénen gázokat vagy megfestett folyadékot engedünk keresztül, felületén megkötí a gáz, illetve a festékanyag molekuláit.

Az adszorpció megfordítható folyamat. Az **adszorpció**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.val ellentétes irányban megy végbe a **deszorpció**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.. Az adszorpció és deszorpció között dinamikus egyensúlyHiba! A hivatkozási forrás nem található. alakulhat ki: időegységenként az adszorbeálódó és deszorbeálódó részecskék száma az egyensúly beálltakor megegyezik.

A kolloid részecskék is végeznek hőmozgást, de ez lassúbb, mint a molekuláké. Részecskéik méretének (tömegének) növekedésével csökken diffúziósebességHiba! A hivatkozási forrás nem található.ük.

Az élő szervezetek mind kolloid állapotú anyagokból épülnek fel. Sok iparág is (textil-, bőr-, szappan-, kaucsuk-, papír-, műanyagipar) kolloid termékeket gyárt vagy dolgoz fel. Az élelmiszeripari nyersanyagok és termékek nagy része (a gyümölcs- és zöldséglevelek, borok, a tej és tejtermékek, a különféle habok stb.) egyszerűbb vagy bonyolultabb kolloid rendszerek.

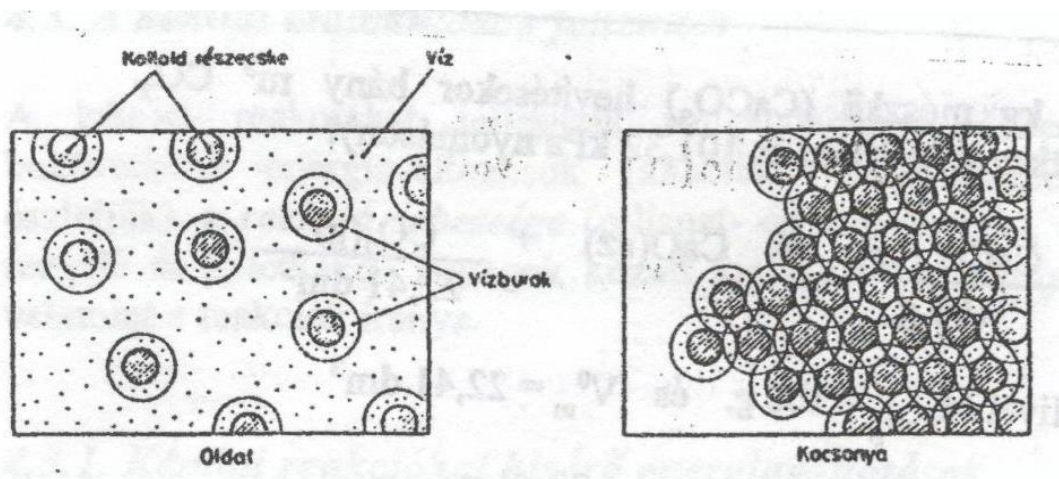
A talaj tulajdonságait szintén nagymértékben befolyásolja kollid alkotórészeinek mennyisége és minősége. Ilyen alkotórész például a **humuszHiba! A hivatkozási forrás nem található.** is, amely növényi és állati maradványok bomlásából, valamint a mikroorganizmusok életfolyamataiból származó, bonyolult összetételű anyag. Nagy felületén tárolja a vízben oldott (növények számára felvehető) tápsókat, és biztosítja a talajban a levegőcserét. A levegőt szennyező anyagok jelentős része (por, füst, korom) szintén kollid állapotú.

A kolloid rendszerek közül különösen fontosak a **kolloid oldatok, más néven szolokHiba! A hivatkozási forrás nem található.** (A valódi oldatok alkotórészei 1 nm-nél kisebb átmérőjűek.) A kolloid oldat részecskéi gyakran kisebb oldott molekulák, ionok tömörülésével jönnek létre. Az ún. óriásmolekulákat tartalmazó anyagok (keményítő, fehérjék stb.) oldata azonban eleve kolloid oldat. (Az óriásmolekulák közé soroljuk a 10^5 -nél nagyobb relatív molekulatömegű molekulákat.)

A kolloid oldatok általában stabilisak. Ennek az az oka, hogy részecskéik jó adszorbensek. Oldatban többnyire szolvátburok**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (hidrátburok**Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**) veszik körül magukat, sőt ionokat, kisebb molekulákat is megkötnék az oldatból. (Az ionok adszorpciója révén elektromos töltést nyer a kolloid részecske.) Az oldószerburok, másrészt a megegyező töltésű adszorbeált ionok taszító hatása megakadályozza, hogy a kolloid részecskék összetapadjanak, egyesüljenek egymással.

Ha a kolloid oldat részecskéinek oldószerburokát megbontjuk, a kolloid részecskék összetapadnak és kicsapódnak az oldatból. Ez a jelenség a **koagulációHiba! A hivatkozási forrás nem található.** A koagulációval megszűnik a kolloid állapot. A folyamat lehet megfordítható (**reverzibilisHiba! A hivatkozási forrás nem található.**), ebben az esetben a koagulált anyag ismét feloldható (például: enyv). Megfordíthatatlan (**irreverzibilisHiba! A hivatkozási forrás nem található.**) a koaguláció, ha a kicsapott anyag az oldószerrel nem vihető ismét oldatba. (Például a tojásfehérjét a konyhasó reverzibilisen, a rézgálic irreverzibilisen csapja ki.)

A kolloidok jellegzetes állapota a kocsonya- vagy **gélállapotHiba! A hivatkozási forrás nem található.** Géleket olyan kolloid oldatból nyerhetünk, amelyben a diszpergált részecske **hidrofilHiba! A hivatkozási forrás nem található.** (vízkedvelő) tulajdonságú, azaz felületén vízmolekulákat tud megkötni. Hűtésekor a részecskék hőmozgásának sebessége lecsökken, vízburkaik egymásba hatolnak, és ez rögzíti a kialakult szerkezetet (30. ábra). Olyan közel azonban nem kerülhetnek a részecskék egymáshoz, mint szilárd állapotban. A gélállapot átmenet a folyékony és szilárd állapot között.



