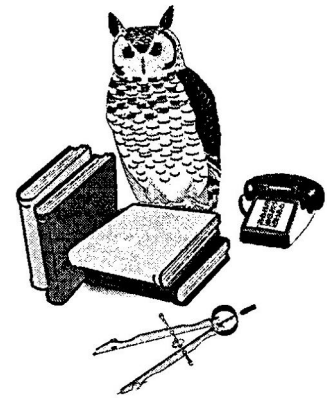


SZENT ISTVÁN EGYETEM

Gépészmérnöki Kar



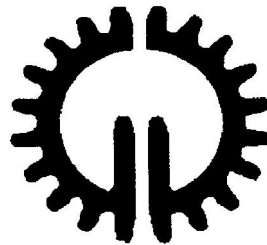
Nappali tagozat

Tanulási útmutató
a

MŰSZAKI KÉMIA

tantárgyhoz

összeállította: Dr. MÉSZÁROSNÉ Dr. habil. BÁLINT ÁGNES



Gödöllő, 2008.

TARTALOMJEGYZÉK

	Oldal
BEVEZETÉS	3
1. témakör: Általános kémia.....	7
1. témakör ellenőrző feladatai	43
2. témakör: Szervetlen kémia	46
2. témakör ellenőrző feladatai	71
3. témakör: Szerves kémia	76
3. témakör ellenőrző feladatai	103
TEMATIKA.....	107

BEVEZETÉS

A tantárgy neve: MŰSZAKI KÉMIA

A tananyag témaköre: Általános-, Szervetlen-, Szerves Kémia

A tananyag elsajátításához szükséges előismeret: a gimnáziumi kémia, fizika és matematika tanulmányok

Tantárgy felelőse és a tantárgyi útmutatót összeállította: Dr. Mészárosné Dr. habil. Bálint Ágnes, egyetemi docens, e-mail: balintagnes@gmail.com

Honlap címe: balintagnes.googlepages.com

A tantárgyat oktató tanszék: SZIE, MKK, Környezettudományi Intézet, Kémia és Biokémia Tanszék 2103 Gödöllő, Páter K. u. 1.

Telefon: (28) 522073

Fax: (28)410804

A tárgy oktatásának és tanulásának célja

A tantárgyat a Gépészmérnöki Kar nappali és távoktatási tagozatain alapozó tárgy keretében oktatjuk. A gyakorlatban dolgozó gépészmérnök számára elengedhetetlen alapvető kémiai ismereteket kell, hogy elsajátítsák.

A tárgy - alapoz. A megszerzett ismeretek jól hasznosíthatók a fizikában, gépészmérnöki alapismeretekben, mezőgazdasági ismeretekben, mezőgazdasági gépek javításának gyakorlati részében stb.

Néhány gyakorlati tanács a kémia tanulásához

Ez a tárgy részben olyan, mint a matematika, vagy a fizika. Először meg kell érteni, azután meg kell tanulni. Különösen az Általános és Szervetlen Kémiában találkozunk olyan alapvető kémiai fogalmakkal, definíciókkal, amelyek pontos ismerete nélkül a tárgyalat törvényszerűségeket, azok gyakorlati alkalmazása nem érthető, nem magyarázható.

A fentiek miatt az egyéni tanuláshoz a következőket javasoljuk:

a.)

Adatokat, számokat soha ne magoljunk be!

A matematikában, fizikában, mechanikában használatos függvénytáblázatnak van kémiai része. Ott minden megtalálható, csak azt tanuljuk meg, milyen adatot hol keressünk. Egy-két elkerülhetetlenül megtanulandó számadatra külön felhívjuk a figyelmet.

b.)

Azt az anyagrészt, amelyet meg akarunk tanulni kétszer-háromszor olvassuk át, mint egy regényt.

Ne akadjunk meg egy érthetetlen részproblémánál! Összefüggéseiben csak akkor merülünk el, ha általánosságban már érzékeljük a szóban forgó problémát. Ezeket az összefüggéseket emeljük ki és tanuljuk meg.

c.)

A lényeg kiemelése érdekében célszerű néhány mondatos vázlatot írni.

Ennek használata nagy segítséget nyújthat a vizsgára való felkészülésnél.

d.)

A lényeget foglaljuk össze szóban.

Igyekezzünk úgy tenni, mintha olyan valakinek magyaráznánk meg, aki ilyesmiről még soha

nem hallott.
e.)

Az önellenőrzés

Melynek nagyon fontos eszköze a megtanult anyag részhez kapcsolódó feladatok megoldása a példatárból. Az otthoni tanuláshoz jelentős segítséget nyújthat a tanszékünkön íródott példatár (2), amelyben rövid elméleti összefoglalót és számos kidolgozott feladatot találhatnak. Minden kidolgozott feladathoz a gyakorló feladatok között találhatnak 1-2 megoldási menet nélküli példát, amelyen lemérhetik, hogy elsajátították-e az elméletet. (Ellenőrzési lehetőség is van, hiszen valamennyi feladat végeredménye megtalálható.) A felkészülés akkor eredményes, ha legalább a feladatok 80 %-át helyesen oldottuk meg.

A TANTÁRGY TANULÁSÁHOZ ELŐÍRT KÖTELEZŐ IRODALOM

1. Dr. Mészárosné Dr. habil. Bálint Ágnes: Műszaki Kémia tanulási útmutató (nappali tagozat), 2008. Gödöllő
2. Bálint-Heltai: Kémiai példatár, Gödöllő, 1986.

RENDELKEZÉSÜNKRE ÁLLÓ EGYÉB TANANYAG:

Tankönyv:

Berecz Endre. Kémia Műszakiaknak, , Tankönyvkiadó, 1991. (vagy újabb kiadás)

Video filmek:

1. A Televideo Kémia sorozatából: I.,II.,IV.
2. A Tanszék készítésében " Vékonyréteg kromatográfia I.-IV."

Angol nyelvű film:

1. Izotópok az Agrártudományban

Számítógépes program:

1. ISIS molekula rajzoló (Internetről egyetemi hallgatóknak szabadon letölthető. Internet cím: www.mdli.co.uk/downloads/isisdraw.html)

KÖVETELMÉNYEK

A tantárgy oktatásának célja, rövid tartalmi leírása:

A tantárgyat a Gépészmérnök, Mezőgazdasági Gépészmérnök és Műszaki menedzser szakokon alapozó tárgyként az első szemeszterben oktatjuk. A gyakorlatban dolgozó mérnök számára elengedhetetlen alapvető általános-, szerves-, alkalmazott-, szerves- és műanyagkémiai ismereteket foglalja össze. Különös hangsúlyt kap a kémia anyagszerkezeti szemlélet és gyakorlati anyagismeret összekapcsolása.

A tárgy - alapoz. A megszerzett ismeretek jól hasznosíthatók a fizikában, anyagismeretben stb.

A legfontosabb előtanulmányok:

A gimnáziumi kémia, fizika és matematika tanulmányok.

A félév elismerésének feltétele:

A tantárgyat év végén kollokviummal zárjuk.

Követelmények:

Írásbeli feladatok:

Kötelező: Az index félévvégi aláírásának feltétele, az évközi zárthelyi dolgozat sikeres megírása, hiányzás esetén csak megfelelő orvosi igazolást fogadok el.

Zárthelyi dolgozat: Példatár: 1-6. fejezetéből 4 feladat lesz - 2008. november 24-28. megbeszéltek időpontban és helyen lesz.

Sikertelen zárthelyi javítására két alkalommal írunk ki pótlási lehetőséget, közösen egyeztetett időpontban. (Tehát maximum két javítási időpont lesz, több nem.)

A félév elismerésének feltétele: (azaz a félévi aláírás feltétele)

Írásbeli feladatmegoldás: maximum 40 pont

Ennek sikeres teljesítése : minimum 21 pont

A tantárgyat elméleti kérdésekkel zárjuk azok számára, akik sikeresen teljesítették az írásbeli feladatmegoldást (minimum 21 pontot értek el).

Elméleti kérdések: 60 pont (3*20 pont)(minimum 3*11 pont)

Az elméleti kérdések a Tematikának megfelelő 3 témakörből kerülnek kiadásra a vizsgaidőszakban. Minden egyes témakörből a minimum pontszám teljesítése kötelező. Bármely témakörből, ha valaki nem teljesítette a minimumot, utóvizsgát kell tennie azon témakörből, amely sikertelen volt.

A kollokvium jegy az elméleti pontszám és az évközben elért pontszám összege. (40+60)

Összesítve:

1. Zárthelyi feladatmegoldásból: 40 pont

2. Elmélet : 60 pont

Értékelés:

jeles (5) 86-100

jó (4) 76-85

közepes (3) 61- 75

elégéses (2) 51- 60

elégtelen (1) < 50

RÉSZLETES TANANYAG:

Kémiai anyagszerkezet (4 óra)

Anyagi rendszerek és csoportosításuk. Az atom szerkezete: radioaktivitás, magkémia,

atommodellek, a periódusos rendszer elmélete. Kémiai kötések: ionos kötés; fémes kötés; kovalens kötés. Átmenet a kötéstípusok között.

Kolloidkémia (2 óra)

Kolloid rendszerek típusai és tulajdonságaik.

Anyagi halmazok, a kémiai termodinamika alapjai (8 óra)

Halmazok, állapotegyenletek, elegyek, híg oldatok törvényei. Főtételek, affinitás. Reakciókinetika. Tömeghatás törvénye, egyensúlyok. Elektrolit egyensúlyok. Sav-bázis elméletek: pH, hidrolízis, pufferek.

A kémiai reakciók értelmezése és mennyiségi viszonyai.

Elektrokémia (2 óra)

Vezetőképesség és disszociáció, elektródpotenciál, galvánelemek, redoxi rendszerek és redoxi potenciál, elektrolízis. Korrózió és korrózió elleni védelem.

Szervetlen kémia (6 óra)

Az elemek általános jellemzése. Nemfémes elemek, félfémek, fémek (s,d,f,p-mező) kémiai leírása. A vegyületek általános jellemzése és csoportosítása. A fontosabb vegyületcsoportok kémiai leírása.

Szerves kémia (4 óra)

A hallgatóknak el kell sajátítaniuk a főbb vegyülettípusok előállításának módjait, legfontosabb reakcióikat, a gyakorlati életben való felhasználásukat.

Az élő természet vegyületei közül a fehérjék és szénhidrátok kerülnek ismertetésre.

Műanyagok kémiája (2 óra)

Műanyagok. Természetes alapú műanyagok. Mesterséges (szintetikus) alapú műanyagok.

A következő fogalomtárat kezeljük úgy, mintha rövid kivonatot készítettünk volna a tankönyvből és egyéb olvasmányainkból. Tekintsük át a tananyag vázlatát és egészítsük ki a megfelelő fejezeteket a tankönyvből, oldjuk meg a példatár megfelelő fejezeteiben található feladatokat. Válaszoljunk a 3 témakör végén feltett kérdésekre, ha nehézségekbe ütközne a megoldás, ismételten olvassuk át a kérdéses fejezetet, illetve nézzük át a kötelező tankönyv megfelelő fejezetét. Ha így sem boldogulunk, konzultáción van lehetőség a problémák megbeszélésére.

1. témakör: Általános kémia

A kémia azokkal a változásokkal foglalkozik, amelyek az atomok elektronszerkezetében tartósan végbemennek.

Az általános kémia az anyagi minőség és átalakulásainak általános törvényeivel foglalkozik.

Anyagszerkezet

Az **atom** az anyag azon legkisebb része, amelynek törzse kémiai folyamatokban nem változik, fizikai módszerekkel (például gyorsított részecskékkel) részecskékre bontható.

Kémiai elem azonos protonszámú atomokból álló anyagok. A kémiai elem nem azt jelenti, hogy az anyag szabad állapotú atomokból áll. A kémiai elemekben az atomok többféle módon kapcsolódhatnak egymással.

A **neutronok a protonokkal** együtt rendkívül kicsi méretű: 10^{-15} méter átmérőjű atommagokban tömörülnek. Az **elektronok** 10^{-10} m átmérőjű **atompályákon tartózkodnak**. Az anyagnak az atommagból és elektronburokból álló önálló szerkezeti egysége **az atom**.

A tömeg, elektromos töltés és a mágneses tulajdonság már az anyag legkisebb összetevőinek, a részecskéknél is jellemzője:

név	jele	viszonylagos		
		tömege	elektromos töltése	saját mágneses tulajdonság (spin)
proton	p	1	1	-1/2, 1/2
neutron	n	1	0	-1/2, 1/2
elektron	e	1/1840	-1	-1/2, 1/2

A radioaktivitás meghatározott atomok azon tulajdonsága, hogy sugárzás kibocsátása közben bomlanak stabilabb anyagokká.

Neutronbesugárással az atomok radioaktív változatai mesterségesen is előállíthatók.

A radioaktív sugárzás típusai:

α -sugárzás: pozitív töltésű He-atommagok.

β -sugárzás: negatív töltésű elektronok.

γ -sugárzás: nagy energiájú elektromágneses sugárzás.

A kémiai elem **rendszáma az atommagban lévő protonok száma**.

A rendszám a vegyjel mellett bal alsó indexel jelezhető.

Például: ${}_1\text{H}$, ${}_6\text{C}$.

Az atom másik jellemzője a tömegszám, az atomban lévő protonok és neutronok számának összege. A tömegszám a vegyjel mellett bal felső indexel jelezhető. Például: ${}^{18}\text{O}$ vagy oxigén-18. Legkevesebb részecskét tartalmaz a ${}^1\text{H}$, többet a ${}^2\text{H}$ = deutérium = D, ${}^3\text{H}$ = trícium = T. A szén leggyakoribb atomja a ${}^{12}\text{C}$ vagy másképpen szén-12.

Az atomi tömegegység a szén-12 atom tömegének 1/12-ed része. A részecskék tömegét is atomi tömegegységekben fejeztük ki.

A **relatív atomtömeg** (ne tévesszük össze a tömegszámmal) **megadja, hogy a kémiai elem átlagos atomtömege hányszor nagyobb, mint az atomi tömegegység.** Jele: $A_r(X)$, ahol (X) a kémiai elem vegyjele. A viszonylagos mennyiségek egysége 1 (esetleg a %).

A kémiai elemek több, különböző tömegszámú atomból állnak, emiatt relatív atomtömegük nem egész szám. Ez nem jelenti azt, hogy az esetek nagy részében ne lehetne az atomtömegeket kis hibával egész számra kerekíteni. A kerekítések különböző pontossága miatt a relatív atomtömegek azon pontosságú értékeit, amelyekkel a számítási feladatokat meg kell oldaniuk, a feladatokban megadják.

A vegyjel az elemek rövid jele. Néhány kémiai elem neve és vegyjele:

név	vegyjel
hidrogén	H
hélium	He
szén (carbonium)	C
réz (cuprum)	Cu
jód (iod)	I

Az **atompálya** az a felület az atomon belül, amelyen belül az adott elektron legalább 90 %-os valószínűséggel megtalálható.

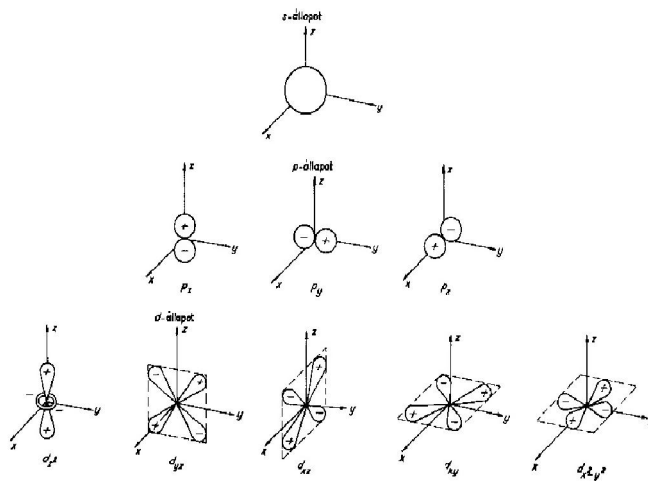
Az atommag erőterében tartózkodó elektronok diszkrét, stacionárius állapota a kvantummechanikai atommodell szerint négy adattal jellemezhető, amelyet **kvantumszámok**nak nevezünk.

A **főkvantumszám jelzi az elektron atommagtól való átlagos távolságának mértékét.** Egyben **megszabja elsősorban az elektron energiáját.** Jele: n , értéke pozitív egész számok. A periódusos rendszer alapján egytől hétig terjedhet az értéke.

A **pályaalak jellemzésére az alhéj vagy mellékkvantumszám szolgál. Ez a kvantumszám befolyásolja még a pálya energiaszintjét is.** Jele: l , értékei **0, 1, 2, 3** és így tovább növekedhetnek $n - 1$ **maximális értékig**, tehát eggyel kisebb értékig, mint a főkvantumszám. Ezeket a pályákat **betűkkel is jelölik:** s, p, d, f,

A mellékkvantumszám értékei az alhéjon lévő metszéspontok számát adják meg: tehát a 0 vagy s alhéj gömb, az 1. vagy p alhéj súlyzószerű idom stb. A mellékkvantumszám értékeit a színképvonalak jellegének tanulmányozásából azonosították. Az atompályákat úgy jelöljük, hogy először leírjuk a főkvantumszám számértékét, majd a mellékkvantumszám betűjelét, végül ennek jobb felső indexében a mellékkvantumszámon vagy alhéjon lévő elektronok számát. Például $1s^2 2s^2 2p^3$.

A következő ábrán a különböző mellékkvantumszámú pályák alakja látható:



A **mágneses kvantumszám (m)** az elektronpálya térbeli irányát adja meg. Értékük: -1...0...+1 között bármely egész szám lehet.

A negyedik kvantumszám a spinquantumszám megadja az elektron saját mágneses momentumát (tulajdonságát), értéke kétféle lehet: $s = 1/2, -1/2$

A továbbiakban az elektronok kvantumszámok szerinti eloszlását meghatározó általános elvekkel foglalkozunk. Ezeket betöltési vagy kiválasztási szabályoknak is nevezzük.

Alapvető törvénynek bizonyult, hogy **egy kötött rendszeren** (pl. **atomon**) belül nincs két azonos fajtájú részecske (pl. két elektron) amelynek mind a négy kvantumszáma megegyezne (Pauli elv).

A **pályaenergia az adott atompályán lévő elektron energiája** (Az energia munkavégző képesség, egysége a joule, J (kiejtése: dzsul). Megállapodás szerint mindig a szóban forgó anyag szempontjából nézzük az energiaváltozást. A leadott hőmennyiséget negatív előjellel jelöljük, mert elvész az anyag szempontjából, a felvett energiamennyiséget pozitív előjellel jelöljük.). Ez az energia szabadul fel, ha egy elektron valamely atompályára kerül és ezt az energiát kell befektetni az elektron atompályáról eltávolításához. Tehát valamennyi pályaenergia negatív érték és a legbelső héjak pályaenergiája legkisebb.

Az **energiaminimum** elve szerint az atompályák pályaenergiájuk növekvő sorrendjében töltődnek be.

Az atompályák energiaszintje kisebb (kötött állapot), mint a magtól végtelen távolságra lévő elektronoké (szabad állapot). Az atompálya energiája annál magasabb, minél magasabb főkvantumszámhoz tartozik. Mivel az egyes főhéjak energiája egyre közelebb kerül egymáshoz és egyre több alhéjra bomlanak, így a következő kivételek adódnak a szigorú számsorrendben való betöltődéstől: valamely d alhéj kiépülése helyett előbb a soronkövetkező héj s alhéja épül ki, továbbá az f alhéjak csak a kettővel soronkövetkező s alhéj után épülnek ki.

A kvantumszámok betöltődésének törvényei között a másik kivétel a szigorú számsorrendtől az, hogy az alhéjakon először az azonos spinquantumszámok töltődnek be (**Hund-szabály**).

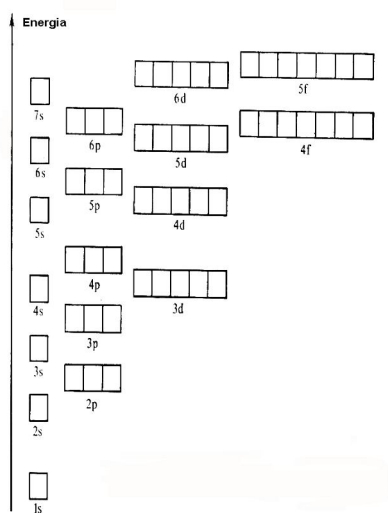
A lehetséges spinquantumszámok betöltődésének jelölésére négyzetes ábrázolás szolgál: négyzetbe rajzolt függőleges nyíl jelöli a párosítatlan elektront, kettős nyíl a párosított spinű elektronpárt.