30. ábra. A kolloidok szol- és gélállapota

A gélek nem állandó képződmények. Idővel lassú változás megy végbe bennük: adszorpciós képességük csökken, zsugorodnak. A géleknek ezt az átalakulását **öregedés** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** nevezzük.

9. táblázat. Heterogén rendszerek

Diszpergáló fázis	Diszpergált fázis	A kolloid rendszer neve
Gáz Gáz Gáz	Gáz Folyadék Szilárd	Nincs ilyen rendszer Köd Füst, por
Folyadék Folyadék Folyadék	Gáz Folyadék Szilárd	Hab Emulzió Szuszpenzió
		} közös néven: szol (az élő sejtben)
Szilárd Szilárd Szilárd	Gáz Folyadék Szilárd	Szilárd hab Zárvány Zárvány

1.3.3.2. Durva diszperz rendszerek

A **durva diszperz** rendszerekben **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** a diszpergált **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (eloszlatott) részecskék nagysága 500 mm fölött van. A szilárd anyagok keverékén kívül ide tartozik még a szilárd-folyékony anyag keveréke (**szuszpenzió** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, pl. talaj a vízben) és a folyékony-folyékony anyag keveréke (**emulzió** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, pl. olaj a vízben).

Ellenőrző kérdések és feladatok

1. Határozza meg a következő fogalmakat: halmazok, gázok, folyadékok, szilárd anyagok!
2. Hogyan jön létre a gázok nyomása?
3. Jellemezze a különböző halmazállapotokat!
4. Milyen kölcsönhatások, kötések érvényesülnek a különböző halmazállapotokban?
5. Mit jelentenek a következő fogalmak: diffúzió, szublimáció, párolgás, forrás, kristályos anyag, amorf anyag?
6. Milyen típusú kristályrácsokat ismer, mi jellemzi ezeket?
7. Milyen a különbség a homogén, inhomogén és heterogén rendszer között?
8. Mit jelent az egyfázisú és többfázisú rendszer kifejezés?
9. Mit jelentenek a következő fogalmak: oldat, oldószer, oldott anyag, oldáshő, oldhatóság, hidratáció, szolvatáció?
10. Határozza meg a következő fogalmakat: exoterm folyamat, endoterm folyamat, elektrolitos disszociáció, elektrolitoldat!
11. Számítsa ki, hogy mennyi a NaOH-oldat koncentrációja, ha 1300 ml-e 80 g oldott NaOH-ot tartalmaz!
12. Készítsen 600 ml 15 tömegszázalékos NaCl-oldatot!
13. Készítsen 98 g kénsavból 2 mólos oldatot!
14. Hány % N-t tartalmaz a NaNO_3 ?
15. Mennyi a hatóanyagtartalma az NH_4NO_3 műtrágyának?
16. Ismertesse a heterogén rendszereket!

1.4. Kémiai reakciók

Azokat a változásokat, amelynek során az atomok és molekulák elektronszerkezete megváltozik és így alakul ki egy új stabilis állapot- ami gyakran új anyag keletkezését is jelenti - a kémia tárgyalja. Ezek a változások sok esetben jól észlelhetőek (pl. a réz kiválása réz-szulfát oldatból vasszegre), máskor pedig kevésbé (pl. két hidrogén atom egyesülése hidrogén molekulává).

1.4.1. A kémiai átalakulások jelölése

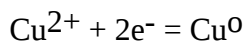
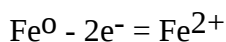
Hiba! A hivatkozási forrás nem található. A kémiai változásokat **egyenletekkel** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** írjuk le. Az egyenletek felírásához ismernünk kell a reakcióban résztvevő anyagok **képletét** (lsd. 1.2. pont).

Pl.: a) $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$,

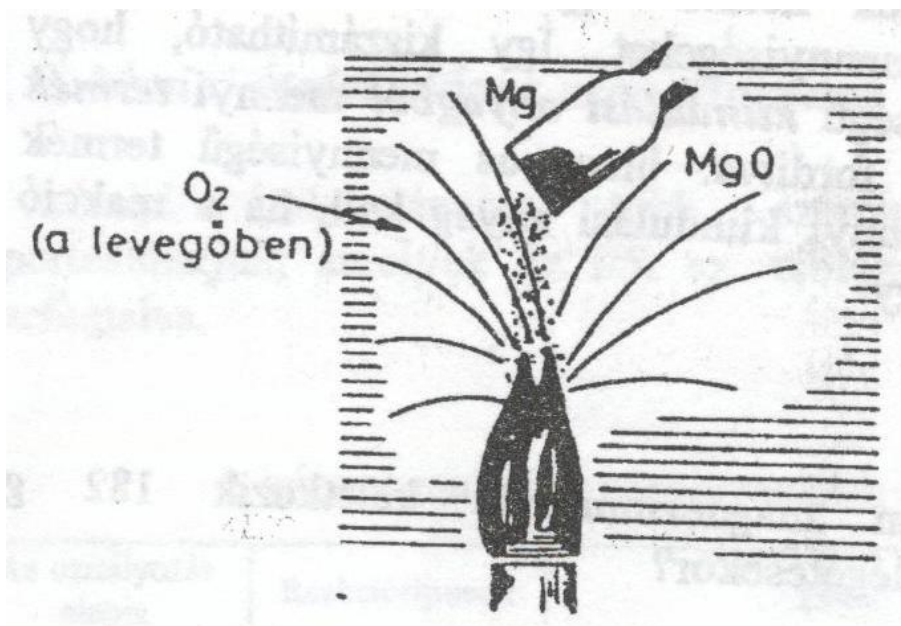
b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$,

c) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 = 2 \text{MgO}$ (31. ábra)