Az alábbi táblázat mutatja meg ezt a sorrendet, amelyben a növekvő rendszámú = növekvő elektronszámú elemekben a kvantumszámok = atompályák = energiaszintek betöltődnek a

Pauli-elv, az energiaminimum törvénye és a Hund szabály alapján.
Az elektronhéjak betöltődési sorrendje:

n (1,2...)	l (0,1...n-1)	m (-1,...0,...+1)	szint jelölése	m_s (+1 ; -1)	elektronok száma $\sum 2n^2$
1	0	0	1s	+1 ; -1	2
2	0	0	2s	+1 ; -1	2 } 6 } 8
	1	-1, 0, +1	2p		
3	0	0	3s	+1 ; -1	2 } 6 } 18 10 }
	1	-1, 0, +1	3p		
	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d		
4	0	0	4s	+1 ; -1	2 } 6 } 32 10 } 14 }
	1	-1, 0, +1	4p		
	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d		
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f		

Az azonos vegyértékelektron-számú elemek egymáshoz hasonlóak, így a kvantumszámok betöltési sorrendje megadja a kémiai elemek periódusos rendszerét. Az elektronpályák betöltési sorrendjét a következő ábra szemlélteti:



Az elektronpályák viszonylagos energiaszintjei

Vegyértékelektronnak nevezzük **az atom lezáratlan főháján lévő elektronok számát.**

Atomtörzs az atommag és az elektronok a vegyértékelektronok kivételével.

A hasonló elemeknek elektronszerkezetükben is hasonlóknak kell lenniük, pl. a lítiumnak, nátriumnak, rubidiumnak, céziumnak és franciumnak (az un. alkálifémeknek) egy külső elektronja van, legfeljebb ez a külső elektron a felsorolás sorrendjében egyre távolabb kerül az atommagtól (egyre magasabb főkvantumszámú pályán tartózkodik az elektron).

A H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr sorrendben növekszik a külső elektron távolsága az atommagtól, csökken az elektromos vonzóerő, tehát egyre könnyebben leadhatják ezt az elektront. Ez megegyezik azzal a tapasztalatunkkal, hogy a felsorolás sorrendjében növekedett az alkálifémek reakcióképessége.

Enek megfelelően a **periódusos rendszer a kémiai elemek olyan elrendezése, amelyben a hasonló tulajdonságú elemeket általában a rendszer függőleges soraiban, más néven csoportjaiban találjuk.**

A fontosabb elemcsoportok, vegyértékelektronjaik számának növekvő sorrendjében:

ns^1 **elektronkonfigurációjú alkálifémek** (Li, Na, K stb.)

ns^2 **elektronkonfigurációjú alkáliföldfémek** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, stb.)

ns^2np^2 **elektronkonfigurációjú szénecsoport** (C, Si, Ge),

ns^2np^3 **elektronkonfigurációjú nitrogénecsoport** (N, P, stb.),

ns^2np^4 **elektronkonfigurációjú oxigénecsoport** (O, S, Se, Te, Po),

ns^2np^5 **elektronkonfigurációjú halogénelemek** (F, Cl, Br, I, At),

ns^2np^6 **elektronkonfigurációjú nemesgázok** (pl. He).

A vegyértékelektronok számának megfelelő csoportszámozás található az un. hosszú periódusos rendszerben. Tanuljuk meg a fontosabb elemcsoportok és elemek elektronkonfigurációját és vegyértékelektronszámát.

Az egymástól csak d alhéjuk telítettségében különböző elemek egymáshoz kissé hasonlóak (d mező elemeinek nevezzük ezeket).

Sokkal jobban hasonlítanak egymáshoz azok az elemek, amelyek csak f alhéjuk telítettségében különböznek: a ritkafémek (az 58-71. rendszámú elemek) és az aktinidák (a 90-103. rendszámú elemek).

A periódusos rendszerben minden egyes vízszintes sor balról jobbra olvasva a periódus.

A rendszám megadja a kémiai elem sorszámát a periódusos rendszerben. Az azonos protonszámú, különböző neutronszámú anyagok azonos kémiai tulajdonságúak, a periódusos rendszerben azonos helyűek, ezek az izotópok (izosz - toposz = azonos helyű).

Izotópok az azonos protonszámú, különböző neutronszámú anyagok.

Jelenleg a 118-as rendszámú elem az utolsó, amelyet ismerünk. Ezek kis része környezetünkben is megtalálható elemi állapotban. A következő lapon a periódusos rendszer látható.

A kémiai kötések az atomok kapcsolódási módjai annak érdekében, hogy az alkotó atomok a létrejövő új szerkezetben energetikailag stabilabb állapotba kerüljenek. Alaptípusai a kovalens kötés, az ionos kötés és a fémes kötés.

Az ion elektromos töltéssel bíró atom vagy atomcsoport.

Ilyen például a hidrogénion (proton). Az ionok képletében a vegyjel mellett a **jobb felső index az iontöltés számát és előjelét adja meg. A pozitív töltésű iont kationnak nevezzük, a negatív töltésűt anionnak.**

Az ionok az atomokból elektronleadással vagy elektronfelvétellel jönnek létre. A halogénatomok elektronfelvétele energiafelszabadulással jár.

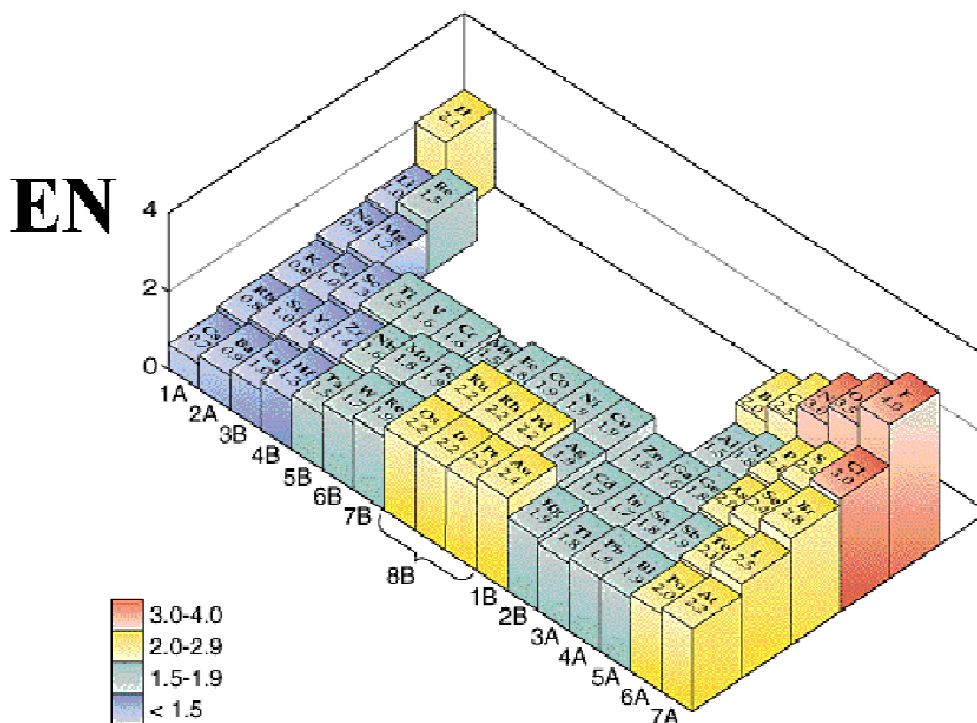
Ionizációs energiának azt az energiát nevezzük, amely 1 mol szabad atomból a legkönnyebben leszakítható elektron eltávolításához szükséges. Mértékegysége: kJ/mol.

Elektronaffinitásnak nevezzük azt az energiát, amely ahhoz szükséges, hogy 1 mol gázhalmazállapotú negatív ionból a töltést okozó elektronokat eltávolítsuk.

Az ionizációs energia és az elektronaffinitás hasonló módon változik a periódusos rendszerben. Egy elektront könnyebb felvenni vagy leadni, mint kettőt vagy hármat. Távolabb lévő külső héjről könnyebb leadni, közelebb lévő belső héjra könnyebb felvenni elektront.

Ilymódon érthető, hogy az ionizációs energiából (i) és az elektronegativitásból (a) újabb jellemző származtatható, az elektronegativitás.

Az elektronegativitás a kötött atomok elektronvonzó képességét jellemzi. A következő ábrán az elektronegativitás periódusos rendszerben való változását mutatja:



<http://www.800mainstreet.com/5/0005-008-period-en.gif>

Végeredményként a cézium elektronegativitása a legkisebb, a fluoré a legnagyobb és a periódusos rendszerben a B-Po vonal mentén lesznek a közepesek. Ettől balra találhatók a fémek, jobbra a nemfémek. A d mező elemei átmenetet képeznek a nemfémek felé, ezek az átmeneti fémek. A p mezőben a B-Po vonal mentén lévő elemeknek általában van fémes és nemfémes változatuk is, ezek a félfémek.

Az atomsugár és az ionsugár a periódusos rendszer periódusain belül balról jobbra csökken, mert a magtöltések vonzó hatása növekszik, **a csoportokon belül felülről lefele nő,** mert a magtöltések vonzó hatása csökken.

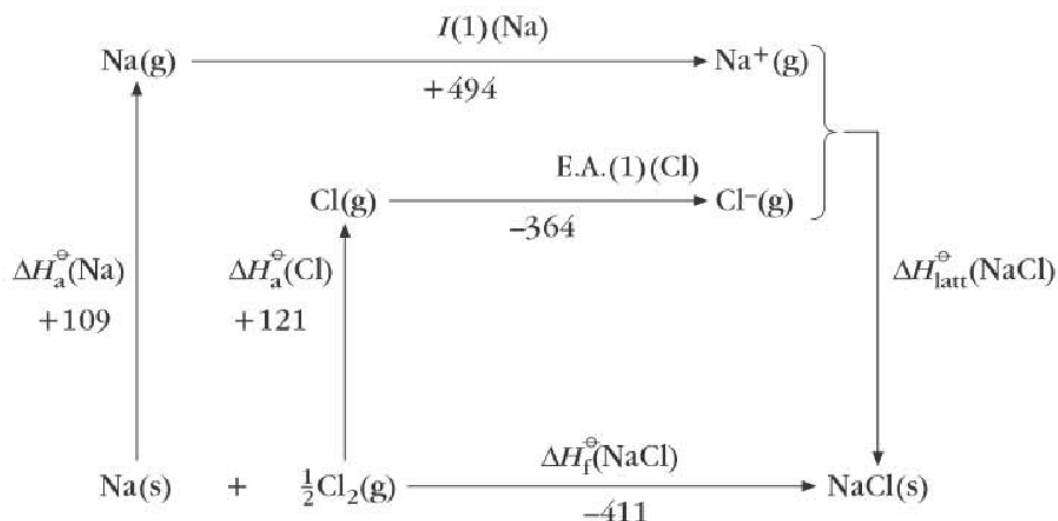
Az atomsugárnál a pozitív ionok sugara kisebb, a negatív ionok sugara nagyobb, mert első esetben növekszik a protonok vonzó hatása az elektronokra, második esetben növekszik az elektronok egymást taszító hatása.

A pozitív ionok sugara mindig kisebb, mint azé az atomé, amelyből keletkeztek, mert a pozitív töltésű ionok vonzzák a leszakadt elektronokat.

A nagy atomsugarú atomokból térfogategységben kevesebb fér el, mint a kis atomsugarúakból. Sűrűségük alapján a fémeket könnyűfémekre és nehézfémekre csoportosítjuk.

A könnyűfémek 5 g/cm^3 -nél kisebb, a nehézfémek 5 g/cm^3 -nél nagyobb sűrűségűek.

Az ionkötés energiamérlegét a NaCl kialakulásán keresztül mutatja be a következő ábra:



Kovalens kémiai kötés

Vegyületnek nevezük a különböző rendszámú atomokból felépülő anyagi rendszereket. A különböző atomok kémiai kötéssel kapcsolódnak egymáshoz.

A kovalens kötésnél két atom ellentétes spinnű elektronjai a két pozitív töltésű atomtörzs vonzása következtében molekulapályára kerülnek és kötőelektronpár alakul ki.

A molekulapálya az a felület, amelyen belül 90 %-os valószínűséggel megtalálhatjuk a kötő elektronokat.

Molekulának nevezük meghatározott számú atomból kovalens kötéssel létrejövő, térben és időben viszonylag állandó atomcsoportot.

A kovalens kötés egyik geometriai jellemzője a kötéstávolság.

A kötéstávolság (d) a két atommag közötti távolságot jelenti a kovalens kötésben.

A kötési energia 1 mol molekulában két adott atom közötti kötés felszakításához szükséges energia.

Minél nagyobb az atomok mérete, annál nagyobb a molekulákban a kötéstávolság és annál kisebb a kötési energia.

Az elektronszerkezeti képletben a kötő elektronokat pontokkal is jelölhetjük. Pl. H : Cl, H : H. Azokat a vegyértékelektronokat, amelyek nem vesznek részt a kémiai kötésben, nemkötő elektronoknak nevezük. A nemkötő elektronokat szintén jelölhetjük.

Vegyértéknek nevezük az atomhoz kapcsolódó kötő elektronpárok számát és ezeket vegyértékvonallal jelöljük.

A szerkezeti vagy konstitúciós képletben a (bármely) kötésben résztvevő atomok sorrendjét és térbeli elrendeződését úgy ábrázoljuk, hogy vegyjeleiket vegyértékvonallakkal kötjük össze.

Például: H - Cl, H - H, O = C = O.

A fémek vegyértéke általában megegyezik a vegyértékelektronjaik számával, a nemfémek vegyértéke hidrogénnel és fémekkel alkotott vegyületeikben gyakran megegyezik s + p vegyértékelektronjaik nyolcra való kiegészítéséhez szükséges számmal.

A kémiai képletek harmadik változatában, **a tapasztalati képletben a kötések nem jelöljük, csak a kötésben résztvevő atomok vegyjeleit és a számát a jobb alsó indexben.** Például: HCl, H₂O, CO₂. A tapasztalati képletben az egynél többször előforduló atomcsoport képletét

gömbölyű zárójelbe tesszük. Például: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

A kovalens kötés lehet poláros vagy apoláros, egyes és többszörös, datív vagy nem-datív.

A kötés poláros, azaz a pozitív és negatív elektromos töltés középpontja nem esik egybe, ha a két atom elektronvonzó képessége, az elektronegativitása különböző.

(Néhány elem elektronegativitása (EN): $\text{EN}_\text{H}=2,2$; $\text{EN}_\text{O}=3,5$; $\text{EN}_\text{C}=2,5$; $\text{EN}_\text{F}=4,1$; $\text{EN}_\text{Na}=1,0$)

Poláros például a sósavban lévő kötés: $\text{H} : \text{Cl}$

A kötés polaritása csak kétatomos molekula esetében jelenti egyúttal a molekula polaritását is.

A kötés apoláros, azaz a pozitív és negatív töltések középpontja egybeesik, ha a két atom elektronvonzó képessége, az elektronegativitása megegyezik.

Néhány elem: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8

Figyeljük meg, hogy az elemi gázok kétatomos molekulákat képeznek.

Az atomok többsége egynél több atommal kapcsolódik.

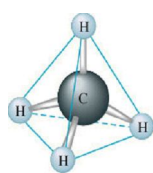
A koordinációs szám fejezi ki valamely szerkezeti egység szomszédainak számát. A kötésszög a kapcsolódó atom(csoport)ok által bezárt szög. A kettőnél többatomos molekulában megkülönböztetünk központi atomot és a központi atomhoz kapcsolódó ligandumokat.

A kettőnél többatomos molekula polaritását nem csupán a kötések polaritása dönti el, hanem a molekula téralkata is.

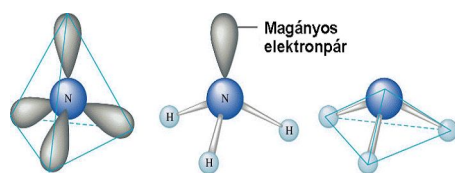
A molekula apoláros, ha a kötések polaritása és térszerkezete következtében a pozitív töltések középpontja és a negatív töltések középpontja egybeesik, poláros, ha nem esik egybe.

Például a $\text{H}-\text{Cl}$ (sósav) poláros anyag, a CCl_4 (szén-tetraklorid) apoláros.

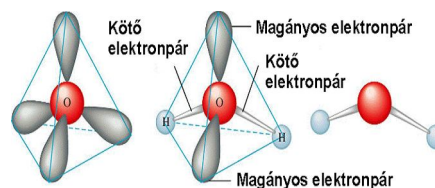
A kapcsolódó atom elektronjai egymás után lépnek kötésbe. a kötő és nemkötő elektronpárok taszítják egymást, igyekeznek úgy elrendeződni, hogy egymástól a lehető legmesszebb kerüljenek. A nemkötő elektronpár közelebb húzódik a központi atom felé, mert csak ennek vonzása alatt áll. Mivel közelebb van az atommaghoz, taszító hatása, térigénye nagyobb, mint a kötő elektronpáré. Néhány molekula térbeli alakja látható a következő ábrákon:



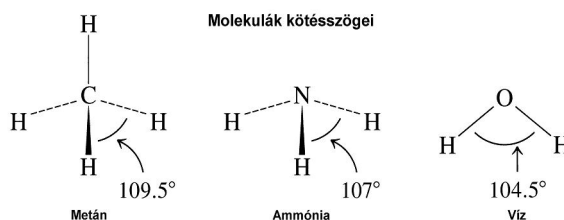
Metán molekula



Ammónia molekula



Víz molekula





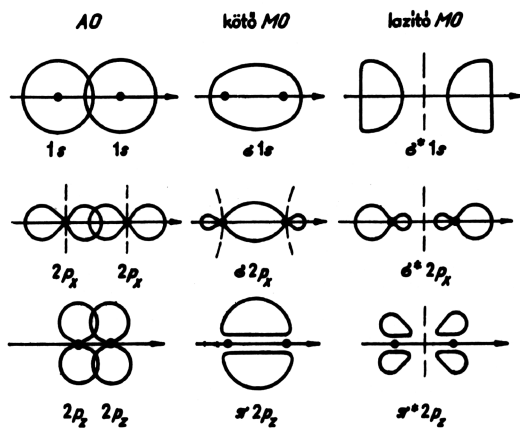
Széndioxid-molekula

A kovalens kémiai kötésben a kötő elektronok felét általában az egyik atom szolgáltatja, a másik felét a másik atom.

A datív kötés olyan kovalens kötés, amelyben a kötő elektronok nagyobb részét adja az egyik atom (a donor), mint a másik (az akceptor).

Többnyire datív kötéssel kapcsolódnak a nemkötő elektrópárral rendelkező (és így elektronmegosztásra képes) molekulák vagy ionok (NH₃, H₂O, OH⁻) mint ligandumok valamely központi helyzetet elfoglaló fémionnal.

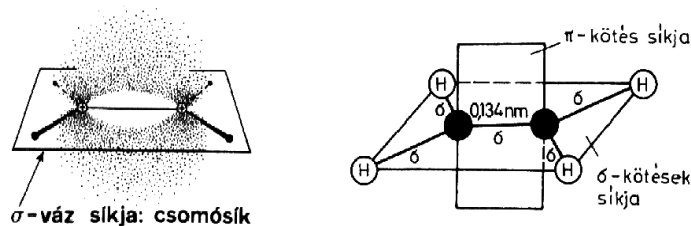
A kovalens kötés egyik típusa a szigma (σ) kötés. Ezek az elektronok főleg a kötött atomok között vannak. Ez a kötésfajta lehetővé teszi, hogy a molekularészek elforduljanak a kötés tengely körül. Két fajtájuk ismeretes: σ kötés és σ* lazító molekulapálya.



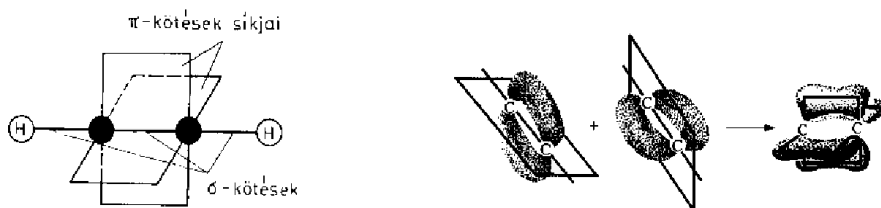
hogy a kötésfajta lehetővé teszi, hogy a molekularészek elforduljanak a kötés tengely körül. Két fajtájuk ismeretes: σ kötés és σ* lazító molekulapálya. A mellékelt ábrán jól láthatók, hogy mely atompályából alakulnak ki a különféle molekulapályák.

A kovalens kötés másik típusa a pi (π) kötés olyan kovalens kémiai kötés, amely a szigma kötések kialakulása után alakul ki párhuzamos tengelyű p-pályák átfedésével. Az első π kötés a molekula síkja (a szigma kötések által kialakított molekulageometria) alatt és fölött helyezkedik el, a másik π kötés a molekula síkja előtt és mögött. A kötések elhelyezkedése jól

látható az etilén molekulában:



A második π kötés megjelenése jól látható az acetilén molekulában:



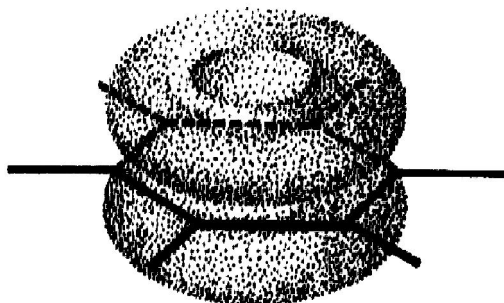
A π kötések gyengébbek a σ kötésnél, ezért könnyebben felszakíthatók. A kötések számának növekedésével nő a kötési energia és csökken a kötéshossz. Például az $::O::O::$ és $:N:::N:$ közül az utóbbi erősebben kötött molekula.