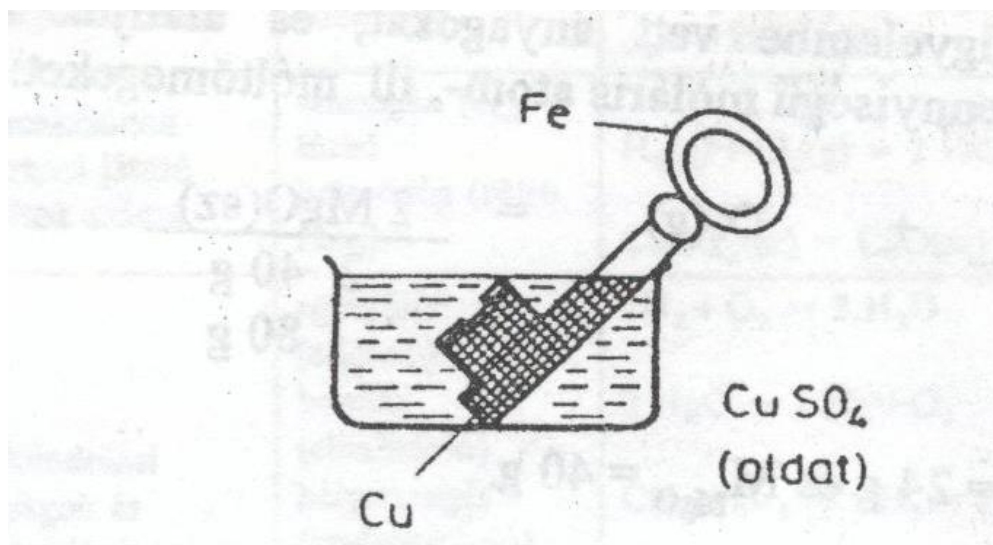
d) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ (32. ábra)



A szerves kémiai folyamatok (a, b, c, d) lényegében vagy sav-bázis reakciók **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** vagy redoxifolyamatok **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**



31. ábra. A magnézium égése

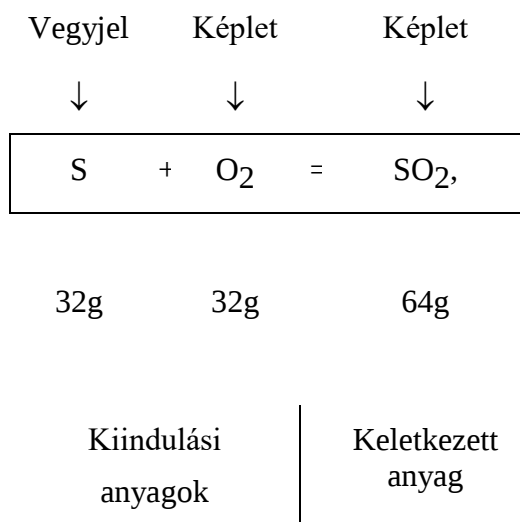


32. ábra. A réz kiválása réz-szulfát-oldatból

A helyesen felírt egyenlet **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** mindig - bizonyos körülmények között végbemenő - valóságos folyamatot fejez ki.

Az egyenlet jelzi, hogy milyen anyagok vesznek részt a reakcióban, sőt azt is megmutatja, hogy mennyi. A valóságos folyamatot kifejező egyenlet szerint a kiindulási anyagok tömegeinek összegét - teljesen végbemenő reakciók esetén - egyenlőnek vesszük a keletkezett anyagok tömegeinek összegével 33. ábra).

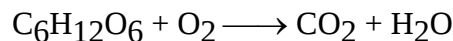
Pl.:



33. ábra. Kémiai egyenlet

EFOP-3.5.1-16-2017-00017
„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”

Ha a kémiai reakciót kifejező egyenlet bal és jobb oldala közé nem egyenlőségjelet, hanem nyilat teszünk, akkor az csak a folyamat irányát jelzi, pl.:



szőlőcukor

1.4.2. Kémiai számítások (sztöchiometria)

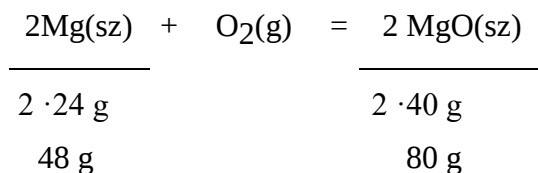
A kémiai számítások **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** alapja a kémiai egyenlet **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**. A kémiai egyenlet legfontosabb jellemzője, hogy megmutatja az egymással maradék nélkül **vegyülő** és a folyamatban keletkező anyagmennyiségeket. Így kiszámítható, hogy bizonyos mennyiségű **kiindulási anyagból Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** mennyi **termék Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** keletkezhet vagy fordítva: bizonyos mennyiségű termék előállításához mennyi kiindulási anyag kell, ha a reakció **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** teljesen végbemegy.

Példák:

1. Hány gramm magnézium-oxid keletkezik 182 g magnézium elégetésekor?

A számítás menete a következő:

- a) Felírjuk a kémiai folyamat egyenletét, majd aláhúzzuk a feladatban figyelembe vett anyagokat, és aláírjuk a megfelelő mennyiségű moláris atom-, ill. móltömegeket:



Mivel

$$M_{\text{Mg}} = 24 \text{ g és}$$

$$M_{\text{MgO}} = 40 \text{ g.}$$

- b) A megfelelő mennyiségű moláris molekula-, ill. atomtömegeket olyan egységben fejezzük ki, amilyenben a feladat megadja. Itt g-ban!
- c) Felírjuk az arányosságot.

Ha 48 g Mg-ból 80 g	MgO keletkezik, akkor
182 g Mg-ból	x g MgO keletkezik.

- d) ebből az x-et kifejezve:

$$x \cdot 48 = 80 \cdot 182$$

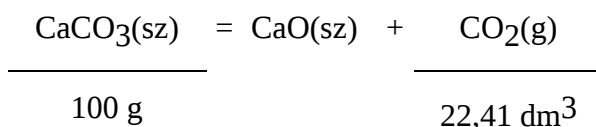
$$x = \frac{80 \cdot 182}{48}$$

$$x = 303 \text{ g MgO.}$$

Tehát 182 g Mg elégetésekor 303 g MgO keletkezik.