Mivel a többszörös kovalens kötés térigénye kisebb, mint több egyszeres kötésé, ezért többszörös kötések elsősorban a nagy elektronegativitású de kis méretű atomok (C, N, O) képeznek, mert ezek körül nem fér el sok más atom.

Kovalens kötéssel molekulák (szilárd halmazállapotban molekularácsot alkotnak) és atomrácsok képződnek.

A konjugált (latin: összekötött) kettőskötés-rendszer olyan molekularészlet, amelyben formálisan egyes és többszörös kovalens kötések váltakoznak, valójában pedig ennél egyenletesebb elektroneloszlás jön létre, mert a többszörös kötést jelentő pi elektronok közül az egyik helyhez nem kötött (úgynevezett **delokalizált**) molekulapályája kettőnél több atommagot zár magába.

Például a síkalkatú, hat szénatomból és hat hidrogénatomból álló benzolmolekula gyűrűs képletét, az egy szénatomból és három oxigénatomból álló két negatív töltésű karbonátion és több más összetett ion elektronszerkezeti képletét úgy kell felírunk, hogy a lokalizált elektronpárokon kívül maradnak még párnélküli kötő elektronok. Ezek az elektronok nincsenek két atom közé lokalizálva, hanem delokalizált molekulapályát képeznek, amelynek kiterjedését benzolszármazékokban hatszögbe írt körrel, más anyagoknál a vegyjelek sorrendje köré rajzolt pontozott körívvel tüntetjük fel. A következő ábrán jól látható a benzol szimmetrikus szerkezete és a delokalizált un. π -elektronszextett:



A szimmetrikus és egyenletes elektroneloszlású anyagok állandóbbak, mint a kevésbé szimmetrikus és kevésbé egyenletes elektroneloszlású anyagok.

Az oxosavak sói sokkal stabilabbak, mint maguk az oxosavak. Például a szénsav (H_2CO_3) CO_2 -ra és H_2O -re bomlik már szobahőmérsékleten, ezzel szemben a karbonátokból csak jóval magasabb hőmérsékleten szabadul fel CO_2 (pl. $CaCO_3$ -ból csak $1000^\circ C$ -on). A stabilitásbeli különbség szerkezeti okokra vezethető vissza: a szénsavban a hidrogén polarizáló ereje nagyobb, mint a fémionoké, így az oxosavak molekuláiban lokalizált π -kötések vannak, míg az oxosavak sóiban az anionok kötéseit alkotó elektronok egy része delokalizálódik.

A fémes kötés olyan kémiai kötés, amely elvileg korlátlan számú fématom között jön létre úgy, hogy a vegyértékhéjon lévő lazán kötött elektronjaik leszakadnak és ezek a visszamaradt fémionok erőterében szabadon, delokalizáltan mozogva valamennyi fémionhoz egyaránt tartozva ezeket összetartják.

A fémes anyagok közismert tulajdonságai: a jó elektronvezetés és hővezetés, a fényvisszaverő képesség, a nyújthatóság a fémes kötéssel indokolható. Vezetőképességük a hőmérséklet emelésével csökken.

Másodrendű kötések a molekularészletek közötti kötőerők.

Ezek közül a hidrogénkötés a legerősebb.

A hidrogénkötés olyan kölcsönhatás, amelyet hidrogénatom létesít két elektronvonzó atom (O, N vagy F) között. A hidrogénkötést pontokkal jelölve: - X - H ... X-, ahol X: O, N, vagy F.

Oka, hogy a nagy elektronegativitású atom maga felé vonzza az elektronpárokat a vele kovalens kötéssel kapcsolódó hidrogénatomtól, így ez képes másik hasonlóan nagy elektronegativitású és kötésű atom nemkötő elektronpárjával másodrendű kapcsolat kialakítására.

A hidrogénkötés kb. 100 °C-szal megnöveli az anyag forráspontját hasonló moláristömegű hidrogénkötés nélküli anyaghoz viszonyítva.

A hidrogénkötés kötési energiája egy nagyságrenddel kisebb, mint az elsőrendű kötésé.

A másodrendű kötések másik nagy csoportját a **Van der Waals kötéseknek** nevezzük, a típusai a következők lehetnek:

Dipólus-dipólus kölcsönhatásnak nevezzük a **poláris molekulák közötti másodrendű kötést.** Kötési energiája kb. tizede a hidrogénkötés kötési energiájának.

Az elektronok véletlenszerű mozgása következtében rövid időre előfordul, hogy az atom vagy apoláris molekula elektroneloszlása deformálódik, poláris lesz. Ez deformálja a szomszédjában lévő apoláris anyag elektronszerkezetét, gyenge vonzóerő lép fel.

Diszperziós kölcsönhatás az apoláris részecskék közötti kapcsolat.

Anyagi jellemzők, SI mértékrendszer a kémiában

Az alapegységeket az alábbi táblázatban foglaljuk össze:

Alapmennyiség	Jele	Mértékegység neve	Mértékegység jele
Hosszúság	l	méter	m
Idő	t	másodperc	s
Tömeg	m	kilogramm	kg
Elektromos áramerősség	I	amper	A
Termodinamikai hőmérséklet	T	Kelvin	K
Anyagmennyiség	n	mol	mol
Fényerősség	I _v	kandela	cd

A tömeg egysége a kilogramm, ez gyakorlatilag (de nem pontosan) egyenlő 1 liter 4 °C hőmérsékletű víz tömegével. A tömegmérés leggyakoribb eszköze a mérleg. A mérlegek nagyon különböznek egymástól a mérés elvében, lengésük csillapításában, pontosságukban, méréshatárukban.

$(10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$. A nemzetközi mértékrendszeren kívüli korlátozás nélkül használható térfogategység a liter (l), ami a dm^3 névváltozata ($1 \text{ l} = 1000 \text{ ml}$). A térfogatmérő eszközöket vagy betöltésre, vagy kifolyásra hitelesítik. Betöltésre hitelesítik a mérőlombik térfogatát, amely jelig töltve meghatározott térfogatú folyadékot tartalmaz. A kifolyásra hitelesített eszközökből a megfelelő jelig történt töltés után meghatározott térfogatú folyadék eresztethető ki. Ilyen típusú eszközök a különböző pipetták, büretták, mérőhengerek, adagolók.

Az anyagok egyik fizikai jellemzője a sűrűség, jele a görög ρ (ró) betű. **A sűrűség az**

egységnyi térfogatú anyag tömege.

Számításmódja: **sűrűség = tömeg / térfogat**, jelekkel: $\rho = m/V$.

A fizikai képleteket elegendő egy formájukban megjegyezni. Amely fogalomra szükségünk van, azt a fogalmat ebből a formából fejezzük ki. Például az egyenlőség mindkét oldalát V-vel beszorozva, egyszerűsítés után: $m = \rho \cdot V$. Ebből ρ -val való osztással, egyszerűsítés után: $V = m/\rho$. Valamely fizikai fogalomnak úgy nyerjük az egységét, hogy vesszük az azt alkotó fogalmak egységét. Például a sűrűség egysége a kilogramm per köbméter, kg/m^3 . A gyakorlatban használatos egységek: $1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ kg/dm}^3 = 1000 \text{ kg/m}^3$.

A mértékegységeket a számítások folyamán is mindig írjuk ki, a mértékegységekkel is végezzük el a kijelölt matematikai műveleteket, mert így ellenőrizhetjük, hogy az eredményt a kívánt mértékegységben kaptuk-e. Ezt az eljárást dimenziós ellenőrzésnek nevezzük.

A törvényes egységek decimális szorzói és elnevezésük:

nagyságrend	normál alak	neve	rövidítés
1000000	10^6	mega-	M
1000	10^3	kilo-	k
0,1	10^{-1}	deci-	d
0,01	10^{-2}	centi-	c
0,001	10^{-3}	milli-	m
0,000 001	10^{-6}	mikro-	μ
0,000 000 001	10^{-9}	nano-	n
0,000 000 000 001	10^{-12}	piko-	p

A természetben egyik gyakran előforduló függvényben, az **egyenes arányosságban** a mennyiségek összetartozó értékpárjainak a hányadosa állandó. Pl.: $120 : 1 = 240 : 2 = 360 : 3 = 480 : 4$. Az egyenes arányosságban matematikailag semmiféle különösebb esetet nem jelent, azonban gyakorlatilag annál fontosabb az aránypár $a : b = c : x$ vagy hányados formában $a/b = c/x$. Az egyenlet mindkét oldalát beszorozva bx/a -val, egyszerűsítés után $x = bc/a$, tehát az aránypár ismeretlen külső tagját megkapjuk, ha a belső tagok szorzatát osztjuk az ismert külső taggal. **Ha a belső tag az ismeretlen, akkor a külső tagok szorzatát osztjuk az ismert belső taggal.**

Az egyenes arányosság és az aránypár egy eseteként tekinthető a százalékszámítás is. Például az utolsó feladatban: $2,225 : 0,383 = 100 : x$. Ebből fejezzük ki és számítsuk ki x-et.

Tömegmegmaradás törvénye: Zárt rendszer tömege állandó.

Energiamegmaradás törvénye: Az egyik energiafajta átalakulhat másik fajta energiává, de az energia nem semmisíthető meg, és nem is teremthető.

Anyagi halmazok

Anyagi halmazok a sok szerkezeti egységből álló anyagok. A szerkezeti egységek ionok, atomok vagy molekulák lehetnek.

Olyan sok szerkezeti egységnek kell jelen lennie, hogy legalább mikroszkóp alatt megfigyelhessük az anyagi halmazt szilárd anyag, folyadéksepp vagy gázbuborék formájában.

A szerkezeti egységek, továbbá a hőmérséklet és a nyomás közötti kölcsönhatások eredményei a halmazkötések és a halmazállapotok.

A hőmérséklet a szerkezeti egységek rendezetlen mozgása energiájának mértéke. Mértékegysége a kelvin, jele: K, az olvadó jég hőmérsékletének 273,15-öd része. A nemzetközi mértékegységrendszeren kívüli, korlátozás nélkül használható mértékegység a Celsius-hőmérséklet (t), mértékegysége: °C. A kelvin és celsius skála közötti eltérést a következőképpen definiálhatjuk: $T = t + 273,15$.

A nyomás mértékegysége a pascal, jele: Pa = kg/ms². A nemzetközi mértékegységrendszeren kívüli, gázokra és folyadékokra használható mértékegysége még a bar, jele: bar = 10⁵ Pa.

A halmazállapotok: a gáz, a folyadék, szilárd és a plazma halmazállapot.

A gáz halmazállapottól a szilárd halmazállapot felé nő a szerkezeti egységek tömegének és a közöttük ható vonzóerők rendező hatása a szerkezeti egységek rendezetlen hőmozgásának szétszóró hatásához képest. A halmazállapot-változások gáz - folyadék - szilárd irányban a lecsapódás és kristályosodás, ellentétes irányban az olvadás, párolgás és a forrás. Szublimációnak nevezzük a szilárd és gáz halmazállapot közötti közvetlen átmenetet.

A szilárd anyagok alakja és térfogata állandó.

A szilárd anyagok leggyakrabban kristályos szerkezetűek.

A kristályos szerkezetet jellemzi a szerkezeti egységek szabályos rendje. A kristály a halmaz legmélyebb energiájú állapota, amelyet csak energiabefektetéssel lehet megbontani.

Rácsenergia a kristályrács megszüntetéséhez szükséges energia kJ/mol-ban.

Például a természetben közetalkotóként gyakori szilikátok szerkezetét jellemzi a SiO₄⁴⁻ tetraéderek csoportja, gyűrűje, lánc (például a rostos szerkezetű azbesztben), rétege (például a talkumban, csillámban), illetve térrácsa (például a földpátokban).

A térrácsok szerkezete geometriailag gyakran térben középpontos (centrált) kockarács, lapon középpontos (centrált) kockarács vagy hatszöges (hexagonális) rács .

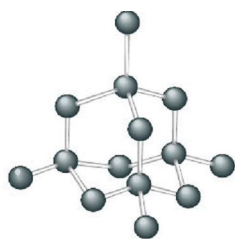
Az amorf anyag nélkülöz belső és külső rendezettségét. A szervetlen természetben rendkívül ritka. Túlhűtött olvadáknak tekinthetők. Ilyen amorf anyag például az üveg.

A rácsenergia meghatározza az anyag olvadáspontját és keménységét.

A kristályrácsok csoportosítása a rácpontokban helyet foglaló szerkezeti egységek szerint: atomrács, ionrács, fémrács, molekularács.

Az atomrácsos anyagok rácpontjaiban atomok vannak, közöttük kovalens kötés hat.

Tipikusan atomrácsos anyag a szén gyémánt módosulata. A gyémánt szerkezetét úgy képzelhetjük el, hogy egy kocka közepén van egy szénatomtörzs és ez a kocka minden második csúcpontjában lévő egy-egy további szénatomtörzsszel kovalens kötéssel kapcsolódik. Ezek további kockák középpontjában lévő szénatomtörzsekkel kapcsolódnak. Hasonlóan jön létre a kvarc, SiO₂ kristályszerkezete is SiO₄⁴⁻ tetraéderből. A következő ábrán a gyémántrács látható:



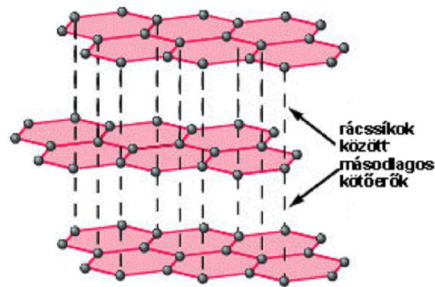
Az egész kristályra kiterjedő kovalens kötés miatt az atomrácsos anyagokat jellemzi a magas olvadáspont és forráspont, továbbá a keménység, oldhatatlanság. Mivel minden vegyértékelektronjuk kötött, ezért elektromosan szigetelők. A Si, Ge félvezetők.

Molekularácsosak azok a kristályos anyagok, amelyek szerkezeti

egységei között másodrendű kötés hat. Például: nemesgázok. A gyenge összetartó erők következtében alacsony olvadás- és forráspontúak, keménységük kicsi, az elektromos áramot nem vezetik.

Az atomok és molekulák elektronjai számának és a szerkezet méretének növekedésével növekszik az elektronszerkezet deformálhatósága, polarizálhatósága, ami az olvadáspon és a forráspont emelkedését eredményezi.

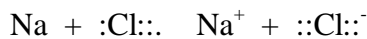
A molekularács és atomrác közötti átmenetet képviseli a C másik allotróp módosulata a grafit:



A **fémrác**os anyagok olvadásponja rendkívül tág határok között változik a higany olvadásponjától (-38,4 °C) a volfrám olvadásponjáig (3410 °C), tehát a kötés neve ez esetben semmit sem jelent erősségére nézve.

Az ionos kötés olyan kémiai kötés, amelyben az ellentétes töltésű ionokat a közöttük fellépő vonzóerő tartja össze. Fémes és nemfémes elemek vagy ionos kötéssel, vagy ionos-kovalens átmeneti kötéssel kapcsolódnak.

Például a nátrium-klorid keletkezése elektronszerkezeti kémiai képlettel leírva:



Mivel a kalcium vegyérékelektronjainak száma 2, ezért a kalciumatom két klóratommal reagál.

Az egyszerű ionok az egyféle atomból álló ionok. A keletkező ionok nagy elektromos vonzóerejük miatt azonnal kristályrácsba rendeződnek.

Az ionkötésű anyagok kristályrácsában elvileg végtelen sok ion kapcsolódik össze oly módon, hogy az ellentétes töltésű ionok egymáshoz közel, az azonos töltésűek pedig távolabb helyezkednek el. Mivel az ionok közötti vonzóerő nagy, ezért olvadásponjuk és forráspontjuk magas, keménységük nagy.

Az ionkötésű anyagok képlete az ionok számarányát fejezi ki, például a NaCl képlet azt fejezi ki, hogy bármely mennyiségű nátrium-kloridban a nátriumionok és kloridionok számaránya 1 : 1. Ez a számarány minden esetben olyan, hogy a pozitív és negatív töltések maradéktalanul lekössék egymást.

A folyadékoknak önálló térfogata van. Ez a térfogat aránylag nagy erővel is csak kis mértékben változtatható. Alakjuk kis erővel is változtatható. Felveszik az őket tartalmazó edény alakját.

A plazma állapot sok millió fok hőmérsékleten kialakuló állapotra jellemző: az atomok nagyrészt ekkor már alkotórészeikre esnek szét. Földi körülmények között pl. villámban fordul elő vagy mesterségesen állítható elő. A világegyetemben nagyon gyakori pl. Napban.

Gázok

A gázok a rendelkezésre álló teret egyenletesen betöltik. A gázok V térfogata, p nyomása, T hőmérséklete és n anyagmennyisége közötti kölcsönös összefüggésekkel, az ideális gázok állapotváltozásaival a fizika foglalkozik, mivel eközben nem mennek végbe kémiai változások.

A sűrűséget gázoknál célszerűen moláris tömegük és moláris térfogatuk hányadosaként számítjuk ki.

A relatív sűrűség két sűrűség hányadosa (amely sűrűséghez viszonyítunk, az a sűrűség kerül a nevezőbe). Ha a gázok sűrűségét moláris tömegük és moláris térfogatuk hányadosaként fejezzük ki, akkor a relatív sűrűségben az azonos körülmények között vett moláris térfogattal egyszerűsíthetünk (akármennyi volt ennek értéke) és így a relatív sűrűség a moláris tömegek hányadosával egyenlő.

Azonos állapotban lévő gáztérfogatok, illetve gáznyomások összeadhatók.

Egy gáz állapotát egyértelműen jellemezhetjük az ún. "állapotjelzőkkel".

Az állapotjelzők: - a nyomás p / SI mértékegysége a pascal, jele: Pa

/Meghatározása: a pascal az a nyomás, amellyel egyenletesen eloszló 1 newton erő 1 négyzetméter felületre merőlegesen hat/

- a térfogat V / SI mértékegysége. köbméter jele: m^3

- a hőmérséklet SI mértékegysége: kelvin, jele: K

A gázok állapotváltozásait a gáztörvények segítségével írhatjuk le.

Az ideális gáz fogalma:

1. A gázmolekulákat pontszerűnek tekintjük.
2. A részecskék tökéletesen rugalmasan ütköznek.
3. Egyéb kölcsönhatásoktól eltekintünk.

Az ideális gázokra vonatkozó törvények:

1. Boyle-Mariotte törvény, állandó hőmérsékleten; a gázok nyomásának és térfogatának szorzata állandó.

$$p_0 V_0 = pV, \text{ ha } T = \text{állandó}$$

2. Gay Lussac I. törvénye: állandó nyomáson a gázok térfogatának és hőmérsékletének hányadosa állandó.

$$\frac{V}{T} = \text{állandó} \quad p = \text{állandó}$$

3. Gay-Lussac II. törvénye: állandó térfogaton a gázok nyomásának és hőmérsékletének hányadosa állandó.

$$\frac{p}{T} = \text{állandó}, \text{ ha } V = \text{állandó}$$

4. Egyesített gáztörvény:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{állandó}$$

5. Avogadro tétele segítségével más alakba is hozható az egyesített gáztörvény.

Avogadro törvénye szerint 1 molnyi gáz térfogata normál állapotban az anyagi minőségtől függetlenül: $22,41 \text{ dm}^3$.

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = R = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{273,15 \text{ K} \cdot 1 \text{ mol}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Normál állapot jellemzői: $p_0 = 101325 \text{ Pa}$
 $V_0 = 22,414 \text{ dm}^3 \approx 22,41 \text{ dm}^3$
 $T_0 = 273,15 \text{ K}$

R= univerzális gázállandó

$$pV = RT$$

Ha a gáz mennyisége 2 mol, akkor térfogata normál állapotban $V = 2 \cdot 22,41 \text{ dm}^3$. Ha "n" mol van, akkor $V = n \cdot 22,41 \text{ dm}^3$.

Akkor az egyesített gáztörvény alakja:

$$pV = nRT$$

Ha a gáz tömege: m és relatív molekulatömege: M, akkor a molszám: $n = \frac{m}{M}$
Az egyesített gáztörvény:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

A reális gáznál is használhatjuk az ideális gázra érvényes állapotegyenletet, ha megfelelő korrekciókat hajtunk végre. Az egyik legelterjedtebb a Van der Waals-féle állapotegyenlet.

$$\left(p + \frac{a}{V^2} \right) \cdot (V - b) = \frac{m}{M} RT$$

a, b= a gáz anyagi minőségétől függő tapasztalati állandók

Ahol: $\frac{a}{V^2}$ = nyomáskorrekció (a molekulák közötti vonzóerőkből származó kohéziós nyomás)

b = térfogatkorrekció (a molekulák kiterjedésével kapcsolatos).

Az elméleti anyagot a példatár 1. fejezetének példáin gyakorolhatjuk be: 6. o.-tól 18. o.-ig. A kidolgozott feladatok: 1-8. feladatok, a gyakorló feladatok pedig 9-23.ig terjednek.

Anyagi rendszerek

Az anyagi rendszer az anyagnak a környezettől (ténylegesen vagy gondolatban) elhatárolt része. A komponensek száma a rendszert felépítő elemek vagy vegyületek száma.

Határfelület az a felület, amelyen áthaladva legalább egy tulajdonság lényegesen megváltozik.

Homogén (mindenütt azonos minőségű) az **anyag**, ha nincsenek benne szemmel vagy mikroszkóppal megfigyelhető határfelületek. A homogén anyag **1 nm-nél kisebb anyagi egységeket** (molekulákat, atomokat, ionokat, ezek csoportjait) **tartalmaz.**

Az elegy többkomponensű homogén anyag, amelyben egyik komponenst sem emeljük ki a többivel szemben (Például a levegő).

A diffúzió a térbeli inhomogenitások eltűnését eredményező anyagáramlás, amely a szerkezeti egységek rendezetlen hőmozgásából származik.

Oldatnak nevezzük a **többkomponensű homogén folyadék vagy szilárd anyagot akkor, ha az egyik anyag(csoport)ot, az oldószert a többi anyaggal (az oldott anyagokkal) szemben kiemeljük.**

Tapasztalataink szerint a kis és közepes molekulatömegű kovalens-poláros és az ionos nem polarizált anyagok oldódnak poláros oldószerekben, mert a kristályrács felbontásához szükséges energiát az ion-dipólus, a dipólus-dipólus kölcsönhatás és a környezet hőenergiája szolgáltatja.

Az apoláros molekuláris anyagok oldódnak apoláros oldószerekben a diszperziós kölcsönhatások révén.

Az apoláros anyagok nem oldódnak poláros anyagokban.

A fémek elegyeit és keverékeit ötvözetnek nevezzük, ha a higany az egyik fém, akkor amalgámoknak.

Emlékeztető az oldódási tapasztalatokra: **hasonló a hasonlóban oldódik.**

Az oldószer és az oldott anyag szerkezeti egységei közötti vonzóerők révén az oldott anyag szerkezeti egységeit körülveszik az oldószer szerkezeti egységei. Ezt a jelenséget általában solvatációnak nevezzük, a víz esetében hidratációnak.

A hidratációenergia 1 mol nem-kristályos anyag hidratációja közben felszabaduló energia kJ-ban.

Oxoniumionnak nevezzük az egyszerűen hidratált hidrogéniont: a H_3O^+ iont.

Exoterm folyamatoknak nevezzük a hőleadással járó folyamatokat (előjelük negatív). Például a hidratációshő mindig negatív.

Endoterm folyamatoknak nevezzük a hőfelvétellel járó folyamatokat (előjelük pozitív). Ha a rácsenergia nagyobb a hidratációs energiánál, akkor a rendszer a környezettől veszi fel az oldódáshoz szükséges energiát, az oldat lehűl.

Az oldáshő egyenlő a rácsenergia és a hidratációs energia algebrai összegével és megadja annak a hőváltásnak a mértékét, ami egy mol anyagból nagyon híg oldat készítésével jár.

Az oldat lehet telítetlen, telített és túltelített.

Telítetleneknek nevezzük azokat az oldatokat, amelyben még lehet anyagot feloldani az oldat hőmérsékletének megváltoztatása nélkül. Ilyen oldatokat gyakran elegyítéssel, hígítással készítünk. Főleg ezen műveletekhez szükséges számításokat gyakorlunk az alábbiakban.

Ha az oldatot töményebb oldatból vagy kristályvizes anyagból oldószerezettel készítjük el, akkor először általában azt számítjuk ki, hogy az előkészítendő oldat hány gramm oldott anyagot tartalmaz, majd a töményebb oldat adatai, illetve a kristályvizes anyag és a kristályvíz nélküli anyag képlete alapján azt, hogy az oldandó anyagot hány gramm vagy cm^3 rendelkezésre álló anyag biztosítja?

Oldatok koncentrációja

Oldatokról abban az esetben beszélünk, ha valamilyen tiszta folyékony halmazállapotú anyag (oldószer) más (egy vagy több tiszta anyaggal (folyékony-, légnemű-, szilárdhalmazállapotú) elegyedve homogén rendszert alkot.

(Oldatokról nemcsak folyékony rendszerek esetében beszélünk, lehetnek pl. ún. szilárd oldatok is (oldattípusú ötvözetek)).

Az oldatok összetételének megadására szolgáló **koncentráció egységek** a következők:

A térfogatszázalék azt fejezi ki, hogy 100 köbcentiméter összetett anyag (például oldat) hány köbcentiméter vizsgált alkotórészt tartalmaz? A térfogatszázalék jele: térfogat %, vagy V/V%.

Régebben volt használatos: a vegyes százalék azt fejezi ki, hogy 100 köbcentiméter összetett anyag (például oldat) hány gramm vizsgált alkotórészt tartalmaz? A vegyes

százalék jele: vegyes %, vagy m/V%.

Tömegkoncentráció azt fejezi ki, hogy 1000 köbcentiméter (1dm³) oldatban hány g oldott anyag van. Jele: g/dm³ vagy m_b/V_o.

Anyagmennyiség (vagy régebbi nevén: mólszázalék) azt fejezi ki, hogy 100 mol összetett anyag hány mol vizsgált alkotórészt tartalmaz? A mólszázalék jele: mól %, vagy mol/mol%.

A tömegszázalék azt fejezi ki, hogy 100 g összetett anyag hány g vizsgált alkotórészt tartalmaz? A tömegszázalék jele: m/m%.

Az összetételt megadhatjuk úgy is, hogy **az egyik anyag 100 grammjára a másik anyag hány grammja jut?**

Az anyagmennyiség-koncentráció, röviden koncentráció (régebbi neve: molaritás vagy mólos koncentráció) általában használt egysége a mol per köbdeciméter, mol/dm³, amelyet mol/l-nek is írnak, ez olyan **összetett anyag** egy összetevőjének anyagmennyiség-koncentrációja, **amelynek 1 dm³-ében az összetevő anyagmennyisége 1 mol.**

Ügyeljünk arra, hogy a vegyesszázalékban (vegyes %) megadott összetétel az összetett anyag 100 cm³-re vonatkozik, a mólos koncentráció az összetett anyag 1000 cm³-ére. Átszámításoknál először ezt vegyük figyelembe.

Valamely anyag mol/dm³-ben vett koncentrációjának jelölésére az anyag jelét szögletes zárójelbe tesszük.

Nem szabványos összetétel-egységek a ppm, ppb és a mg/c.

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg}}{\text{kg}} = \frac{10^{-3}\text{g}}{10^3\text{g}} = \frac{1}{10^6} = \frac{\text{rész}}{\text{millió}} = \text{parts per million}$$

$$\text{ppb} = \frac{\mu\text{g}}{\text{kg}} = \frac{10^{-6}\text{g}}{10^3\text{g}} = \frac{1}{10^9} = \frac{\text{rész}}{\text{milliárd}} = \text{parts per billion}$$

(A billion az amerikai angolban a milliárd neve.)

A mg% azt fejezi ki, hogy 100 g összetett anyag hány mg vizsgált alkotórészt tartalmaz ?

Annyi gramm kémiai elem, mint amennyi a relatív atomtömege, igen nagyszámú atom van. Ez a szám az **Avogadro-szám:** $6,02 \cdot 10^{23}$.

Az anyagmennyiséget az anyagot alkotó szerkezeti egységek számával jellemezzük és mint fogalmat **n**-nel jelöljük.

A mol jele: mol, **az anyagmennyiség egysége**, ez annak a rendszernek az anyagmennyisége, **amely annyi szerkezeti egységet tartalmaz, mint ahány atom van 0,012 kg szén-12-ben.**

A szerkezeti egység fajtáját (például részecske, atom) a mol jele után zárójelben minden esetben meg kell adni.

Az **Avogadro-szám** ($6,02 \cdot 10^{23}$) **adja meg a molnyi anyagmennyiségben lévő “részecske” (szerkezeti egységek) számát.**

A moláris tömeg egyenlő egy mol anyag tömegével grammal. Jele: $M(X)$.

Telített oldat az az oldat, amely oldatlan anyaggal egyensúlyban van. Az egyensúlyi állapotban időegység alatt ugyanolyan mennyiségű ion vagy molekula hagyja el az oldatlan anyag felületét, mint amennyi kiválik rá.

Valamely anyag oldhatóságát telített oldatának összetételével jellemezzük.

Az oldhatóság függ a hőmérséklettől. Ha egy anyag oldáshője pozitív, akkor melegen, ha negatív, akkor hidegen oldódik jobban. Például a gázok oldhatósága a nyomással nő, a hőmérséklettel csökken.

A hőmérséklet emelése tehát hőelnyelést vált ki, a nyomásnövelés térfogatcsökkenést. Ezeket a tapasztalatokat összegzi a Le Chatelier-elv vagy legkisebb kényszer elve:

A dinamikus egyensúly megzavarására a rendszer olyan folyamattal reagál, amelynek hatása a zavaró hatással ellentétes irányú.

Túltelített oldatnak nevezzük azt az oldatot, amely nagyobb mennyiségű anyagot tartalmaz oldva, mint amennyi az illető hőfokon oldhatóságának megfelelne. A túltelített oldat nincs egyensúlyi állapotban, előbb-utóbb az illető hőfokon oldhatatlan anyagmennyiség kristályosan kiválik.

Kristályvíz-tartalmú anyag vizes oldatból kristályosodáskor az oldat a kivált kristályvizes anyag tömegével csökken, az oldott anyag pedig a kivált kristályvizes anyagban lévő hatóanyag tömegével csökken. Ezek a tömegek úgy aránylanak egymáshoz, mint a kristályvizes és a kristályvíz nélküli anyag molekulatömege.

Oldatok koncentrációjával kapcsolatos kidolgozott és gyakorló feladatokat találunk a példatár 2. fejezetében a 19-től 36. oldalig: 1-8. kidolgozott feladat és 16.-33. gyakorló feladatok.

Híg oldatok törvényei

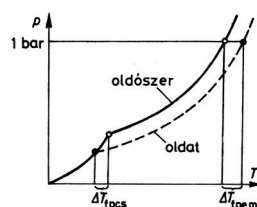
Azokat az oldatokat, ahol kb. 100 oldószermolekulára 1 oldott molekula jut, híg oldatnak nevezzük.

Ezen elegyek tulajdonságai viszonylag egyszerű törvényekkel írhatók le.

Legjellemzőbb tulajdonságuk, hogy az oldat feletti gőznyomás kisebb, mint a tiszta oldószéré.

A jelenség az oldott anyag és az oldószer közötti kölcsönhatással magyarázható. Ennek következtében a folyadék- és gőzfázis közötti egyensúly kisebb nyomáson áll be.

A következő fázisdiagrammon jól látható, hogy az oldat tenziógörbéje alatt a tiszta oldószer tenziógörbéje alatt halad.



Ahol: $\Delta T_{\text{fpem}} =$ forráspont-emelkedés

$\Delta T_{\text{fpcs}} =$ fagyáspont-csökkenés

A nyomáscsökkenés következménye szintén jól leolvasható az ábráról: az oldat forráspontja magasabb, fagyáspontja pedig alacsonyabb, mint a tiszta oldószeré. Raoult vizsgálta a nyomáscsökkenés, fagyáspont-csökkenés, forráspont-emelkedés közötti összefüggést. Arra a következtetésre jutott, hogy az említett mennyiségek arányosak a koncentrációval.

$$\Delta t = m \Delta t_m$$

Ahol: $\Delta t =$ a fagyáspont-csökkenés vagy forráspont-emelkedés

$\Delta t_m =$ molális fagyáspont-csökkenés vagy forráspont-emelkedés

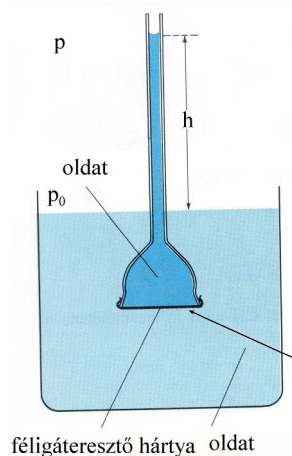
$M =$ a Raoult-féle koncentráció vagy molális koncentráció

A híg oldatok másik jellegzetes tulajdonsága: az **ozmózis**.

Ozmózisról akkor beszélünk, ha különböző töménységű oldatok féligáteresztő membránon érintkeznek egymással. (Féligáteresztő membrán: olyan hártya, amely kisméretű oldószermolekulákat átengedi, a pórusnál nagyobb méretű molekulákat nem enged át.)

Ebben az esetben csak az oldószermolekulák mozoghatnak szabadon. Így a töményebb oldat felé oldószer molekulák áramlanak. Az ozmózis addig tart, amíg a hártya két oldalán a koncentráció ki nem egyenlítődik, hacsak valamilyen külső erő meg nem akadályozza a folyamatot. Az ozmózist megakadályozhatjuk, ha elegendő nyomást gyakorlunk a rendszerre. Ha ez a nyomás akkora, hogy megegyezik e nyomás okozta oldószer kiáramlás az ozmózis okozta beáramlással, dinamikus egyensúly áll be. Azt a nyomást, amelyet az oldatra ki kell fejteni, hogy ez az ozmotikus egyensúly létrejöjjön, ozmózis nyomásnak nevezzük.

Az ozmózis nyomás a következő ábra alapján számítható:



Az egyensúly feltétele: (A hidrosztatikai nyomás tart ellen az ozmózisnyomásnak.)

A barometrikus nyomáscsökkenésre vonatkozó alábbi összefüggés figyelembevételével levezethető a koncentráció és az ozmózisnyomás kapcsolata.

$$p = p_0 e^{-\frac{M_0 g h}{RT}} \quad (p = \text{az oldószer "h" magasságában mértnyomás})$$

Ahol: $M_0 =$ az oldószer gőzének relatív molkulatömege

$R =$ univerzális gázállandó

$P =$ oldat sűrűsége

$T =$ hőmérséklet K-ben

$p_0 =$ tiszta oldószer gőznyomása

$p =$ az oldat gőznyomása

$\pi =$ ozmózisnyomás

$g =$ nehézségi gyorsulás

$h =$ a folyadékoszlop magassága

A levezetés eredménye:

$$\pi \cong RTc$$

Ha bevezetjük "c" helyett az 1 mol anyag által kitöltött mólterfogatot ($V = \frac{1}{c}$ oldatok esetében: hígítás, gázoknál mólterfogat).

$$V\pi = RT$$

A kifejezésből kitűnik, hogy híg oldatokra hasonló állapot egyenlet érvényes, mint a gázokra. Bármely anyag ozmózisnyomása ugyanazon a hőmérsékleten ugyanakkora, mintha a folyadékelegyenletben gázalakban töltené ki a rendelkezésre álló teret. Ez van't Hoff törvénye.

Természetesen a fenti összefüggések szigorúan csak híg oldatokra érvényesek.

Ha a kérdéses oldatban elektrolitos disszociáció történik az említett törvény ilyen alakban nem érvényes, figyelembe kell venni az oldatban lévő összes ionok számát.

Az elméleti anyagot a példatár 2. fejezetének példáin gyakorolhatjuk be: 19. o.-tól 42. o.-ig. A kidolgozott feladatok: 1-12. feladatok, a gyakorló feladatok, pedig 13-40.ig terjednek.

Anyagi rendszerek csoportosítása

Heterogén (különmű) az **anyagi rendszer**, ha **makroszkópos** (1000 nm-nél nagyobb) **határfelületek választják el egymástól**. A fázisok: a heterogén rendszer határfelülettel elválasztott részei.

A heterogén rendszer fázisai különböznek egymástól fizikai tulajdonságaikban, ezért mechanikai módszerekkel elválaszthatók. A leggyakoribb elválasztási műveletek: szitálás, ülepítés, centrifugálás, dekantálás, szűrés.

Keveréknek nevezzük **az egy vagy többkomponensű heterogén rendszereket**.

A **folyamat** szó azt fejezi ki, hogy **egy rendszerben változás megy végbe**. Az anyagátalakulások egyik csoportja a fázisátalakulások (ide értve az oldódási és elegyedési folyamatokat is).

Az adszorpció anyag megkötődése egy másik anyag (az adszorbens) felületén, a hőmérséklet csökkenésével nő.

A hőmérséklet emelkedésével az adszorpció mértéke növekszik, mert a hőmérséklet növelése a kémiai folyamatokat meggyorsítja.

Az ioncserélők olyan anyagok, amelyekben vízben oldatlan nagymolekulájú vázhoz ionos leválásra képes csoportok kapcsolódnak kovalens kötéssel.

Az adszorpció anyag elnyelődése egy másik anyag belsejében.

A kémiai anyagok egymásban való adszorpcióját oldódásként észleljük.

Kolloidok a homogén és heterogén rendszerek között helyezkednek el.

A kolloidok felfedezése 1860-ban Graham nevéhez fűződik. Eszrevette, hogy bizonyos anyagok diffúziósebessége gyors, míg más anyagoké lassú. Az előbbieket krisztalloidnak nevezte el (nagy diffúziósebesség), a másik csoportot, pedig kolloidnak (kis diffúziósebesség). A kolloid elnevezés a az enyv görög nevéből származik: kolla ($\kappa\omicron\lambda\lambda\alpha$), amelyekhez hasonlóan viselkednek a róluk elnevezett anyagok. Különböző kolloidok előállítására fűződik Faraday, Frankenheim, Selmi, Berzelius nevéhez.

A kolloidok viselkedését két fő elmélet írta le. Az egyik az úgynevezett szuszpenzió elmélet, ez a kolloidokat heterogén rendszernek tekintette. A másik az ún. oldat elmélet a kolloidokat oldatként írta le, azaz homogén rendszernek.

Ostwald (1907) nevéhez fűződik a kolloidok méret szerinti csoportosítása:

- a mikroszkópos diszperz rendszer
- kolloid rendszer

- mikroszkópos durva diszperz rendszer

A kolloidok határfelületi jelenségek vizsgálata Freundlich nevéhez fűződik. 1920-as években Staudinger vizsgálta a szintén kolloidokhoz tartozó makromolekulákat (nincs fizikai értelemben vett határfelületük). McBain (1910) az ún. szappanszerű anyagokat vizsgálta.

Kolloid rendszerben olyan részecskék vannak szétoszlva (diszpergálva), amelyeknek a mérete legalább egy irányban kb. 1 nm és 1 μm (=1000 nm) közötti; vagy legalábbis ilyen méretű diszkontinuitások vannak a rendszerben.

Buzágh szerint (1895-1962): Kolloid állapotban van minden olyan anyagrendszer, amely szubmikroszkópos (ez pont megfelel az előző definícióban megadott mérettartománynak) diszkontinuitásokat tartalmaz.

Csoportosításuk pl. a közeg halmazállapota és a részecskék szerkezete szerint:

I. Inkoherens rendszerek

1. Durva diszperz rendszerek

a) gázközegű diszperz rendszerek (aerodiszperz)

Foly. | gáz: ködök

Szil. | gáz: füstök

b) folyékony közegű diszperz rendszerek

Gáz | foly.: gázdiszperziók

Foly. | foly.: emulziók

Szil. | foly.: szuszpenziók

c) szilárd közegű diszperz rendszerek:

Xeroszol: krioszol

2. Kolloid diszperz rendszerek

a) diszperziós kolloidok (szolok) - Nincs termodinamikai egyensúlyban (stabilizálni kell)

b) makromolekulás kolloid oldatok } lehetnek termodinamikai egyensúlyban

c) asszociációs kolloidok

II. Koherens rendszerek (előzőek bármelyikéből előállítható)

1. Koherens durva diszperz rendszerek (habok, krémek, pépek)

2. Koherens kolloid rendszerek (gélek)

Kémiai termodinamika

A különböző anyagok halmazai akkor lépnek kémiai reakcióba, ha a meglévő kötések és szerkezetek felbomlása és új kötések kialakulása révén a rendszer összes energiája csökken:

$$\sum E = E_{\text{helyzeti}} + E_{\text{mozgási}} + E_{\text{forgási}} + E_{\text{rugalmas}} + E_{\text{belső}}$$

A belső energia: $U = U_0 + U(T)$ a rendszert alkotó részecskék haladó-, forgó-, és rezgőmozgásából, a kötések feszültségéből és szerkezeti potenciális energiák hőmérséklettől függő részéből tevődik össze.

Az energiamegmaradás törvénye: A környezetétől elszigetelt rendszer összes energiája állandó. Energiát nem lehet a semmiből teremteni vagy megsemmisíteni, a különböző energiafajok azonban átalakíthatók egymássá.

A termodinamika I. főtétele: Az energiamegmaradás törvényét fejezi ki.

$$\Delta U = \Delta Q + W$$

Ahol:

ΔU = a belső energia változása

ΔQ = a rendszer és környezete között kicserélt hő

W = munkavégzéssel (rendezett mozgásokkal) megvalósult energiacsere a rendszer és környezete között

Megállapodás szerint az energiaváltozás előjele: pozitív, ha növekszik a rendszer energiakészlete; negatív, ha csökken a rendszer energiakészlete.

$\Delta Q = c \cdot \Delta T$ - Az energiacsere egy speciális módja: a belső energia közvetlen cseréje az alkotórészek hőmozgása révén.