2. 200 kg mészkő (CaCO_3) hevítésekor hány m^3 CO_2 keletkezik (0 °C-on és 101,32 kPa nyomáson)?

a)



Mivel

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g, és}$$

$$V_m^0 = 22,41 \text{ dm}^3$$

b) $100 \text{ kg} \quad 22,41 \text{ m}^3$

(mert $1000 \text{ g} = 1 \text{ kg}$ és $1000 \text{ dm}^3 = 1 \text{ m}^3$).

c)

Ha 100 kg CaCO_3 -ból $22,41 \text{ m}^3$ CO_2 keletkezik, akkor

200 kg CaCO_3 -ból $x \text{ m}^3$ CO_2 keletkezik.

$$200 \cdot 22,41 = x \cdot 100$$

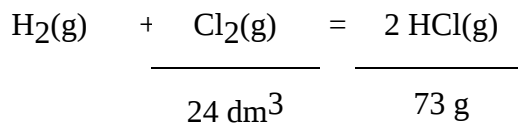
$$x = \frac{200 \cdot 22,41}{100}$$

$$x = 44,82 \text{ m}^3 \text{ CO}_2.$$

Tehát 200 kg mészkő hevítésekor 44,82 m^3 CO_2 keletkezik.

3. Hány dm^3 klórgáz szükséges 20 g sósavgáz előállításához (20 °C-on és 101,32 kPa nyomáson)?

a)



mivel $V = 24 \text{ dm}^3$ és $M_{\text{HCl}} = 73 \text{ g}$.

b) $24 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2 \rightarrow 73 \text{ g HCl}$.

c) Ha $24 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$ szükséges 73 g HCl előállításához, akkor $x \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$ szükséges 20 g HCl előállításához.

d) $x \cdot 73 = 24 \cdot 20$

$$x = \frac{24 \cdot 20}{73}$$

$$x = 6,57 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2.$$

Tehát 20 g sósavgáz előállításához $6,57 \text{ dm}^3$ klórgáz szükséges.

4. A vegyületek alkotórészeinek százalékos összetételét is ki tudjuk számítani, ha ismerjük a képletet és a móltömeget. Számítsuk ki pl. hány százalék szén van a szén-dioxidban?

A számítás menete a következő:

a) Felírjuk a vegyület képletét: CO_2 .

b) Kiszámítjuk a moláris tömeget: $12 \text{ g} + 2 \cdot 16 \text{ g} = 44 \text{ g}$.

c) Miután figyelembe vettük, hogy a teljes móltömeg 100% , felírjuk az arányosságot.

$\text{Ha } 44 \text{ g}$	$100 \%, \text{ akkor}$
12 g	$x \%$.

d) $x \cdot 44 = 12 \cdot 100$

$$x = \frac{1200}{44}$$

$$x = 27,3.$$

Tehát $27,3 \%$ szén van a szén-dioxidban.

1.4.3. A kémiai átalakulások jellemzői

A kémiai reakciókat jellemzik az átalakulás közben bekövetkező energiaváltozások **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (általában hőenergiaként észleljük), a **reakció sebessége** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (pillanat- és időreakciók), a reagáló és keletkezett anyagok között kialakuló **egyensúly** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, valamint a reakciók iránya.

1.4.3.1. Kémiai reakciókat kísérő energiaváltozások

Minden kémiai reakcióban résztvevő anyag szerkezete megváltozik: kémiai kötések **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** lazulnak és bomlanak fel, új kötések alakulnak ki. Ezekhez a változásokhoz energia kell. Az átalakuló anyagok az energiát a környezetükből veszik fel, az új kötések kialakulásakor felszabaduló energiát pedig a környezetüknek adják le. A **kezdeti és a végállapot** energiaszintje **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** közötti különbség határozza meg, hogy a rendszer összességében energiát szolgáltat-e a környezetének, vagy energiát vesz fel onnan.

Ha a reakció során a rendszer energiája csökken a környezeté nő, akkor a reakció exoterm **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (hőtermelő), ellenkező esetben endoterm **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (hőelvonással járó).

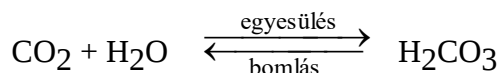
1.4.3.2. A kémiai reakciók sebessége

Hiba! A hivatkozási forrás nem található. A kémiai átalakulás alapfeltétele, hogy a reagáló részecskék ütközzenek egymással. Ezt az ütközést a hőmozgás **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** biztosítja. Nem minden ütközés jár azonban valóságos kémiai átalakulással, csak az, amelynek energiája elegendő ahhoz, hogy az ütköző részecskék kémiai kötései fellazuljanak, és szükséges az is, hogy a megfelelő részecskék egymás közelébe kerüljenek.

A folyamat előrehaladásával a reakcióban résztvevő anyagok koncentrációja **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** változik: a kiindulási anyagoké **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** csökken, a végeredményé **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** növekszik. A koncentrációváltozás üteme jellemzi a reakció sebességét. A **reakciósebesség** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** az **időegység alatt végbemenő koncentrációváltozás.** Nagysága az átalakulás során változik (csökken). Egy adott időpillanatban a reakciósebesség függ a reagáló anyagok kémiai minőségétől, koncentrációjától és a hőmérséklettől.

1.4.3.3. Kémiai reakciók egyensúlya

Hiba! A hivatkozási forrás nem található. Azokat a kémiai folyamatokat, amelyekben egyidejűleg átalakulás és visszaalakulás is történik, **megfordítható reakciónak** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** nevezzük. A két ellentétes irányú reakciót egy egyenlettel jelöljük úgy, hogy az egyenlőségjel helyett két egymással szembe mutató nyilat használunk:

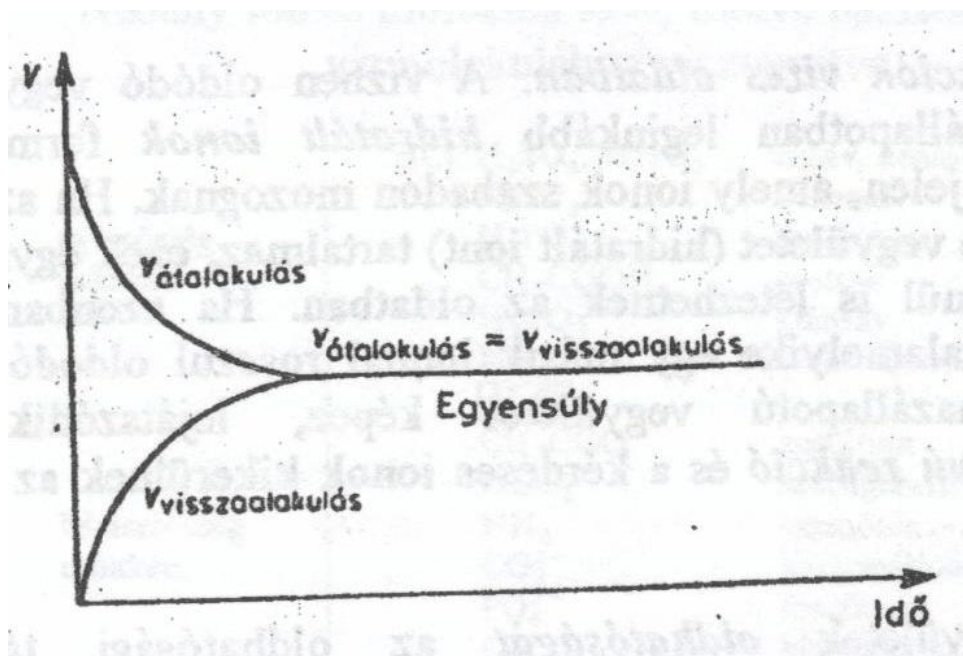


Az **egyesülési** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** folyamat sebessége a reakció kezdetekor a legnagyobb és a folyamat előrehaladtával csökken. A **bomlás** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** sebessége kezdetben nulla, később gyorsul és eléri az egyesülés sebességét. Ha a rendszerből a keletkező szénsav nem tud eltávozni (zárt rendszer), idővel az egyesülés és a bomlás sebessége egyenlővé válik. Ez azt jelenti, hogy időegység alatt

pontosan annyi termék keletkezik, mint amennyi elbomlik (visszaalakul), vagyis a koncentrációk nem változnak. A reakció kiindulási anyagai és a keletkezett termék **egyensúlyban** vannak egymással. Több termék nem keletkezik, bár a kiindulási anyagok nem fogytak el. Az ellentétes irányú folyamatok az egyensúly állapotában sem szűnnek meg, a kémiai egyensúly **dinamikus egyensúly** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** (34. ábra).

A kémiai folyamatoknak csak egy része megfordítható. Sok olyan reakció is van, amely gyakorlatilag teljesen végbemegy, vagyis addig tart, míg a kiindulási anyagok valamelyike el nem fogy (pl. égés, fémek oldódása savakban, csapadékképződéssel járó reakciók).

A körülmények megfelelő megválasztásával az egyensúlyra vezető folyamatokat eltolhatjuk a felső nyíl (a termékképződés) irányába. Ezt többféleképpen érhetjük el: megnövelhetjük a kiindulási anyagok valamelyikének koncentrációját, vagy csökkenthetjük a végtermék koncentrációját.

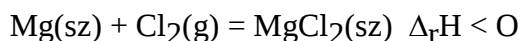


34. ábra. A kémiai egyensúly kialakulása

1.4.4. A kémiai átalakulások csoportosítása

A kémiai átalakulásokat több szempont szerint csoportosíthatjuk, amelyek az 10. sz. táblázatban vannak összefoglalva.

Ugyanazt a reakciót több szempont szerint is jellemezhetjük:



A magnézium és a klór reakciója exoterm, heterogén, elektronátmenettel járó egyesülés.

EFOP-3.5.1-16-2017-00017

***„NYE-DUÁL- Új utakon a duális felsőoktatással a Nyíregyházi Egyetemen,
az Északkelet-Magyarországi térség felemelkedéséért”***

10. táblázat. A kémiai reakciók csoportosítása

Az osztályozás alapja	Reakciótípusok	Példa
A reakcióban részt vevő anyagok energiaváltozása	exoterm endoterm	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\Delta_r H = -812 \text{ kJ/mol}$ $6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$ $\Delta_r H = 2820 \text{ kJ/mol}$
A reakcióban szerepet játszó fázisok száma	homogén (egy fázis) heterogén (több fázis)	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) = 2 \text{HCl}(\text{g})$ $\text{CaCO}_3(\text{sz}) = \text{CaO}(\text{sz}) + \text{CO}_2(\text{g})$
A kiindulási anyagok és a termékek száma	egyesülés (addíció) bomlás (elimináció) helyettesítés (szubsztitúció) izomer átalakulás egyéb reakciók	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$ $2 \text{HgO} = 2 \text{Hg} + \text{O}_2$ $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$ $\text{CH}_2 - \text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$ CH_2 ciklopropán propén pl. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{S} + \text{SO}_2$
Anyagszerkezeti változás	elektronátmenet nélküli elektronátmenet-tel járó	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$ $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 = 2 \text{NaCl}$

1.4.4.1. Elektronátmenet nélküli reakciók

Hiba! A hivatkozási forrás nem található. Ionreakciók **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** vizes oldatban. A vízben oldódó vegyületek oldott állapotban leginkább **hidratált ionok** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** formájában vannak jelen, amely ionok szabadon mozognak. Ha az oldat többféle vegyületet (hidratált iont) tartalmaz, ezek egymástól függetlenül is létezhetnek az oldatban. Ha azonban ezen ionok valamelyike egy másik ionnal rosszul oldódó, vagy gázhalmazállapotú vegyületet képez, lejátsszódik egy **egyirányú reakció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** és a kérdéses ionok kikerülnek az oldott fázisból.

A vegyületek **oldhatóságát** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** az oldhatósági táblázat tartalmazza (11. táblázat).

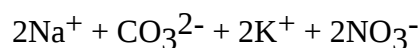
11. táblázat. Fontosabb vegyületek oldhatósága vízben

Kationok Anionok	K ⁺	Na ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺
OH ⁻	o	o	k	k	n	n	n	n	n	-	-	n	n
Cl ⁻	o	o	o	o	o	o	o	o	o	n	o	o	k
S ²⁻	o	o	k	o	-	n	-	n	n	n	n	n	n
SO ₃ ²⁻	o	o	n	n	-	n	-	n	n	n	n	n	n
SO ₄ ²⁻	o	o	k	o	o	o	o	o	o	k	o	o	n
PO ₄ ³⁻	o	o	n	n	n	n	n	n	n	n	n	n	n
CO ₃ ²⁻	o	o	n	n	-	n	n	n	n	n	n	n	n
SiO ₃ ²⁻	o	o	n	n	n	n	n	n	n	n	-	n	n
NO ₃ ⁻	o	o	o	o	o	o	o	o	o	o	o	o	o

o = oldódik, n = nem oldódik, k = kevésbé oldódik, - = nem létezik vagy vízben elbomlik.