Ahol: c = hőkapacitás

$$\Delta U = \Delta Q + W_{\text{térfogati}} + W_{\text{hasznos}}$$

H = U + pV = Entalpia

$$\Delta U = W_H - p\Delta V + \Delta Q \quad p = \text{állandó}$$

$$\Delta U + p\Delta V = W_H + \Delta Q$$

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V$$

U, H = **Állapotfüggvény** (ΔU , ΔH értéke független a megtett úttól)

Ha $W_H = 0$ $V = \text{állandó}$ $p = \text{állandó}$

$$\Delta U = \Delta Q \quad \Delta H = \Delta Q$$

Ilyen körülmények között érvényes a termokémia Hess-féle főtétele:

ΔQ tehát a fent említett feltételek mellett, csak a kezdeti és végállapottól függ.

$$\Delta U = U(T) - U_0 \quad U(T) = U_0 + \Delta U = U_0 + \int_0^T c_v dT$$

$$\Delta H = H(T) - H_0 \quad H(T) = H_0 + \Delta H = H_0 + \int_0^T c_p dT$$

Ahol: U_0 , illetve H_0 a belső energia, illetve az entalpia nullapont értéke; c_v illetve c_p pedig az állandó térfogaton, illetve állandó nyomáson érvényes hőkapacitást jelenti.

Megállapodás szerint az elemek belső energiáját (entalpiáját) standard állapotban 0-nak vesszük, tehát a vegyületek standard belső energiája (entalpiája) egyenlő a szabad elemekből való képződésük reakcióhőjével, ha $W_H = 0$.

Termokémiai egyenletek:

$$AB + CD = AD + CB \quad \Delta H = \Delta Q \quad \text{ha } p = \text{állandó}$$

$$\Delta Q = \Delta H = h_3 + h_4 - h_1 - h_2$$

$$AB = A + B - h_1$$

$$CD = C + D - h_2$$

$$A + D = AD - h_3$$

$$C + B = CB - h_4$$

Tápanyagok kaloriméterben mért égéshőjéből következtethetünk a szervezetben lassú égéssel nyerhető energiára (tápérték).

A termokémia a kémiai folyamatok hőváltozásaival foglalkozik. A reakcióhő megmutatja, hogy mekkora a hőváltozás akkor, ha a reakcióegyenletben feltüntetett minőségű, halmazállapotú és mennyiségű anyagok átalakulnak. Jele: Q (ku), egysége kJ/mol.

Ha egy reakció többféle úton mehet végbe, a termokémia főtétele szerint a reakciót kísérő hőváltozások összege független a részfolyamatok minőségétől és sorrendjétől, csak attól függ, hogy milyen kiindulási anyagokból milyen végtermékek keletkeznek és milyen azok állapota.

A képződéshő azt fejezi ki, hogy mekkora a hőváltozás 1 mol anyagnak meghatározott állapotú elemeiből való képződésakor.

A reakcióhőt megkaphatjuk, ha a termékek képződéshőinek összegéből kivonjuk a kiindulási anyagok képződéshőinek összegét.

A kiindulási anyagok kötési energiájának összege egyenlő a keletkező anyagok kötési

energiáinak meg a reakcióhőnek az összegével.

A termodinamika II. főtétele:

1. A hőátadás a részecskék "rendezetlen" mozgását változtatja.
2. A külső munkavégzés a részecskék "rendezett" mozgásával lehetséges.
3. A "rendezetlen" hőmozgás sohasem alakítható át teljesen "rendezetté", azaz másodfajú perpetuum mobile (100% hatásfokú hőerőgép) nem készíthető.

A rendezetlenség mértéke az entrópia (S), amelyet a rendszer termodinamikai valószínűsége alapján definiálhatunk (w). (T=0 nem érhető el).

W= az adott makroállapotot megvalósító mikroállapotok száma

Így:

$$\left. \begin{aligned} S &= S_1 + S_2 + S_3 + \dots + S_n \\ w &= w_1 + w_2 + w_3 + \dots + w_n \end{aligned} \right\} S = k \cdot \ln w$$

(A részecskeszám növekedésével nő a mikroállapotok száma)

Annál rendezettebb a rendszer, minél több a lehetséges mikroállapotok száma.

Izoterm, reverzibilis folyamatok esetében

$$\Delta Q_{\text{reverzibilis}} = T \cdot \Delta S$$

$$\Delta S = \frac{\Delta Q_{\text{reverzibilis}}}{T}$$

$$S = S_0 + \int_0^T \frac{dQ_{\text{reverzibilis}}}{T}$$

A termodinamika III. főtétele

A tiszta, kristályos anyagoknál T=0 K-en S₀=0 (w=1)

A kémiai affinitás mértéke

A rendszer által izoterm, reverzibilis körülmények között végzett maximális hasznos munka (W_{max}).

(Reverzibilis (R) folyamat = úgy megfordítható a folyamat, hogy nem okoz változást a környezetben- egyensúlyi folyamatokon keresztül zajlik.)

$$\Delta U = \Delta Q_R + W_{\text{max.}} = T \Delta S + W_{\text{max.}} \quad V = \text{állandó}$$

$$\Delta H = \Delta Q_R + W_{\text{max.}} = T \Delta S + W_{\text{max.}} \quad p = \text{állandó}$$

$$W_{\text{max.}} = \Delta U - T \Delta S$$

$$W_{\text{max.}} = \Delta H - T \Delta S$$

TΔS a belső energia nem rendezhető része.

Szabadenergia (V= állandó)

$$F = U - TS$$

$$W_{\text{max.}} = \Delta F$$

Önként végbemenő folyamatoknál:

$$\Delta F < 0$$

$$W_{\text{max.}} < 0$$

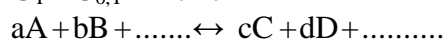
Egyensúlyban: ΔF=0

vagy

$$\Delta G = 0$$

Oldatok esetében:

$$G_T = G_{o,T} + R \ln c$$



$$\Delta G = \Delta G_0 + RT \ln \frac{c_A^a \cdot c_B^b}{c_C^c \cdot c_D^d}$$

Az elméleti anyagot a példatár 5. fejezetének példáin gyakorolhatjuk be: 84. o.-tól 101. o.-ig.

A kidolgozott feladatok: 1-8. feladatok, a gyakorló feladatok, pedig 9-13.ig terjednek.

Reakciókinetika, Kémiai egyensúlyok

Vannak pillanatszerűen lejártszódó folyamatok (például a csapadékképződési és a sav-bázis folyamatok) és hosszabb idő alatt lejártszódók (például több redoxi folyamat).

Reakciósebességen az adott reakcióban időegység alatt és egységnyi térfogatban **átalakult anyagmennyiséget** értjük. Jele: v . Leggyakoribb egységei: $\text{mol/dm}^3 \cdot \text{s}$, $\text{mol/dm}^3 \cdot \text{min}$.

Tapasztalat szerint az $aA + bB + cC + \dots \rightleftharpoons dD + eE + fF + \dots$ folyamatban a **reakciósebesség arányos a kiindulási anyagok** c_A, c_B, \dots **koncentrációival** (mert nagyobb koncentrációban nagyobb az ütközések gyakorisága) és arányos a folyamatra jellemző k reakciósebességi állandóval:

$v = kc_A^a c_B^b \dots$, ahol a, b, \dots az anyagok együtthatói a kémiai egyenletben (és az $a + b + \dots$ összeget a reakciórendűségének nevezzük). (A pontok azt jelentik, hogy további együtthatók, illetve koncentrációk is szerepelhetnek, ha több anyag reagál).

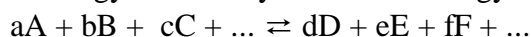
A reakciósebességi állandó nagy mértékben **függ a hőmérséklettől**: 10°C hőmérséklet-emelés hatására átlagban 2-4 szeresére nő.

Termikus aktiválás esetén a reakciósebességi állandó: $k = Ae^{\frac{E^*}{RT}}$, ahol A állandó, R az un. egyetemes gázállandó, T az abszolút hőmérséklet, E^* az az energia, amennyivel mólónként meghaladja a T hőmérsékletnek megfelelő átlagos energiát). **Az aktiválási energia az az energia, amely egy mol aktivált komplexum keletkezéséhez szükséges.** Az aktivált komplexum az atomok azon csoportja, amelyben a megszűnő és képződő kötések együtt vannak, tehát átalakulásra képesek.

A megfelelő katalizátor meggyorsítja a kémiai átalakulást anélkül, hogy a folyamat következtében maradandóan megváltozna. Az inhibitor lassítja a kémiai folyamatot.

Az egyirányú (vagy irreverzibilis) kémiai folyamatok valamilyen reakcióképességgel csak egy irányban végbemenő kémiai folyamatok. Ilyenek például a vizes közegben a gáz, csapadék, komplex, víz és más rosszul disszociálódó anyag keletkezésével járó folyamatok.

A sztöchiometriai egyenletekben és számításokban feltételeztük, hogy az egyenletek baloldalán szereplő kiindulási anyagok teljes mértékben átalakulnak a jobboldalon feltüntetett végtermékekké. Kísérleti tapasztalatok szerint ez a feltevés csak az egy irányú (nem megfordítható) reakciók esetében tekinthető igaznak. Megfordítható reakciók esetében a végtermékekből is keletkezhetnek kiindulási anyagok. Ezt a reakcióegyenletben az egyenlőségjel helyett írt kettős nyíllal fejezzük ki. A megfordítható folyamatok zárt térben egyensúlyra vezetnek, bizonyos idő elteltével a kiindulási anyagok és a végtermékek mennyisége állandóvá válik. Az egyensúly akkor áll be, amikor az oda- és a visszaalakulás sebessége egyenlővé válik. Az egyensúly dinamikus jellegű. Elvileg az egyirányú reakciók is megfordíthatók, ezeknél azonban az egyensúly az odaalakulás irányában van eltolódva, s a visszaalakulás gátolt. Tekintsük egy kémiai folyamat általános egyenletét.



ahol A, B, C a kiindulási anyagokat, D, E, F a végtermékeket, a, b, c, d, e, f a reakcióegyenletben szereplő együtthatókat jelentik.

A kémiai reakciók sebessége arányos az egymásra ható anyagok anyyadiak hatványon vett koncentrációjával, amennyi a szóban forgó anyag együtthatója a reakcióegyenletben.

Az odaalakulás sebessége: $v_o = k_o [A]^a [B]^b [C]^c \dots$

A visszaalakulás sebessége: $v_v = k_v [D]^d [E]^e [F]^f \dots$

Ahol k_o és k_v az un. sebességi állandók.

Egyensúly esetén: $v_o = v_v$

$$k_o [A]^a [B]^b [C]^c \dots = k_v [D]^d [E]^e [F]^f \dots$$

Átrendezve az egyenletet:

$$\frac{k_0}{k_v} = K = \frac{[D]^d [E]^e [F]^f \dots}{[A]^a [B]^b [C]^c \dots}$$

A kapott összefüggés a tömeghatás törvénye, amely a kémiai reakciók egyensúlyi állapotát jellemzi, szavakban elmondva: a reakciótermékek koncentrációjának megfelelő hatványon vett szorzata osztva a kiindulási anyagok koncentrációjának megfelelő hatványon vett szorzatával csak a hőmérséklettől és a nyomástól függő állandó érték. Ezt az értéket a folyamat egyensúlyi állandójának nevezzük, jele K. A []-jellel kifejezett koncentráció alatt a továbbiakban mindig anyagmennyiség-koncentrációt (mólos) értünk. Az egyensúlyi állandó gázreakciók esetében a parciális nyomásokkal is kifejezhető. A tömeghatás törvénye homogén (egyfázisú) és heterogén (többfázisú) rendszerekben is érvényes.

A tömeghatás törvénye szavakban: kémiai egyensúlyban a keletkező anyagok reakcióegyenletbeli hatványára emelt egyensúlyi koncentrációja szorzatának és a kiindulási anyagok reakcióegyenletbeli együttható hatványára emelt egyensúlyi koncentrációja szorzatának hányadosa meghatározott hőmérsékleten és nyomáson állandó: ez az állandó a folyamat egyensúlyi állandója.

Ha az egyensúlyi elegyben a reakcióban résztvevő anyagok bármelyikének koncentrációját megváltoztatjuk, akkor az egyensúly a tömeghatás törvénye alapján megállapítható irányban eltolódik.

A rendszer egyensúlyi állapotában általában akkor is bekövetkezik változás: ha az állapotjellemzőket, a térfogatot, hőmérsékletet vagy nyomást változtatjuk.

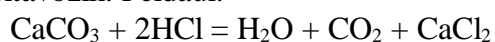
Az egyensúly eltolódásának iránya ilyenkor is megállapítható a **Le Chatelier-elv** alapján. Ezen elv értelmében, **ha egyensúlyban lévő rendszerre valamilyen külső hatást gyakorolunk, akkor a rendszerben olyan változás megy végbe, amely a gyakorolt hatás nagyságát csökkenteni igyekszik.** Ez a természetben mindenütt érvényesülő alapelv, nemcsak kémiai, hanem fizikai egyensúlyokra is alkalmazható.

A nyomás növelése az egyensúlyt mindig a térfogatcsökkenés irányába tolja el, például nyomásnövelésre a jég megolvad.

A hőmérséklet csökkentése az endoterm folyamatnak, a hőmérséklet emelése az endoterm folyamatnak kedvez. Alacsony hőmérsékleten a hőelnyelő reakciók ritkák, magas hőmérsékleten a hőtermelő reakciók ritkák.

Exoterm folyamatok hűtése elvileg elősegíti a folyamatot, gyakorlatilag azonban általában hatástalan ilyen szempontból, mert csökken a folyamathoz szükséges molekuláris ütközések gyakorisága.

A gázfejlődéssel járó folyamatok nyitott rendszerben azért megfordíthatatlanok, mert a gáz eltávozik. Például:



Az elektrolitos disszociáció a vegyületek elmozdulásra képes ionokra bomlása oldás vagy olvasztás hatására.

A poláros oldószerben való oldás mindig együtt jár solvatációval, illetve hidratációval, de nem jár szükségszerűen együtt elektrolitos disszociációval (például az alkoholok, cukrok disszociációja elhanyagolható jobban disszociáló anyagokhoz viszonyítva. Hevítés során sok anyag előbb elbomlik, mielőtt olvadákelektrolitot képezne (például NH_4Cl , szerves vegyületek).

A disszociációfok egy törtszám, amely megadja, hogy a kiindulási anyag hányad része bomlott el.

A teljesen disszociáló anyagok erős elektrolitok, a teljestől az ezredrészig disszociáló anyagok középerek, a gyengébben disszociáló anyagok gyenge elektrolitok.

Gyenge elektrolitok, pl. a víz elektrolitos disszociációjára ($\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$) alkalmazva a tömeghatás törvényét, a gyenge elektrolit kismértékű disszociációja miatt az el nem bomlott molekulák koncentrációja (pl. $[\text{H}_2\text{O}]$) állandó gyakorlatilag és így az egyensúlyi állandóval (K) egy újabb állandóba (L) foglalható pl. $K = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$ összefüggésből $L = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, ahol L az ionszorzat. Az ionszorzat általában megadja a gyenge elektrolit vízben való oldhatóságát is, ezért oldhatósági szorzatnak is nevezik.

Oldhatósági szorzat (L) a rosszul disszociáló vagy rosszul oldódó elektrolitok disszociációja során képződő ionok megfelelő hatványon vett koncentrációinak szorzata.

Ha a disszociáció során nem 1:1 arányban keletkeznek az ionok, akkor ne feledkezzünk meg erről a tényről olyan esetekben, amikor oldhatósági szorzatból ionkoncentrációt vagy oldhatóságot számítunk.

A tiszta vízben a víz ionszorzatából és a tiszta vízre érvényes $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ összefüggésből számítható a hidrogénion-koncentráció. Bázisoknál a hidroxidion-koncentrációból és a víz ionszorzatából számítható a hidrogénion-koncentráció.

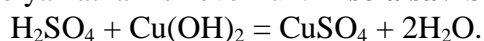
A hidrogénkoncentráció jellemzésére mértékszámának 10-es alapú logaritmusát fogadták el ellentétes előjellel **pH-val jelölték**: $\text{pH} = -\lg([\text{H}_3\text{O}^+])$.

A tiszta víz pH-ja 7, a kisebb pH savas kémhatást, a nagyobb pH lúgos kémhatást jelent. A pH ismerete azért fontos, mert egyes folyamatok, enzimek, mikroelemek, baktériumok, szövetek, gombák, növények csak szűk: +0,1 - +2 pH értéken belül működnek.

A pH analógiájára használatos még a pOH ($\text{pH} + \text{pOH} = 14$),

Példa pH-ból hidrogénion-koncentráció kiszámítására: $\text{pH} = 1,42$; $[\text{H}^+] = 10^{-1,42} = 3,80 \cdot 10^{-2}$ (zsebszámológéppel a 10^x vagy az inv.log gomb(okk)al, a logaritmus-táblázatból a $10^{0,58} \cdot 10^{-2}$ értéket keressük vissza.)

Arrhenius (1887) szerint: a sav-bázis folyamatot közömbösítési, vagy semlegesítési folyamatnak is nevezzük. **A só a sav-bázis folyamat terméke.** Például:



Szabályos sónak nevezzük az olyan sót, amelyben a sav hidrogénionjait teljesen helyettesítettük fémionnal (esetleg ammónium-ionnal: NH_4^+ vagy ennek származékával).

Savanyú sónak nevezzük a **hidrogéniont tartalmazó sót**. Ilyen só például a nátrium-hidrogén-karbonát vagy szódabikarbóna. Bázisos sónak nevezzük a hidroxidiont tartalmazó sót. Ilyen só pl. a diréz-trihidroxid-klorid. A kettős só két egyszerű só elegye, amelyek megtartják eredeti tulajdonságaikat.

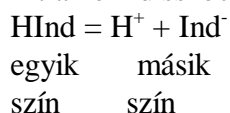
Tény, hogy több só vizes oldata nem semleges, hanem savas vagy lúgos kémhatású. Pl. a réz-szulfát-oldat savas kémhatású. Ez a tény csak a só vízzel történő reakciójával indokolható, a vízzel történő reakciót pedig hidrolízisnek nevezzük.

Ha a sók (pl. a réz-szulfát) hidrolízisét az Arrhenius-féle közömbösítési reakció megfordításaként képzeljük el, akkor fel kell tételeznünk, hogy erős sav keletkezik (pl. kénsav) vagy erős bázis, vagy mindkettő. Márpedig az erős savat azért nevezzük erős savnak, mert teljesen leadja a hidrogénionjait, tehát savmaradék ionja nem veszi fel a hidrogéniont. Ez Arrhenius egyenletének egyik ellentmondása. A másik az, hogy nem érvényes hidroxidiont nem tartalmazó bázisokra.

Kiegyenlítő, vagy puffer oldatoknak nevezzük a pH eltolódásokat tompító oldatokat (németben der Puffer = ütköző). Puffert képez gyenge sav és sója, vagy gyenge bázis és sója. Savas puffer például az ecetsav (CH_3COOH) és nátrium-acetát (CH_3COONa) oldata. Az ecetsav disszociációjára: $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ alkalmazva a tömeghatás törvényét, a $K = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$ kifejezésben az ecetsav egyensúlyi koncentrációja egyenlőnek vehető az ecetsav bemérési koncentrációjával, mivel csak kismértékben disszociál. A nátrium-acetát ionos vegyület, teljes egészében disszociál: $\text{CH}_3\text{COONa} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$,

tehát az ecetsav disszociációjára felírt képletben az acetátion egyensúlyi koncentráció a bemért nátrium-acetát koncentrációja.

K_{sav} és a bemérési koncentrációk ismeretében a hidrogénion-koncentráció és a pH számítható. Az **indikátor** jelzi a közeg állapotát. A sav-bázis indikátorok gyenge savak, illetve gyenge bázisok, amelyeknek a disszociációs terméke (savmaradék, illetve báziscsoport) más színű, mint a nem disszociált molekula. Például:



Legfontosabb alkalmazásait a példatár megfelelő példáinak megoldásával gyakorolhatjuk be (Példatár: 64-83. oldal. 1-25. feladat, amelyből 1-10. kidolgozott feladat).

Elektrokémia

Áramvezetés elektrolitokban

Az elektrolitok a másodfajú vezetők közé tartoznak, azaz ionvezetők.

Az elektromos vezetőképesség jellemzői

vezetőképesség: $G = \frac{1}{R} = \frac{1}{\rho} \cdot \frac{A}{l}$

mértékegységek: $\frac{1}{R} = \frac{A}{V} = S$ (Siemens)

Az elektrolitok vezetőképessége kisebb, mint a fémes vezetőké. A fajlagos vezetőképesség függ az oldat koncentrációjától, ezért kémiában célszerűbb az ekvivalens; vezetőképesség használata. (Figyelembe vesszük a molekuláris változásokat ill. fordítva: következtethetünk a molekuláris változásokra.)

$$\lambda_c = \gamma \cdot V = \frac{\gamma}{c}$$

Ahol:

λ_c = az ekvivalens vezetőképesség = az 1 cm³-re vonatkozó fajlagos vezetőképességnek és az, 1g-ekvivalens elektrolitot tartalmazó oldat térfogatának a szorzata. A koncentrációtól függetlenül az egyenértéktömegnyi elektrolit által létesített vezetőképességet jelenti. A hígítással nő, határértéke a teljes disszociációra vonatkozó λ_∞ állandó értéke.

Az ionok mozgékonyasága és az elektrolitok vezetőképessége

Az ionok vándorlásának sebessége az elektrolit és az oldószer anyagi minőségétől, az elektromos térerősségtől, valamint az ion és az oldószer közötti súrlódás mértékétől függ. Az abszolút mozgékonyaság az ionok egységnyi térerősség hatására kialakuló vándorlási sebességet (U_K ; U_A) jelenti. Mértékegysége: $\frac{cm}{s} / \frac{V}{cm}$

Relatív mozgékonyaság és ekvivalens vezetőképesség

λ_o -t az α (disszociációfok), továbbá U_K és U_A szabja meg.

$$\lambda_c = \gamma V = \frac{\gamma}{c} = \alpha [F U_K + F A_A], \quad F = 96500 C$$

$$\left. \begin{array}{l} u_K = F U_K \\ u_A = F U_A \end{array} \right\}$$

$$\varepsilon_{Zn} = \frac{G_0 - G_{sz}}{zF} = \varepsilon_{0,T} + \frac{RT}{zF} \cdot \ln[Zn_0^{2+}]$$

$$\varepsilon_{Cu} = \frac{G_0 - G_{sz}}{zF} = \varepsilon_{0,T} + \frac{RT}{zF} \cdot \ln[Cu_0^{2+}]$$

Ahol z az ion töltésszáma, R az egyetemes gázállandó, F a Faraday-állandó, $\varepsilon_{0,T}$ pedig az un. normálpotenciál.

$$\varepsilon = \varepsilon_{0,T} + \frac{RT}{zF} \ln c \quad (\text{Nernst - képlet})$$

$$\varepsilon = \varepsilon_{0,T} + \frac{0,059}{z} \lg c \quad (25^\circ \text{ C hőmérsékleten})$$

A normálpotenciál: $\varepsilon_{0,T}$ értéke 0°C -on

A standardpotenciál: $\varepsilon_{0,T}$ értéke 25°C -on

A standardpotenciál táblázatból (a példatár 168-170. oldalán található) többféle fontos következtetést vonhatunk le.

A $\text{Fe} + \text{Cu}^{++} = \text{Cu} + \text{Fe}^{++}$ egyenlettel leírható kémiai reakciót tekintve megállapítható, hogy **a kisebb standardpotenciálú rendszer redukálni képes a nagyobb standardpotenciálú rendszert**, vagy ami ugyanaz: **a nagyobb standardpotenciálú folyamat oxidálni képes a kisebb standardpotenciálú folyamatot**.

Vízből csak azon fémek fejlesztenek hidrogént, amelyek standardpotenciálja $-0,83 \text{ V}$ -nál kisebb. Ilyenek többek között a Na, K, Ca, Al.

Savakból csak a negatív standardpotenciálú fémek fejleszthetnek hidrogént, a pozitív standardpotenciálú fémek nem oldódnak nem-oxidáló savakban.

A pozitív standardpotenciálú fémek csak oxidáló savakban (salétromsavban, forró tömény kénsavban) oldódnak, eközben nem hidrogéngáz fejlődik, hanem a redukálódott sav bomlástermékei (NO_2 , NO , illetve SO_2).

A galvánelem elektromotoros ereje (E): A galvánelem pólusai közötti potenciálkülönbség, ha az elem nem halad át áram, és az elektródok egyensúlyban vannak a környező anyagokkal.

$$E = \varepsilon_{Cu} - \varepsilon_{Zn} = \varepsilon_{0,Cu} - \varepsilon_{0,Zn} + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]}$$

(Mindig a pozitívabb elektródpotenciálból vonjuk ki a negatívabbat.)

Az elektródpotenciál mérése: az oldat és a fém közötti potenciál mérése **nem oldható meg**, ezért a galvánelemekben két fém potenciál különbségét mérjük. Megfelelően választott vonatkoztató elektróddal szemben kialakított galvánelem **elektromotoros erejének** méréssel jellemezzük a különböző elektródok potenciálját.

Viszonyítási alap a normál hidrogénelektrod $\varepsilon_{0,T(H)}=0$.

Az elektródoknak két nagy csoportját használjuk ki:

elsőfajú elektródok: saját ionjaik oldatába merülő fémekből állnak.

másodfajú elektródok: fémet kevésbé oldható sója és annak telített oldata veszi körül.

Pl. $\text{Ag} | \text{AgCl}, \text{KCl}$ -oldat

$\text{Hg} | \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{KCl}$ -oldat (kalomel elektród)

$$\varepsilon_{Ag} = \varepsilon_{0,Ag} + \frac{RT}{zF} \ln [Ag^+]$$

$$L = [Ag^+][Cl^-]$$

$$[Ag^+] = \frac{L}{[Cl^-]}$$

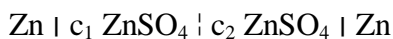
[Cl⁻]-t a KCl-oldat koncentrációja szabja meg.

$$\varepsilon_{(Ag)} = \underbrace{\varepsilon_{0(Ag)} + \frac{RT}{zF} \cdot \ln L}_{\varepsilon_0} - \frac{RT}{zF} \ln [Cl^-] = \varepsilon_0 - \frac{RT}{zF} \ln [Cl^-]$$

Ez a rendszer egy módosított normálpotenciálú Cl-elektrodnak felel meg. Az [Ag | AgCl, KCl-oldat] rendszer potenciálját stabilizálja az oldhatósági egyensúly, ezért szívesen alkalmazzák vonatkoztató elektródként az elektromotoros erő mérésénél a hidrogénelektrod helyett.

A koncentrációs elem: azonos fémek különböző koncentrációjú ionjaik oldatába merülnek.

Pl.

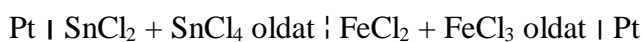
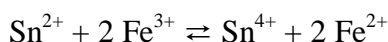
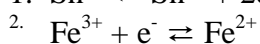
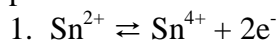


$$E = \varepsilon_{0(Zn)} + \frac{0,059}{2} \lg c_1 - \varepsilon_{0(Zn)} - \frac{0,059}{2} \lg c_2$$

$$E = \frac{0,059}{2} \lg \frac{c_1}{c_2} \quad (c_1 > c_2)$$

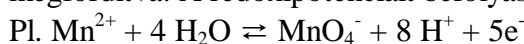
Redoxi rendszerek, redoxi potenciálok

Kémiaailag indifferens Pt-elektrod felületén olyan redoxi reakciók is létrehozhatnak elektródpotenciált, amelyekben a redukált és oxidált forma egyaránt oldott állapotú. Ilyenek például az alábbi rendszerek.



$$\varepsilon = \varepsilon_0 + RT \ln \frac{[\text{oxidált alak}]}{[\text{redukált alak}]}$$

Minden rendszer redukálólólag hat a nála pozitívabb redoxipotenciálú rendszerekre és megfordítva. A redoxipotenciált befolyásolja a közeg kémhatása is.

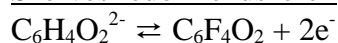


$$\varepsilon = \varepsilon_{0,T} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{[MnO_4^-][H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$

Ahol z az ion töltésszáma, R az egyetemes gázállandó, F a Faraday-állandó, $\varepsilon_{0,T}$ pedig az un.

normálpotenciál.

Szerves redoxirendszerek



$$\varepsilon_T = \varepsilon_{T,0} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2]}{[\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2^{2-}]}$$

$$\varepsilon_T = \varepsilon_{T,0} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2]}{[\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2]} + \frac{RT}{F} \ln [\text{H}^+]$$

Általánosan:

$$\varepsilon_T = \varepsilon_{T,0} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[Q]}{[H_2Q]} + \frac{RT}{F} \ln [H^+]$$

Elektrolízis

Az elektrolízis során a kémiai rendszerek elektromos energiát vesznek fel és abban kémiai változás megy végbe. Az elektromos térerősség hatására ionokat tartalmazó oldatokban és olvadékokban ionvándorlás indul meg, s az ionok az elektródfelületeken redoxi reakcióba lépnek.

Katódon: redukció
pl. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$
Anódon: oxidáció
pl. $2\text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
 $2\text{Cl} = \text{Cl}_2 - \text{e}^-$ a szekunder folyamat.

Ezek a primer folyamatok.

Az elektrolízis mennyiségi törvényei:

Faraday I. törvénye: $m = kIt = kQ$

ahol:

m = a kivált anyagmennyiség tömege

k = arányossági tényező (1 s alatt; 1 A erősségű áram által kiválasztott anyagmennyiség)

I = áramerősség (A)

T = az elektrolízis időtartama (s)

Q = az áthaladt elektromos töltésmennyisége (C)

Faraday II. törvénye: azonos töltés által leválasztott anyagmennyiségek kémiaileg egyenértékűek.

Elektromos polarizáció

Az elektrolízis csak megfelelő nagyságú feszültségnél indul meg. Azt a legkisebb feszültséget, amelynél az elektrolízis megindul: bomlási feszültségnek nevezzük. Oka az, hogy elektrolízis során galvánelem alakul ki amely "ellen dolgozik" a külső áramforrásnak. Vagyis az elektrolízis akkor indul meg, ha a keletkezett galvánelem feszültségét meghaladja az elektrolizáló feszültség.

Az akkumulátor

Az elektromos áram termelése közben átalakult anyagok ellenkező irányú áram vezetése révén regenerálhatók, az így működő rendszereket akkumulátornak nevezzük.

Az elméleti anyagot a példatár 6. fejezetének példáin gyakorolhatjuk be: 102. o.-tól 124. o.-ig. A kidolgozott feladatok: 1-8. feladatok , a gyakorló feladatok, pedig 9-25.ig terjednek.

A **korrózió** az anyagok felületéről kiinduló kémiai változása a környezet hatására.

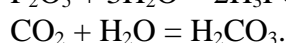
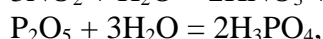
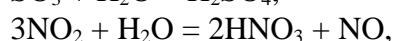
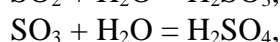
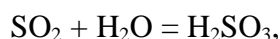
A fémek kémiai korróziója redox folyamat beleértve helyi galvánelemek keletkezését is, amelyek elektrolitja létrejöhet a levegő nedvességtartalmából meg ennek szennyezéseiből és azzal jár, hogy az ötvöződés vagy megmunkálás folytán negatívabb standardpotenciálúvá vált fémszemcsék feloldódnak. A nemfémes szerkezeti anyagok sav-bázis folyamattal is korrodálódnak. A passzív felületvédelemben a szerkezeti anyagot festéssel, védőréteggel, passzív fémbevonattal zárjuk el a korróziós közegtől. Az aktív felületvédelemben negatívabb standardpotenciálú fémmel bevonva vagy összekapcsolva védjük meg a fémet.

A kémiai folyamatok csoportosítása

Az egyesülés olyan kémiai folyamat, amelyben két vagy több anyagból egy új anyag keletkezik. Az egyesülési folyamatokon belül a szerves kémiában **addíciónak** nevezzük **különböző anyagok egyesülését, polimerizációnak** nevezzük **azonos anyagok egyesülését.** A polimerizáció betűjelöléssel: $nA = A_n$.

A bomlás olyan kémiai folyamat, amelyben egy anyagból két vagy több anyag keletkezik. A bomlási folyamatokon belül a szerves kémiában **eliminációnak** nevezzük az olyan reakciót, amelynek eredményeként **egy nagyobb molekulából egy kisebb molekula lép ki.** A szerves kémiai kémiában **kalcinálásnak** nevezzük a kémiailag **kötött víz eltávolítását hevítéssel.** Például: $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$.

A disszociáció olyan megfordítható bomlás, amely a ható ok megszűnése után visszaalakul. Például az ammónium-klorid hőhatásra történő úgynevezett termikus disszociációja: $NH_4Cl = NH_3 + HCl$, Lényegében ide tartozik a $CaCO_3 = CaO + CO_2$ folyamat is, amely a bomlás irányában játszódik le magas hőmérsékleten, az egyesülés irányában játszódik le alacsonyabb hőmérsékleten. A nemfémes elemek oxidjai alacsony hőmérsékleten vízzel általában savat képeznek (ezért ezeket a nemfém-oxidokat savanhidrideknek nevezték), magasabb hőmérsékleten a savak nagy része elbomlik vízre és nemfém-oxidra:



A cserebomlás olyan kémiai folyamat, amelyben két vagy több anyagból két vagy több anyag keletkezik.

A helyettesítés vagy **szubsztitúció** olyan kémiai folyamat, amelyben egy atom vagy atomcsoport helyébe más atom vagy atomcsoport lép. Például: $Fe + Cu^{++} = Cu + Fe^{++}$.

A kondenzáció vízkilépéssel járó kémiai folyamat. A polikondenzáció sok molekula kapcsolódása vízkilépéssel. **A hidrolízis vízfelvétellel járó kémiai folyamat.**

Például az $nC_6H_{12}O_6$ (glükóz) = $(C_6H_{10}O_5)_n$ (keményítő) + nH_2O folyamat polikondenzáció a felső nyíl szerint, hidrolízis az alsó nyíl irányában.

Homogén a gáz vagy folyadék belsejében végbemenő reakció, heterogén a felületen lejátszódó reakció.

A kémiai folyamatok mennyiségi viszonyai (Sztöchiometria)

A kémiai számítások alapját a helyesen felírt reakcióegyenletek képezik.

A kémiai egyenletben szereplő elemek jelölésére a vegyjel, a vegyületekére a képlet szolgál. A képlet ismeretében a következő információkat kapjuk.

- milyen összetevőkből áll a kérdéses vegyület
- megadja a vegyület mólnyi mennyiségében az alkotóelemek móljainak számát
- kifejezi a relatív molekulatömeget (az a viszonyszám, amely kifejezi, hogy egy mol anyag tömege a 12-es tömegszámú C-izotóp mól-tömege $\frac{1}{12}$ -ed részének hányszorosa) a relatív atomtömegek (az a viszonyszám, amely kifejezi, hogy egy mol atom tömege a 12-es tömegszámú C-izotóp mól-tömege $\frac{1}{12}$ -ed részének hányszorosa) ismeretében
- jelent 1 mólnyi ($6 \cdot 10^{23}$ db részecske) anyagmennyiséget
- Jelenthet egy molekulát is, ennek a gyakorlati élet szempontjából nem sok jelentősége van.

A kémiai egyenlet a kémiai folyamatok mennyiségi és minőségi leírására szolgál.

A kémiai számítások alapjai

Állandó tömegviszonyok törvénye (Proust, 1799)

Az adott vegyületben, bárhonnan származzék is, vagy bárhonnan állítottuk elő, alkotóelemek tömegének aránya szigorúan állandó és az illető vegyületre jellemző.

Többszörös tömegviszonyok törvénye (Dalton, 1803)

Ha két elem egymással többféle vegyületet alkot, akkor az egyik elemnek ama mennyiségei, melyek a másik elem meghatározott mennyiségével egyesülnek, egymáshoz úgy viszonyulnak, mint a kicsiny egész számok.

Tömegmegmaradás törvénye (Lomonoszov 1756, Lavoisier, 1773)

Zárt rendszerben, a rendszer tömege a testek bármilyen átalakulása során is állandó marad.

Avogadro tétele (Avogadro, 1811)

Azonos állapotú. Egyenlő térfogatú gázokban a molekulák száma egyenlő. Ebből következik, hogy valamennyi gáz vagy gőz móltérfogata -azonos állapotban- egyenlő.

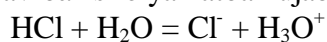
A kémiai egyenérték

Azokat a mennyiségeket nevezzük egyenértékűnek, melyek a kémiai reakciókban maradék nélkül reagálnak egymással.

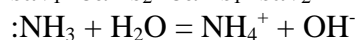
Az egyenértéktömeget mindig a konkrét reakcióegyenlet ismeretében kell megállapítani.

Sav-bázis reakcióknál

A Brönsted-féle sav-bázis elmélet értelmében **savaknak** nevezzük azokat az anyagokat, amelyek **protont adnak le**, és **bázisnak**, amelyek **protont vesznek fel**. Az elmélet szerint a sav-bázis folyamatban újabb sav-bázis pár jön létre. Például:



sav₁ bázis₂ bázis₁ sav₂



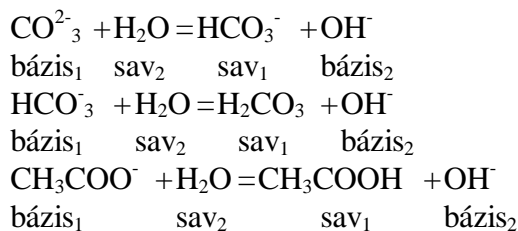
ammónia ammóniumion

bázis₁ sav₂ sav₁ bázis₂

Az amfoter anyag a körülményektől függően protonfelvételre és protonleadásra is képes (pl. víz az előző folyamatokban).

Sók kémhatása: a gyenge savból és/vagy gyenge bázisból származó ion reagál a vízzel, ennek protonfelvétele vagy protonleadása határozza meg a só kémhatását.

További példák sav-bázis folyamatokra:



Mivel a nátriumionok, káliumionok nem reagálnak a vízzel, ezért a gyenge sav ecetsav és szénsav sói közül a nátrium-acetát és nátrium-karbonát vizes oldata lúg, a nátrium-hidrogén-karbonát vizes oldata bázis. Az ammónium-acetát vízben semleges, ecetsavban bázis, az ecetsav perklórsavban bázis. A savas, illetve bázisos jellem tehát viszonylagos (a vízhez viszonyított) fogalmak.

Az autoprotolízis két azonos molekula közötti protolitikus folyamat.

Minél kisebb a kation mérete és nagyobb a töltése - a taszító hatás miatt - annál könnyebben ad le összetett ionja hidrogéniont. Például a nátrium-hidroxid lúg, az alumínium-hidroxid, az ón-hidroxid, az ólom-hidroxid amfoter, a sósav erős sav, de gyengébb, mint a hidrogén-jodid.

A savas vagy bázisos jelleg függ a nemkötő elektronpártól is. Például bázisok azon szerves vegyületek, amelyekben a nitrogénatomnak nemkötő elektronpárja van és nem tartalmaznak elektronvonzó atomcsoportot, semlegesek, amelyekben a :N atomon kívül elektronvonzó atom például =O van, savak amelyekben a nitrogénatom összes vegyértékelektronja kötött és ezek közül egy elektronpár hidrogénnel.

Olvasmány. A sav-bázis folyamatok Lewis-féle általánosítása (1923) szerint savak mindazon anyagok, amelyek elektronpár felvételére alkalmasak (elektron akceptorok) és bázisok mindazon anyagok amelyek szabad elektronpárral rendelkeznek (elektron donorok). A donorerősség annál nagyobb, minél kisebb elektronegativitása van a donoratommal (például a nitrogénnel) vegyülő partnernek. A Lewis-savak közé tartoznak a hidrogénionon kívül például a komplexképzésre alkalmas kationok is. A komplex képződésre tehát ilyen értelemben sav-bázis reakciónak tekinthető.

Redoxi reakcióknál

Oxidációs folyamatnak az **elektron leadással**, **redukációs** folyamatnak az **elektron felvétellel** járó reakciókat.

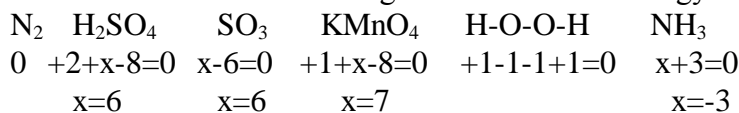
A moláris egyenértéktömeg az anyag azon mennyisége, amely 1 mólnyi protont ad le illetve vesz fel.

Az oxidációs szám

Az un. atomionok töltésének száma. Az **oxidálószer** olyan anyag, amely **könnyen vesz fel elektronokat, könnyen redukálódik**.

Az oxidációs szám annak a töltésnek az előjele és számértéke, amelyet úgy kapunk, hogy a kötések alkotó elektronokat gondolatban teljesen az elektronegatívabb atomhoz rendeljük ha a molekulában összekötött atomok különbözőek, és megfelezzük, ha az atomok azonos minőségűek (azaz az elemek oxidációs száma 0).

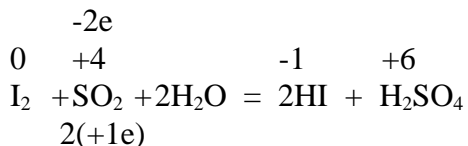
Ezen ismeretek birtokában a legtöbb oxidációs szám egyszerűen kiszámítható pl:



Azokat a kémiai átalakulásokat tekintjük redoxi folyamatoknak, amelyekben oxidációs szám-változás történik.

A redoxi folyamat egyeletrendezésének logikus sorrendje a következő: meghatározzuk az oxidációs számokat, az azonos atomok oxidációs szám-változásait, majd azon az alapon, hogy a felvett és leadott elektronok száma megegyezik, ezek legkisebb közös többszöröse adja az

oxidálódott és redukálódott atomok számát.



Redoxi folyamatokban egyenértékűnek nevezhetjük azokat az anyagokat, amelyek egy mól elektron leadására, illetve felvételére képesek.