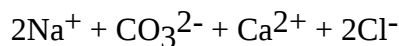
Ennek segítségével eldönthető, hogy két vegyület oldatának elegyítésekor történik-e kémiai reakció vagy sem. Ha a két oldatban található ionokból nem keletkezik gázalakú vagy rosszul oldódó termék, változás nem történik.

Pl. Na₂CO₃-oldat + KNO₃-oldat elegyítésekor az elegyben a következő ionok találhatók (az oldószer víz-ionjait nem vesszük figyelembe):

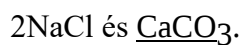


A lehetséges keletkező termékek: 2NaNO₃ és K₂CO₃. Ezek mindegyike jól oldódó vegyület tehát változás nem lesz.

Ha azonban a Na₂CO₃-oldatot és CaCl₂-oldatot elegyítünk az oldatban lévő ionokból



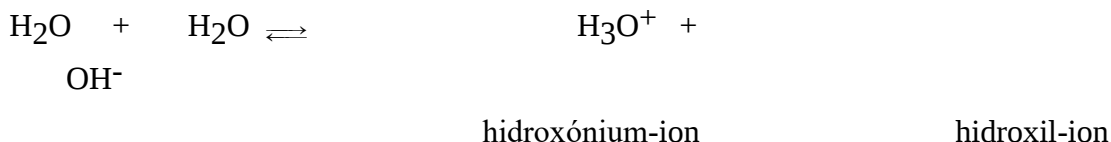
keletkező termékek:



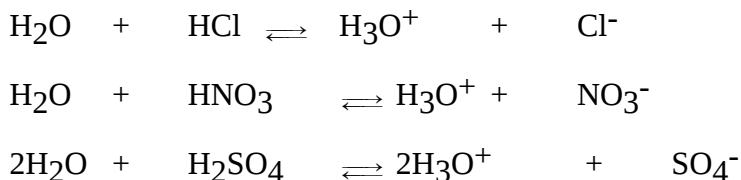
Bár a kiindulási anyagok mindegyike jól oldódik vízben, a keletkezett CaCO₃ nem, **csapadékHiba! A hivatkozási forrás nem található.** formájában kiválik (aláhúzással jelölve a csapadékképződésHiba! A hivatkozási forrás nem található.), a kémiai változás tehát lejátsszódik.

Az ionreakciók egyik gyakori és jellegzetes példája a **sav-bázis reakcióHiba! A hivatkozási forrás nem található.** Ebben az esetben hidrogén-ion (proton; H⁺) megy át egyik molekuláról

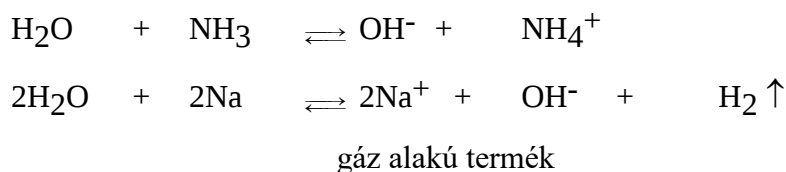
A tiszta víz is tartalmaz kevés iont. Az egyik vízmolekula protont ad át a másiknak, a víz tehát savként és bázisként is viselkedik. Az ilyen vegyületeket **amfoterHiba! A hivatkozási forrás nem található.** vegyületeknek nevezzük:



A köznapi szóhasználatban savaknak **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** nevezett anyagok könnyen adnak át protont a vízmolekuláknak megváltoztatva (növelve) ezzel a tiszta vízben levő hidroxónium-ion koncentrációt. Ezeknek az oldatoknak a **kémhatása savas** lesz. pl.:



A lúgoknakHiba! A hivatkozási forrás nem található. (bázisoknakHiba! A hivatkozási forrás nem található.) nevezett anyagok könnyen veszik fel a protont. Minél könnyebben, annál erősebb bázisok. Ezért a vizes oldatukban a hidroxil-ion koncentráció növekszik meg, az oldat **kémhatása lúgos** lesz. Pl.:



a rendszerből távozik

Az oldatok kémhatását **pH-értékükkel**Hiba! A hivatkozási forrás nem található. fejezzük ki. A semleges kémhatásúHiba! A hivatkozási forrás nem található. oldatok pH-értéke 7. Savas oldatban a pH 7-nél kisebb ($0 \leq \text{pH} < 7$), lúgos oldatban pedig a pH 7-nél nagyobb ($7 < \text{pH} \leq 14$).

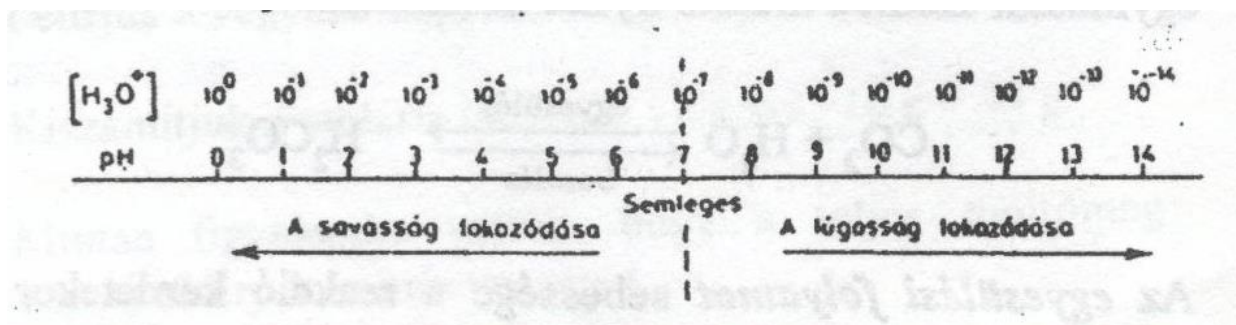
Néhány anyag pH-ja:

1) 0,1 mol/dm ³ -es HCl-oldat	1
2) 0,1 mol/dm ³ -es NH ₃ -oldat	11,1
3) 0,1 mol/dm ³ -es NaOH-oldat.....	13
4) ecet	2,9
5) szódavíz.....	3
6) sör	4,5
7) kenyér	5,5
8) epe	6,9
9) nyál.....	7
10) gyomortartalom.....	2
11) vér	7,4
12) béltartalom	7,5
13) vizelet.....	6,6

A pH értékHiba! A hivatkozási forrás nem található. **a hidroxónium-ion koncentráció tizes alapú negatív logaritmus.**

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ = hidroxónium-ion koncentráció



35. ábra. pH-skála

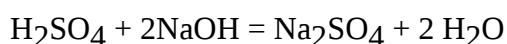
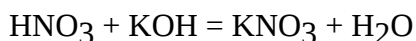
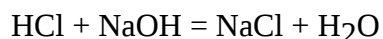
A vizes oldatok kémhatásának kimutatására (feltéve, hogy az oldat színtelen) olyan jelzőanyagokat, úgynevezett **indikátorokat** használunk, amelyek a kémhatástól függően változtatják a színüket. Sok ismert növényi festékanyag (pl. a vöröskáposzta vagy a cékla leve is) rendelkezik ezzel a tulajdonsággal. Néhány ismert indikátor színváltozását ismerteti az 12. táblázat.

12. táblázat. Fontosabb indikátorok színe

Indikátor	Savas közegben	Lúgos közegben
Metilnarancs	piros	sárga
Metilvörös	piros	sárga
Lakmusz	piros	kék
Fenolftalein	színtelen	piros
Timolftalein	színtelen	kék

A savak és bázisok egymással történő reakcióját **semlegesítésnek** nevezzük. Ebben az esetben a savból származó proton (hidroxónium-ion) a bázisból származó hidroxil-ionnal vízzé alakul. Ebben a folyamatban mind a savas, mind a bázisos (lúgos) kémhatás megszűnhet, ezért nevezzük a vízképződésnek ezt a módját **közömbösítésnek**.

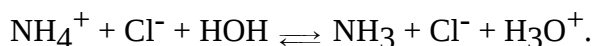
Pl.:



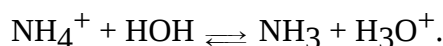
A vízen kívül keletkezett termékeket **sóknak** nevezzük, amelyek a víz elpárologtatásával az oldatból kiválnak (**kikristályosodnak**).

Az ionvegyületek többsége jól oldódik vízben. Oldáskor szabaddá váló ionjaik protolitikus reakcióba **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** léphetnek a vízmolekulákkal. Az ionvegyületek és a víz protolitikus reakcióját **hidrolízisnek** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** nevezzük.

Az ammónium-klorid oldódásakor lejátszódó hidrolízis:

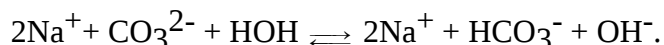


A változás:



A savas kémhatást **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** a keletkezett oxóniumionok idézik elő.

A nátrium-karbonát is hidrolizál:



A változás:



A lúgos kémhatás **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** a képződött hidroxidionok okozzák.

A nátrium-klorid ionjai nem lépnek reakcióba a vízzel, vagyis a vegyület nem hidrolizál, ezért oldata semleges kémhatású.

Hidrolízis **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** következik be, ha

- Az ionvegyület kationja (vagy a kationhoz kapcsolódó vízmolekula) protont tud leadni az oldószer vízmolekuláinak (erősebb sav, mint a H₂O-molekula). Ez a folyamat növeli az oldatban a H₃O⁺-ionok koncentrációját, savassá teszi a kémhatást.
- Az ionvegyület anionja protont tud felvenni a vízmolekulától (erősebb bázis, mint a H₂O-molekula). Ilyenkor az oldószer vízmolekuláiból OH⁻-ionok képződnek, ezért az oldat lúgossá válik.

Az ionvegyület vizes oldatának kémhatása tehát attól függ, hogy kationja mennyire erős sav, illetve anionja mennyire erős bázis a molekulához képest. (13. táblázat)

13. táblázat. Néhány ion és molekula sav-, illetve báziserőssége a vízmolekulához viszonyítva

	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃	sósav, kénsav, salétromsav
	H ₂ SO ₃	kénessav
	H ₃ PO ₄	foszforsav
saverősség csökken	CH ₃ COOH	ecetsav
	H ₂ CO ₃	szénsav
	NH ₄ ⁺	ammóniumion
	H₂O	
	CH ₃ COO ⁻	acetátion
	HCO ₃ ⁻	hidrogén-karbonát-ion
báziserősség csökken	NH ₃	ammónia
	CO ₃ ²⁻	karbonátion
	PO ₄ ³⁻	foszfátion
	OH ⁻	hidroxidion

A szulfátion (SO₄²⁻), a nitrátion (NO₃⁻), a kloridion (Cl⁻) a vízmolekulától nem tud protont átvenni.

Minél erősebb egy sav, vagyis minél könnyebben ad le protont, a sav maradékionja annál kevésbé vesz fel protont, vagyis annál gyengébb bázis.

Hasonlóképpen nem lépnek a vízmolekulával reakcióba a nagyméretű és kis töltésű kationok (Na⁺, K⁺, Ca²⁺). Ezért például a NaCl, a Na₂SO₄, a NaNO₃ ionvegyületek vízben nem hidrolizálnak, oldatuk semleges kémhatású.