Néhány általános szabály az oxidációs szám megállapításához:

1. Semleges molekulákat felépítő atomok oxidációs számának összege: 0.
2. Elemek oxidációs száma: 0.
3. Ionoknál (egyszerű vagy összetett) az alkotóelemek oxidációs számának összege megegyezik a töltésszámmal.
4. Az alkálifémek vegyületeikben +1, az alkáli földfémek +2-es oxidációs számmal fordulnak elő.
5. Az oxigén vegyületeinek többségében -2-es oxidációs számmal fordul elő. Kivételt képeznek: szuperoxidok, peroxidok.
6. A hidrogén általában +1-es oxidációs számmal fordul elő vegyületeiben. Kivétel: alkálifém-hidridek (-1)

Az oxidációs szám ismeretében könnyű meghatározni a redoxi reakciókban szereplő vegyületek egyenértékűségét (E):

$$E = \frac{\text{relatív molekulatömeg}}{\text{oxidációs szám változása}}$$

1. témakör ellenőrző feladatai
Helyes válaszként a megfelelő betűjelet kell megadni.

1. Hány darab és hány mol proton, neutron, elektron található:
 $\overset{35}{17}\text{Cl}$
a/ 1 db $\overset{35}{17}\text{Cl}$ -atomban?
b/ 56,8 g klórban? (A klór 75,4 % 35-ös tömegszámú atomból és 24,6 % 37-es tömegszámú atomból áll.)
2. Az atom tömegszáma egyenlő
A) a protonok számával,
B) a neutronok számával,
C) az elektronok számával,
D) a protonok és neutronok számának összegével,
E) a protonok és elektronok számának összegével.
3. Mít nevezünk vegyértékelektronnak?
A) az atom külső lezárt héján lévő elektron,
B) az atom külső nem lezárt héján lévő elektron,
C) a kémiai kötésben résztvevő elektronhéjak,
D) a gerjeszthető elektron,
E) az atommagtól távolabb lévő elektron.
4. A nitrogéncsoport elemeire jellemző az alábbi elektronkonfiguráció...
A) ns^2np^1 ,
B) ns^2np^2 ,
C) ns^2np^3 ,
D) ns^2np^4 ,
E) ns^2np^5 .
5. Az ns^2np^5 elektronkonfiguráció jellemző
A) a nemesgázokra,
B) az alkálifémekre,
C) a halogénekre,
D) az oxigéncsoport elemeire,
E) a nemesgázokra.
6. Az ns^2np^4 elektronkonfiguráció jellemző ...
A) a nemesgázokra,
B) a halogénekre,
C) az oxigéncsoport elemeire,
D) a nitrogéncsoport elemeire,
E) az alkálifémekre.
7. Melyik állítás hibás?
A) A periódusos rendszer egy csoportján belül az alapállapotú atomokban azonos számú héjon vannak az elektronok,
B) A periódusokban balról jobbra nő az atomok protonszáma.
C) A periódusokat nemesgázok zárják le,
D) A periódusos rendszer egy csoportján belül a vegyértékhéjakon azonos számú elektron tartózkodik,
E) Az atomok elektronszerkezetének kiépülésekor a Pauli-elv is érvényesül.

8. Melyik állítás nem igaz? Az ionizációs energia ...
- A) egy mól gázállapotú atomból a legkönnyebben leszakítható elektron eltávolításához szükséges energia,
 - B) mértékegysége kJ/mól,
 - C) a periódusos rendszerben egy csoporton (oszlopon) belül a rendszám növekedésével nő,
 - D) legkisebb az alkálifémeknél,
 - E) legnagyobb a nemesgázoknál.
9. Az elektronegativitás
- A) egy elektród negatív előjelű potenciája,
 - B) annak az energiának a nagysága, amely ahhoz szükséges, hogy 1 mol gázalmazállapotú atom 1 mol gázalmazállapotú ionná alakuljon,
 - C) az atomnak az a hajlama, hogy egy elektront felvéve ionná alakuljon,
 - D) 1 mol gázalmazállapotú atomból a legkönnyebben leszakítható elektron eltávolításához szükséges energia.
 - E) az atomnak az a hajlama, hogy milyen mértékben vonzza magához az elektronokat.
10. Melyik állítás jellemző fémekre?
- A) A fématomok koordinációs száma hatnál kisebb.
 - B) Vezetőképességük a hőmérséklet emelésével nő.
 - C) Vezetőképességük a hőmérséklet emelésével csökken.
 - D) Elektromos ellenállásuk a hőmérséklet emelésével csökken.
 - E) Egyik állítás sem igaz.
11. A hidrogénkötésre melyik állítás nem igaz?
- A) Kötési energiája egy nagyságrenddel kisebb, mint az elsőrendű kötésé.
 - B) Csak dipólusos molekulák között alakul ki.
 - C) A hidrogénatom két másik molekulát kapcsol össze.
 - D) Hidrogént tartalmazó molekulák között mindig kialakul.
 - E) Szerves vegyületekben is előfordulhat.
12. Az atomrácsos elemek
- A) vízben,
 - B) szerves oldószerekben,
 - C) szerves savakban,
 - D) sósavban oldódnak,
 - E) semmiben nem oldhatók.
13. A kolloid oldatokban
- A) az oldott anyag 1 nm-nél kisebb mért molekulákra oszlik szét
 - B) az 1 nm-nél kisebb méret molekulákat külön-külön szolvatálja az oldószer
 - C) 1-1000 nm mérettartományba eső asszociátumok, un. micellák alkotják a szolvatált egységeket
 - D) a micellák szabad szemmel láthatók
 - E) a szolvatált részecskék a fényt nem verik vissza, ezért az oldat teljesen átlátszó.
14. Ha egy kémiai reakció exoterm, akkor
- A) a reagáló anyagok környezetüknek energiát adnak át,
 - B) a környezetnek csökken az energiája,
 - C) a kiindulási anyagok energiája kisebb mint a keletkező anyagoké,
 - D) a környezetnek csökken a hőmérséklete,
 - E) a reakció előjele pozitív.

15. Az elemekben az atomok oxidációs száma
- A) a vegyértékekkel egyenlő,
 - B) nullával egyenlő,
 - C) a külső elektronhéjon lévő elektronok számával egyenlő,
 - D) pozitív vagy negatív páros szám lehet,
 - E) csak pozitív páros szám lehet.
16. Az elektrolitok olyan anyagok, amelyek
- A) kristályos szerkezettel rendelkeznek,
 - B) nagy oldáshővel jellemezhetők,
 - C) vizes oldataik és olvadákaik vezetnek az elektromos áramot,
 - D) az elektromos áram hatására disszociálnak,
 - E) vízben oldva teljesen disszociálnak.
17. Melyik állítás hibás? A nátrium-klorid vizes oldatának elektrolízisekor?
- A) a katódon a körülményektől függően hidrogéngáz keletkezik,
 - B) a higanykatódon a nátriumion vesz fel elektront,
 - C) az anódon hidroxidionok semlegesítődnek,
 - D) az anódon klórgáz keletkezhet,
 - E) a katód környezetében nátrium-hidroxid keletkezhet.
18. Melyik állítás nem igaz az alábbiak közül?
- A) Mind a galvánelemben, mind az elektrolizáló cellában redoxifolyamat játszódik le.
 - B) Az elektrolízishez kisebb feszültség szükséges, mint az adott galvánelem elektromotoros ereje.
 - C) A galvánelem anódján mindig oxidáció történik.
 - D) Az elektrolizáló cella anódja a pozitív pólus.
 - E) A redoxi-rendszerben egyazon idő alatt leadott és felvett elektronok száma egyenlő.
19. Melyik állítás helyes? A reakciósebesség
- A) egyenlő a koncentrációváltozással,
 - B) értéke független a reagáló anyagok mennyiségétől,
 - C) csökken a hőmérséklet csökkentésével,
 - D) egyenlő a kiindulási anyagok koncentrációjának szorzatával,
 - E) egyik állítás (A,B,C ill. D.) sem igaz.

2. témakör: Szervetlen Kémia

A szervetlen kémia a kémiai elemek és C-H kötést nem tartalmazó vegyületek leírása.
(kb. 100 000 vegyület).

Tárgyalás megkezdése: a kémiai elemeket a periódusos rendszer csoportjainak és periódusainak sorrendjében tárgyaljuk és tanulmányozzuk az elemcsoport fontosabb vegyületeit.

Elemek

- Izotópok: Az elemek többsége természetes izotópok különböző arányú keverékéből állnak. Vannak un. tiszta elemek is (nem izotópok elegyei) pl. Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As, Y, Nb, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Ta, Au, Bi
- Allotrop módosulatoknak (polimorfizmus) nevezzük valamely elem különböző kristályszerkezetű, vagy különböző molekulászerkezetű változatait. Allotrop módosulatok például az oxigén (O₂) és az ózon (O₃), grafit→gyémánt, monoklin kén→rombos kén

Az elemek csoportosítása

1. H !
2. Nemesgázok (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)
 ns^2np^6
1 atomos "molekulák"
Gázok normál körülmények között (alacsony olvadás és forráspontjuk van).
3. Nemfémek (C, N, P; kalkogének: O, S, Se ; halogének: F, Cl, Br, I)
p-mező elemei közé tartoznak. Elektronegativitásuk: 2,1 és 4 között változik.
"Zsúfolt" elektronrendszerrel bírnak, ennek következtében legváltozatosabb oxidációs fokú, kötésrendszerű vegyületek kialakítására hajlamosak.
4. Félfémek (Be; B, Al, Si, Ge, As, Sb; Te, Po ; At)
A Be-t (s-mező) kivéve valamennyien a p-mezőhöz tartoznak. Elektronegativitásuk 1,5 és 2,2 közé tartozik. Már fémekre jellemző tulajdonságuk is van.
Valamennyien szilárd halmazállapotú óriásmolekulák.
Vegyületeik is jellemzően óriásmolekulák.
5. Másodfajú fémek (rézcsoport: Cu, Ag, Au; Magnézium és Cinkcsoport: Zn, Cd, Hg; Galliumcsoport: Ga, In, Tl; Ón és Ólomcsoport, valamint a Bi)
A Cu-csoport tagjainál a d-alhéj egészül ki (n-1) és a Cu-nél telítődik.
A Zn-csoport tagjainak elektronszerkezete: (n-1)d¹⁰.
Ga-csoport; Sn; Pb; Bi tagok elektronszerkezete: (n-1)s²(n-1)p⁶(n-1)d¹⁰.
A vegyértékhej alatti zárt héj viszonylag laza, ebből speciális tulajdonságok fakadnak. Elektronegativitásuk kisebb, mint 2,2. Fémek kristályrácsban kristályosodnak. Olvadás és

forráspontjuk alacsony.

6. Fémek (Alkálifémek: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr; Alkáliföldfémek: Ca, Sr, Ba, Ra)

Valamennyien az s-mezőbe tartoznak. Elektronegativitásuk 1 alatt van. Alacsony olvadási és forráspontjuk van.

7. Átmeneti fémek (Szkandiumcsoport: Sc, Y, La, Ac; Titáncsoport: Ti, Zr, Hf; Vanádiumcsoport: V, Nb, Ta; Krómcssoport: Cr, Mo, W; Mangáncsoport: Mn, Tc, Re; Vascssoport: Fe, Co, Ni; Platinafémek: Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt)

A Pd kivételével az elektronszerkezetük: ns^2 ; ns^1 héj alatt feltöltetlen d-alhéj van, így a d-mezőhöz tartoznak. Az elektronegativitásuk kisebb, mint 2,2. Jó elektrópár akceptorok.

Kötéseikben nemcsak az s- hanem a d-elektronjaik is részt vehetnek, ennek következtében igen változatos oxidációs állapotban fordulhatnak elő. A cink, kadmium és higany kivételével kemény fémek magas olvadásponttal. Kis ionátmérőjűek, és az atomtömeg növekedésével rohamosan növekvő sűrűségűek.

Telítetlen héjú ionjaik, és ezeknek a vegyületei színesek. Például: Mn(II): rózsaszín, Cr(III): zöld, Fe(II): zöld, Fe(III): sárga, Co(II): kék, Ni(II): zöld.

A magasabb oxidációs számú d-elem-származékok oxidálószerkeletűek és savképzők. Pl.

$Mn(OH)_2$ MnO_2 MnO_4^{2-} MnO_4^- (permanganát ion)

A d-mező elemeinek fontos szerepük van redoxi folyamatokban vegyszerekként és mikroelemként egyaránt.

Szilárd halmazállapotúak. Fémek vezetőek.

8. Lantanidák, aktinidák (a periódusos rendszer két különálló sorában 14-14-elem foglal helyet.)

Az f pályák épül ki, így az f-mezőbe tartoznak. Mivel vegyértékhéjuk egy soron belül azonos, ezért a kémiai tulajdonságaik nagy hasonlóságot mutatnak.

A lantanidák általában 3 vegyértékűek és sok hasonlóságot mutatnak a Sc-csoport elemeivel.

Az aktinidák lazább elektronszerkezetűek, vegyértékük magasabb.

Szilárd halmazállapotúak. Fémek rácsban kristályosodnak. Elektronegativitásuk 1,0 és 2,2 között van.

Az elemek fizikai tulajdonságai

Az elemek tulajdonságai az elektron szerkezetből következnek (atom és elem elektronszerkezet nem azonos), amely egyben rendszerezési alap is.

Figyelembe kell venni még: a kötéstípust (fémestől a kovalensig valamint a másodlagos kötések pl. Van der Waals), rácsípust (atomrács, molekularács, fémrács) és a kristályszerkezetet (elemi cella).

Az elemek sűrűsége tág határok között (pl. $H_{sz}(0,08 \text{ g/cm}^3) \rightarrow Os(22,5 \text{ g/cm}^3)$) változhat (elemi

rács, kristálytípus függvénye).

Az elemek olvadás és forráspontja függ a rácstípustól és az összetartó erőktől függnnek.

Az elemek kémiai tulajdonságai

A következő jellemzőket kell figyelembe venni: elektronegativitás (legreakcióképesebbek a legkisebb és legnagyobb elektronegativitású elemek), kötéseerősség (ha nagyon erős kötés tartja össze az elemeket, akkor nehéz felbontani és új kötések kialakítani), elektródpotenciál, kémiai egyensúly, ΔH stb..

Az elemek jellemző kémiai reakciói

– **H-nel**

- Képes az átmeneti fémek kristályrácsába beépülni.
- Alkálifémekkel és alkáli földfémekkel sószerű hidriket képez. (H elektronegativitása ebben az esetben -1).
- Halogénelemekkel heves reakcióba lép. Poláros kovalens kötés alakul ki.
- Oxigén és nitrogén csoporttal lassú a reakció. Poláros kovalens kötés alakul ki.
- C, Si, B-ral: ívfény hőmérsékletén reagál és apoláris vegyület alakul ki.

– **O-nel**

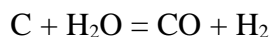
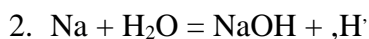
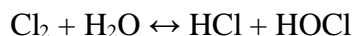
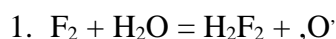
- Halogénnek és nemesgázok kivételével minden elemmel reagál.

– **N-nel**

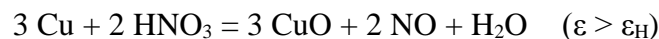
- Közönséges hőmérsékleten hatástalan a legtöbb elemre.
- Magas hőmérsékleten a kis elektronegativitású elemekkel nitrideket képez.
- Halogénelemekkel és nemesgázokkal közvetlenül nem reagál.

– **H₂O-zel**

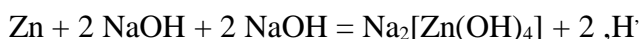
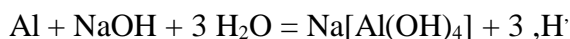
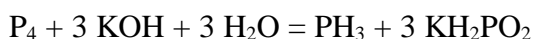
Fizikailag és kémiailag oldódhat.

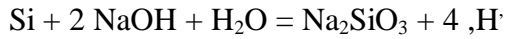


– **Savakkal**



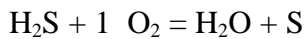
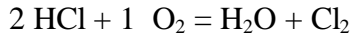
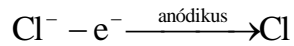
– **Lúgokkal**





– **Oxidációval**

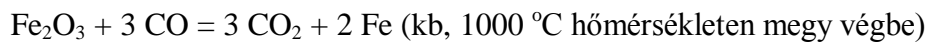
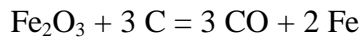
pl.



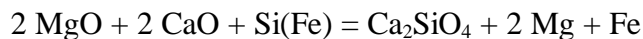
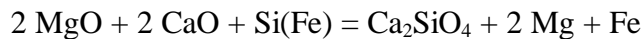
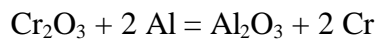
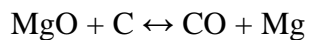
– **Redukcióval**

pl.

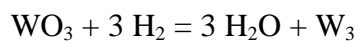
- Katodikus redukcióval (pl. Al-gyártás; alkálifémek előállítása)



- Karbometrikus (C-porral történő redukcióval, szilikometrikus (Si-porral történő redukcióval), alumino-termikus (Al-porral történő redukcióval) redukcióval



- H-nel



– **Termikus disszociációval**

Karbonilok (Mond-féle eljárás) pl. $\text{Fe}(\text{CO})_5$

Halogenidek (van Arkes és de Boer) pl. BBr_3

Elemek gyakorlati felhasználása

- Fémek előállítására (elektromos ipar használja fel; gépek gyártására használják)
- Vegyületek előállítására használják (pl. Szintézisekre: HCl , NH_3 - gyártására)

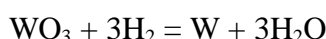
Elemcsoportok jellemzése

H (hidrogén) három módon tehet szert telített elektronszerkezetre: +1 oxidációs állapotban kovalens elemet és vegyületeket képez, ezek közül a legpolárosabbak H^+ ionra (protonra)

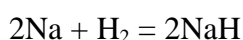
disszociálnak, és mint a halogének H^- (hidrid) iont is képez.

Hidrogén molekulák kis méretűek és tömegűek, így nagy mozgékonyaságúak. Jól oldódik platinában és palládiumban (1 térfogat palládium 800 térfogat hidrogént old szobahőmérsékleten).

A hidrogén egyaránt mutat redukáló és oxidáló tulajdonságokat. Hevítve sok nemfémmel reagál. A fluor hidegen is robbanással egyesül a hidrogénnel, a klór meggyújtva vagy megvilágítva. HBr elemeiből hevítéssel keletkezik, HI erős hevítéssel és a termék részben hőbomlást szenved. A hidrogén redukáló tulajdonságát használjuk egyes fémek előállítására, pl:

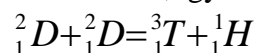


Mint oxidálószer, a hidrogén kölcsönhatásba lép aktív fémekkel:



Izotópjai: $H:D = 5300:1$ (előfordulási arányuk)

Deutérium előállítása a víz elektrolízisével történik (elsőként a H_2O molekulák bomlanak el, így ennek következtében a visszamaradó víz dúsul D_2O -ban)

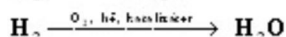
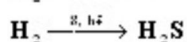
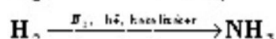
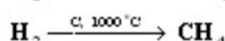
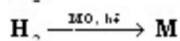
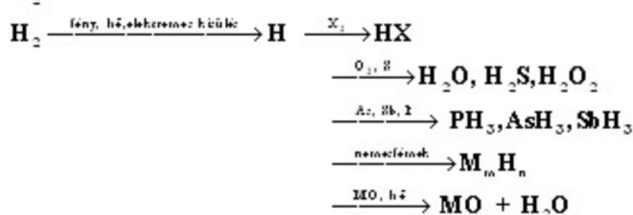
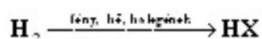


Ionizációkor: H^+ -keletkezik, amely vizes oldatban H_3O^+ -vá alakul.

H^- (hidrid anion) formában is előfordul, alkálifémekkel és alkáli földfémekkel alkotott sószerű vegyületeiben.

Nehezen cseppfolyósítható. Nagy a hővezető képessége és diffúziós sebessége. Nagy energia szükséges molekulája felbontásához, ezért a hidrogéngáz reakcióképessége alacsony. Ezen reakciói gyorsíthatók katalizátorok alkalmazásával (pl. Pt- katalizátor: a hidrogén molekulát atomos formában oldja).

Lefontosabb kémiai reakciói:



Nemesgázok: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn (minden magja instabil (α -bomlás))

Atomos állapotban fordulnak elő. Molekularácsot alkotnak az egyatomos nemesgázok is. Reakciókészségük alacsony. Rendkívüli laboratóriumi feltételek között előállíthatók vegyületeik (pl. Xe-F, Kr-F, Xe-O).

Alacsony olvadás és forráspontú elemek. Normál körülmények között gázhalmazállapotúak. Gerjesztési energiájuk viszonylag alacsony, ezért alkalmasak fényreklámok töltőanyagaiként. Hajlamosak zárványvegyületek képzésére. Levegő cseppfolyósításával állítják elő (fizikai folyamattal).

Nemfémes elemek: C, N, O, F, P, S, Cl, Se, Br, I

Elektronszerkezetük s^2p^2 és s^2p^5 között változik.

Elektron felvételére hajlamosak. Elektronegativitásuk nagyobb, mint 2,2. Színük egy oszlopban lefelé mélyül. Olvadáspontjuk egy oszlopban lefelé nő. Szilárd halmazállapotban molekularácsot alkotnak, a kristályrácsot pedig van der Waals erők tartják össze.