1.4.4.2. Elektronátmenettel járó (redoxi) reakciók

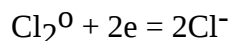
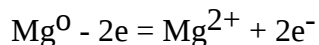
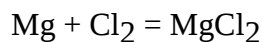
Hiba! A hivatkozási forrás nem található. Sok kémiai reakció elektronátadással jár, vagy az elektronfelhő eltolódása következik be. Ezeket a teljes vagy részleges elektronátmenettel járó kémiai folyamatokat nevezzük **redoxireakcióknak**. **Hiba! A hivatkozási forrás nem található..** Ezekben a reakciókban az egyik anyag redukálódik (**redukció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**) a másik oxidálódik (**oxidáció** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**). A két folyamat mindig egymás mellett játszódik le. Ha valami redukálódik, valaminek oxidálnia is kell:

redukció + oxidáció = redox folyamat

oxidáció = elektron leadás

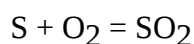
redukció = elektron felvétel

Pl.:



Az eredetileg semleges Mg atom két elektront lead, miközben pozitív ionná (kationná **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**) alakul. Ezt a két elektront a klórmolekulában lévő két klóratom felveszi (mindegyik egyet), miközben negatív ionná (anionná **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**) alakul át. A keletkező MgCl_2 (magnéziumklorid) tehát ionvegyület **Hiba! A hivatkozási forrás nem található..** A reakció során tényleges elektronleadás ill. -felvétel történt.

A kén égése során viszont nem játszódik le tényleges elektronátmenet **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, csak az elektronfelhő eltolódása az elektronegatívabb atom felé.



A keletkező kéndioxid (SO_2) nem ionvegyület, hanem poláros kovalens kötést **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** tartalmaz. A kötő elektrópárok **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** az oxigénatom felé húzódnak. A kiindulási atomok semlegessége a poláris kovalens kötés kialakulásakor megváltozott: a kén pozitív lett, az oxigén negatív.

A kötésben (molekulában vagy kristályban) levő atom elektronellátottságának jellemzésére szolgál az **oxidációs szám** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található..** A molekulában kötött atom oxidációs száma annak a töltésnek a számértéke, amit úgy kapunk, hogy a kötő elektrópárokat gondolatban az elektronegatívabb atomhoz rendeljük hozzá.

Ezek alapján redoxreakciónak tekintünk minden olyan kémiai átalakulást, amelyben oxidációs szám **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** változás történik. Az oxidációs szám növekedését oxidációnak **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.**, csökkenését pedig redukciónak **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** nevezzük.

Az oxidációs szám **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** kiszámításának szabályai:

1. Elemekben az atomok oxidációs száma zérus, mivel azonos atomok kapcsolódnak.
2. Egyszerű ionokban lévő atomok oxidációs száma megegyezik az ion töltésének számértékével.
3. Összetett ionokban lévő atomok oxidációs számát összeadva az ion töltésének számértékét kell kapnunk.
4. A molekulát alkotó atomok oxidációs számának összege zérus.

5. Vegyületekben az oxigénatom oxidációs száma rendszerint -2, a hidrogénatomé +1, alkálifémeké (pl.: Na, K) minden vegyületükben +1, a fluoré -1.

Példa:

Számítsuk ki a kénatom oxidációs számát a kénsavmolekulában!

Ha a kénatom oxidációs számát x -szel jelöljük, a H_2SO_4 -molekula atomjainak oxidációs számára a következő egyenletet írhatjuk fel:

$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0,$$

ahonnan

$$x = +6.$$

A kénsavmolekulában tehát +6 a kénatom oxidációs száma.

Egy atom oxidációs száma csak úgy nőhet, ha más atomé vagy atomoké csökken. Azt az anyagot, amely előidézi egy másik anyag oxidálódását, **oxidálószernek** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** nevezzük. Az oxidálószer tartalmazza azt az atomot, amelyiknek az oxidációs száma **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** csökken, vagyis a folyamatban redukálódik. Legismertebb oxidálószer: az oxigén, a klór, a salétromsav (HNO_3), a kálium-permanganát (KMnO_4), a hidrogén-peroxid (H_2O_2).

Azt az anyagot, amely más anyagok redukálódását okozza, **redukálószernek** **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** hívjuk. A redukálószer tartalmazza azt az atomot, amelyiknek az oxidációs száma nő, tehát a reakcióban oxidálódik. Redukálószer például a hidrogén, a szén és a szén-monoxid.

Egy anyag, amelyik az egyik reakcióban redukálószerként **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** viselkedik, egy másik reakcióban oxidálószer **Hiba! A hivatkozási forrás nem található.** is lehet. Az oxidáló vagy redukáló hatás a reakciópartnertől is függ. A hidrogén-peroxid például általában oxidál, de a nála erősebben oxidáló tulajdonságú kálium-permanganáttal szemben redukálószer.

Ellenőrző kérdések és feladatok

1. Hogyan jelölik a kémiai átalakulásokat?
2. 238 g CaCl_2 -ből mennyi CaCO_3 keletkezik, ha 548 g NaCO_3 -tal reagáltatjuk?
3. 500 kg mészkő (CaCO_3) hevítésekor hány kg CO_2 keletkezik? Mi lesz a visszamaradó termék, és mennyi lesz a súlya?
4. Mit jelentenek a következő fogalmak: reakciósebesség, dinamikus egyensúly, egyirányú és megfordítható reakciók?
5. Csoportosítsa a kémiai reakciókat!
6. Az oldhatósági táblázat segítségével hogyan tudja eldönteni, hogy két oldat elegyítésekor lejátszódik-e tényleges kémiai változás?

7. Mi a pH? Ismertesse a pH-skálát!
8. Mely anyagok a savak, és melyek a bázisok?
9. Mi a redoxireakciók lényege?
10. Mit jelent az oxidációs szám, redukáló és oxidáló anyag kifejezés?
11. Számítsa ki a szén (C), a nitrogén (N), a klór (Cl) és a kén (S) oxidációs számát a következő molekulákban
 - CO_2 , CO , H_2CO_3 , CH_4 ,
 - NO , NO_2 , HNO_3 ,
 - HClO_4 ,
 - SO_2 , SO_3 , H_2SO_4 .
12. Mennyi az aláhúzott atom oxidációs száma a következő ionokban:
 - $\underline{\text{Mn}}\text{O}_4^-$, $\underline{\text{N}}\text{O}_3^-$, $\underline{\text{C}}\text{O}_3^{2-}$, $\underline{\text{P}}\text{O}_4^{3-}$, $\underline{\text{Cl}}\text{O}_4^-$,
 - $\underline{\text{O}}\text{H}^-$, $\underline{\text{S}}\text{O}_4^{2-}$, $\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7^{2-}$.