Elemi állapotban és egymással képzett vegyületeikben közös jellemzőjük a kovalens kötés: kétatomos molekulák (pl. H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , HCl), többatomos molekulák (pl. P_4 , S_8 , H_2O) ill. atomrácsos kristályok (pl. C).

– Halogéncsoport: Magas az elektronegativitásuk. Nagy a reakciókészségük

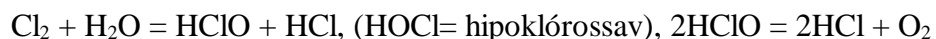
F, Cl, Br, I (fluor, klór, bróm, jód vagy halogének) a periódusos rendszer 7. csoportjának nemfémes elemei. Mint elemek, kétatomos molekulákat képeznek, a felsorolás sorrendjében nő atomtömegük, polarizálhatóságuk, olvadás és forráspontjuk, mélyül a színük, csökken az elektronegativitásuk. Az utóbbi jellemző miatt hidrogénvegyületeikben csökken a kötéserősség, nő a sáverősség.

F₂ (fluor) a legerélyesebb oxidálószer. Vegyületeiben -1 oxidációs számú. Optimális koncentrációja 1,5 mg fluoridion/1 l ivóvíz.

A többi halogénelem magasabb oxidációs állapotú vegyületeket is képez.

Cl₂ (klór) sárgászöld színű, szúrós szagú mérgező gáz.,

Kevéssé reagál a vízzel:

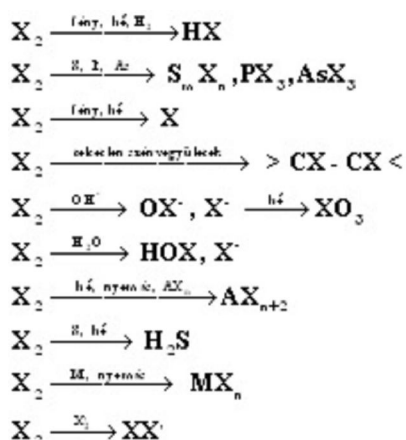


A klór és pozitív oxidációs számú vegyületei erélyes oxidáló, színtelenítő és fertőtlenítő szerek.

Br₂ (bróm) vörösbarna folyadék

I₂ (jód) fémfényű feketéslila kristályos anyag. Gőze és apoláros oldószerben való oldata ibolyaszínű. Jodidionok jelenlétében barna színnel oldódik: $I_2 + I \rightleftharpoons I_3^-$. Optimális koncentrációja 40 $\mu\text{g}/1$ l ivóvíz.

Legfontosabb reakcióik:



– Oxigéncsoport

Fémekkel és nemfémekkel is reagálnak, amfid elemek. A földkéreg felépítésében uralkodó szerepük van, kalkogén elemek.

Az oxigénatom kis mérete és nagy elektronegativitása miatt stabilis pi-kötést tud létesíteni. Az oxigén sok elemmel már szobahőmérsékleten is reagál. Majdnem mindegyik elemmel, vegyületet képez a hélium, neon és argon kivételével. Az oxigén kétatomos molekulák formájában fordul elő. Magas a disszociációs energiája. Paramágneses tulajdonsága van. Két allotróp módosulata van: az oxigén O_2 és az ózon O_3 .

O_2 (oxigén) a levegő 21 térfogat %-át alkotja. 100 cm^3 víz $4,8 \text{ cm}^3$ oxigént old $0 \text{ }^\circ\text{C}$ -on és $2,4 \text{ cm}^3$ -t $50 \text{ }^\circ\text{C}$ -on. Az élővízbe kerülő nagymennyiségű szerves anyag kipisztíthatja teljes élővilágát.

A kénatomnak - az oxigénatomhoz hasonlóan - hat vegyértékelektronja van. Elektronegativitása 2,5. Nagy mérete miatt nem alkot pi-kötéseket.

-2 és +6 oxidációs száma a legjellemzőbb. Az elemi kén legstabilisabb módosulata szilárd állapotban és olvadáspontja felett kb. $180 \text{ }^\circ\text{C}$ -ig nyolcatomos, gyűrű alakú molekula.

A szelén nem fémes változata is 8 atomos molekulák formájában fordul elő.

A S és Se reakciói lényegesen enyhébbek, mint az oxigéné.

– Nitrogéncsoport

N_2 (nitrogén): A nitrogén tipikus nemfémes elem, elektronegativitása (3,0) második a fluor és oxigén után. A nagy elektronegativitása és kis atommérete miatt hármass kötetést is létesíthet.

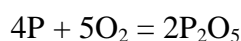
2 atomos molekula formájában fordul elő. Molekulájában háromszoros kötés (1 σ és két π) van, apoláros, gáz halmazállapotú normál körülmények között, vízben gyengén oldódik. Magas a disszociáció energiája, ezért reakciókészsége alacsony, míg a nitrogénvegyületek termikusan instabilak és hevítésre viszonylag könnyen elbomlanak. A nitrogén a Földön főleg szabad állapotban van (78 térfogat % a levegőben). Főként kovalens kötetést alakít ki. Li, Ca-mal nitrideket képez közönséges hőmérsékleten.

P (foszfor) atom nagyobb, mint a nitrogénatom és elektronegativitása kisebb, ezért nem tud többszörös kötések kialakítani. Oxidációs száma -3-tól +5-ig terjed, az utóbbi a legjellemzőbb. A foszfor többféle allotróp módosulat formájában fordul elő: P₄ (fehér foszfor, tetraéderez elrendeződés), amely rendkívül reakcióképes és vörös foszfor (a tetraéderek összekapcsolódásával óriás lánc alakú molekulákból áll) pedig szerkezeténél fogva kevésbé reakcióképes, legkevésbé a vörös foszfor hajlamos vegyületek képzésére.

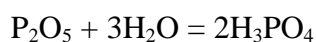
A foszfor gőzéből fehér foszforként kondenzálódik. Ez a módosulat molekulárcsos anyag, négyatomos tetraéderez szerkezetű molekulákkal a rácspontokban. A fehér foszfor lágy, színtelen, viaszszerű anyag alacsony (44,1 °C) olvadás és alacsony (275 °C) forrásponttal, illékony, oldható szén-diszulfidban. Rendkívül mérgező. A levegőn meggyullad. Víz alatt tárolják sötétben.

A fehér foszfor 280-340 °C-on történő tartós hevítéssel vörös foszforra alakítható, amely a tetraéderez atomcsoportok polimerje. Magas olvadáspontú, gyakorlatilag oldhatatlan, nem mérgező és csak 250 °C felett gyullad, 423 °C-on szublimál.

A foszfor egyaránt mutat redukáló és oxidáló tulajdonságokat. Levegőn könnyen szublimáló P₂O₅: foszfor(V)-oxidá ég el:



Ez a vegyület különösen élénken reagál a vízzel:



– Szén csoport

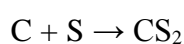
„Három” allotróp módosulata van: gyémánt, grafit, fullerének.

A gyémánt kémiaiilag nem reakcióképes, magas olvadás és forráspontú, amely atomrácsos felépítéséből is következik. A grafit rétegrácsos felépítésű, a rétegek mentén eltolható és van elektromos vezetőképessége, de mivel a rétegeken belül erős kovalens kötések vannak, olvadás és forráspontja magas. A fullerének futball labda alakú öt és hatszögekből felépülő molekulák. Első felfedezett formája 60 C-atomból áll (C₆₀).

A grafit a szén hexagonális rétegrács szerkezetű allotróp módosulata. Minden szénatom három vegyértékelektronnal három szomszédos szénatommal kapcsolódik hattagú gyűrűk végtelen rétegeinek részeként mint atomrácsban. A negyedik elektron azonban az egész makromolekulára kiterjedő delokalizált pályára kerül mint fémrácsban. A rácscsíkokat a molekulárcsokra jellemző másodlagos kötőerők tartják össze, ezért puha.

A faszén túlnyomórészt mikrokristályos grafit. A kőszén 61-94% széntartalmú növényi eredetű kőzet.

Jellemző reakcióik:



A finom eloszlású C reakcióképesebb.

$C + Si = SiC$ (csak magas hőmérsékleten megy végbe)- a kialakult vegyület gyémántrácsban kristályosodik.)

$C + H_2O = CO + H_2$ (a kialakult keveréket vízgáznak nevezzük.)

Félfémek: Be (s-mező tagja), B, Al, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At (p-mező tagjai)

A Po és At radioaktív elemek. Az At-ot nagyon nehéz kimutatni.

Elektronszerkezetük nagyon változatos: s^2p^0 -tól s^2p^5 , a Ge-tól pedig $d^{10}s2p^0$ -tól $d^{10}s2p^5$ -ig, azaz elég nagy a változatosság.

Be, Al elemi állapotban a fémek minden sajátosságát mutatják. A fémes sajátosságuk a periódusos rendszerben jobbra haladva csökken, de nem szűnik meg teljesen, oszlopban lefelé haladva pedig nő.

Ionjaik átmérője csak kismértékben változik.

A periódusos rendszerben lépcsőzetesen helyezkednek el. Tulajdonságaikban horizontális hasonlóság nyilvánul meg. Elektronegativitásuk 1,5 és 2,2 között változik.

Nagy a töltésük és viszonylag kicsi a méretük, ennek következtében nagy a polarizáló képességük és így vegyületeiben átmeneti kötéstípusokat alakítanak ki. Normál körülmények között szilárd halmazállapotúak, végtelen kristályrácsot alkotnak.

Magas hőmérsékleten, ha átmennek a gázhalmazállapotba, akkor többatomos molekulákat képeznek.

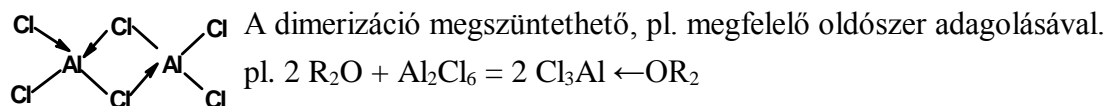
Közülük a Ge, és a Si gyémántrácsban kristályosodnak, félvezető tulajdonságuk van (ne felejtjük el a periódusos rendszerben egy oszlopban lefelé haladva egyre jobban megnyilvánul a fémes jelleg.)

$As_4 \rightarrow Sb$ (fémesebb tulajdonságú)

Sószerű vegyületei is zárt molekulát alkotnak és illékonyak, vízben erősen hidrolizálnak.

Dimerizálódásra hajlamosak.

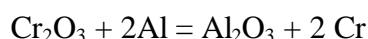
Pl.



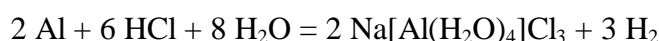
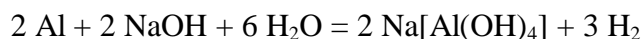
Felületüket erős vékony oxidréteg védi a korróziótól. Amfoterek (azaz savval és lúggal egyaránt H_2 -fejlődés közben reagálnak).

Az **alumínium** ezüstfehér, rendkívül lágy fém. Az alumínium reagál klórral és brómmal szobahőmérsékleten, jóddal hevítésre vagy víz jelenlétében ami katalizálja ezt a folyamatot, hevítve reagál nitrogénnel, szénnel, kénnel és oxigénnel. Az alumínium erőlyesen redukál több

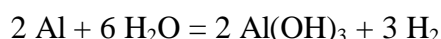
fémet oxidjából (aluminotermia). Ezt használják fel mangán, króm, vanádium, volfrám előállítására. Mindezekben a folyamatokban sok hő szabadul fel és a hőmérséklet 1200-3000 °C-ra emelkedik:



Amfoter jelleménél és negatív standardpotenciáljánál fogva az alumínium oldódik savban ill. lúgban és kationos, ill. anionos komplexet képez:



A felületi oxidrétegtől mechanikusan, vagy amalgámozással megtisztított alumínium gyorsan reagál vízzel:



Az oxidréteg védő hatása miatt az alumínium ellenáll tömény salétromsav és hideg tömény kénsav hatásának.

Az alumínium-hidroxid tipikusan amfoter vegyület, oldódik bázisokban és savakban:



Az alumínium a negyedik leggyakoribb elem a földkéregben az O, H és Si után. A trópusi laterit talajok fő alkotórésze a vas és alumínium. A vasoxidok mennyisége eléri a 80-90 %-ot, az alumínium-oxid 5-20%-ot (bauxitnak nevezzük, ha ez meghaladja a 60%-ot).

Az alumíniumgyártás fázisai és lépései: timföldgyártás (kioldás, a vasoxidokat tartalmazó vörösiszap kiszűrése az aluminátlúg bontása (a fenti folyamat megfordítottja, kalcinálás) és a timföld Al_2O_3 elektrolízise, amit kriolit Na_3AlF_6 olvadékból végeznek. Az elektrolizáló kád katódként szolgáló alján válik ki az Al, az anódon kivált oxigén pedig reagál annak szénanyagával, szén-dioxidot és szén-monoxidot képez.

Kémiai viselkedésük hasonló:

H_2 -nel közvetlenül nem reagálnak

– As, Sb, Te hidridjei előállíthatóak

– halogénekkal közvetlenül reagálnak tűztűnemény kialakulása közben

– Aluminotermiás reakciók

– Oxigénnel reagálva védőréteget alakítanak ki a felszínen. Atomrácsos oxigén vegyületek, azaz magas olvadás és forráspontúak, kémiailag nem reakcióképesek. Ha eltávolítjuk a védőréteget, akkor teljessé tehető az oxidáció.

– Kénnel reagálnak.

– Nitrogénnel nitrideket alkotnak kb. 1000 °C-on.

– Szénnel karbidokat alkotnak kb. 1000 °C-on.

– Legreakcióképesebb fémekkel is reagálnak: savakkal bonthatók (pl. B_2H_6).

– Savakkal szembeni viselkedésük:

– a kisebb sűrűségűeknél: H_2 -gáz fejlődése közben reagálnak

- Si, Ge-től jobbra elhelyezkedőek csak oxidáló savakkal reagálnak (pl. H₂SO₄)
- H₂O-zel normál körülmények között nem reagálnak, csak nagyon finom por alakban és vörös izzás hőmérsékletén.
- Erős lúgokban oxidálódnak As-ig bezárólag.
- Üveg képzésére hajlamosak.

Másodfajú fémek: Cu, Ag, Au (d-mező), Mg (s-mező), Zn, Cd, Hg (d-mező), Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi (p-mező)

Elektronszerkezetük: (n-1)d¹⁰ns¹, (n-1)d¹⁰ns²-től (n-1)d¹⁰ns¹p^{1...3}-ig változik.

A fémes tulajdonság mindegyik tagra jellemző (Bi azonban rideg közülük). A magasabb rendszámú tagoknál a külső elektronok nehezen távolíthatók el (kicsi az árnyékolás). A p elektronok viszonylag könnyen eltávolíthatóak. Az s elektronok nehezen szakíthatóak le, csak erősebb oxidálószer hatására szakadnak le. Így a Ga, In, Tl egyes oxidációs számmal fordulnak elő, míg az Sn, Pb kettő, a Bi pedig hármas oxidációs számmal.

A Tl csoport tagjai nem polarizálható anionokkal ionos vegyületeket képeznek, vízben oldódnak és magas olvadási és forráspontúak. Polarizálható anionokkal vízben oldhatatlan vegyületeket képeznek.

Az oxidációs számot elsősorban a külső elektronszerkezet szabja meg, kivéve Cu²⁺, Au³⁺ esetében ahol az atomtörzsből is leválhatnak elektronok.

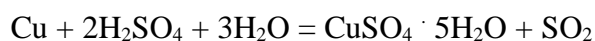
Az Au-nál kettős kontrakció figyelhető meg (átmeneti fém- kontrakció és lantanida kontrakció), emiatt kompakt az atomtörzs, nagyok az összetartó erők és magas olvadási és forráspontú elemekről van szó.

A réz alcsoportban a réz Cu vörös, az ezüst Ag fehér, az arany Au sárga színű fém. Jól alakíthatók, a hőt és elektromosságot a többi fémnél jobban vezetik.

A réz és analógjai kémiai aktivitása kismértékű és csökken a növekvő rendszámmal. +1 oxidációs állapotuk megfelel a d¹⁰ elektronszerkezetüknek. A legjellemzőbb oxidációs állapotok: réz +2, ezüst +1, arany +3. A legtöbb +1 ox. állapotú vegyületük fény és hőhatásra bomlik.

A réz (Cu, vörösréz, EN = 1,9) hevítéssel oxidálható, de a CuO könnyen redukálható. A réz felületét nedves levegőn zöldes bevonat: ún. patina: Cu(OH)₂ · CuCO₃ fedi. Az ezüsten fekete Ag₂S jön létre.

Mivel a réz, ezüst pozitív standardpotenciálú, ezért olyan savakban oldódnak, amelyek anionja oxidáló hatású vagy más oxidálószer is jelen van: a réz és ezüst oldható salétromsavban és tömény kénsavban, az arany királyvízben (HNO₃ : 3HCl):



$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (Réz(II)-szulfát-víz(1/5), rézgálic) Kalcium-hidroxiddal semlegesítve bordói lé néven gombaölőszer.

Az ezüst-halogenidek nagymértékű fényérzékenységet fényérzékeny emulziókban használnak fel és szerves redukálószerrel folytatják (előhívás). A feleslegben lévő ezüst-halogenidet nátrium-tioszulfát oldattal oldják ki (fixálás).



A réz, ezüst és arany összes oldható vegyülete mérgező.

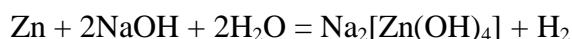
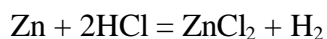
A cink alcsoportban a cink (Zn), kadmium (Cd) és higany (Hg) ezüstösen fénylő fémek, de nedves levegőn oxidréteg fedí és elvesztik csillogásukat. Mind a három fém (különösen a Hg : Op -39°C alacsony olvadáspontú.

Kémiai aktivitásuk rohamosan csökken az atomtömeggel. Hidratált ionjaik színtelenek, +2 oxidációs állapotúak.

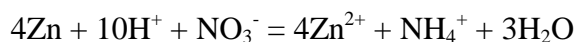
A cink, kadmium (és pl. a nikkell) negatív standardpotenciálúak, a higany pozitív.

Hevítve hevesen reagálnak aktív nemfémekkel, érdekességképp a higany reagál kénnel és jóddal szobai körülmények között is.

A cink könnyen oldódik savakban és lúgokban:



A cink a nagyon híg nitrátion savas közegben ammóniumionná redukálja:



A cink, kadmium és higany készségesen képez ötvözetet egymással és más fémekkel. A higany ötvözeit amalgámoknak nevezzük, legtöbb folyékony vagy pépes. A legtöbb cinket használnak elektródként, korrózióvédő bevonatként vason (horganyzott bádogg) és ötvözetekben, amelyek közül legfontosabbak a bronz (90% Cu, 10% Sn), sárgaréz (60% Cu, 40% Zn) és nikkeltartalmú ötvözetek, pl. alpakka.

Hg: normál körülmények között folyékony halmazállapotú. Egyik jellemző vegyülete: Hg^{2+} - formában (-Hg-Hg-) található. A Hg gőzei rendkívül mérgezőek.

A fémes tulajdonságok a periódusos rendszerben balról jobbra csökkennek.

A Bi áll legközelebb tulajdonságaiban a félfémekhez, a gőze sem egyatomos.

A tagok elektronegativitása 1,2 és 2,3 között változik.

Az ón ezüstfehér, az ólm sötétszürke fém, puha.

Oldódnak hígított salétromsavban és melegítve erős lúgokban +2 oxidációs számú vegyületekké (koordinációs számuk 4).

A legtöbb ólom(II)-vegyület oldhatatlan a $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ kivételével. Az ón(IV)-vegyületek stabilabbak az Sn(II)-vegyületeknél.

Az ónt főleg vas bevonására használják (fehérbádogg, konzervdoboznak). Ólmot főleg akkumulátorlemezeknek használnak. Ötvözeit olvadékonyak. Az ólm puha.

Jellemző kémiai reakciók:

- Ha az elem elektronegativitása kisebb, mint 1,7 akkor a fém levegőn hevítve elég.
- A Cu (elektronegativitása (továbbiakban EN=2) oxidálódik levegőn, de könnyen szét is esik a keletkező vegyület. Redukálható CuO összefüggő oxidréteg alakul ki.
- S-nel történő reakciójuk nem túl heves, de látványos, mert színesek. Pl. Ag₂S barna színű.
- Ha EN<1,7, akkor a fém híg ásványi savakban oldódik H₂ -gázfejlődés közben.
- Ha EN>1,7, akkor a fém csak oxidáló savakban oldódik.
- CuO₂ jelenlétében híg ásványi savakban is oldódik, ezért kell vigyázni, hogy Cu edényben ne tároljunk ecetsavat, mert oxigéngáz jelenlétében oldódik a réz.
- Cu esetében patina alakulhat ki. A patina bázisos réz-karbonát.
- A Mg, Zn, Sn NaOH-ban is oldódik. Ezeket a fémeket hívjuk amfotereknek (savakban és lúgokban egyaránt oldódnak).
- Halogénnel és azok vizes oldatával is reagálnak.

Átmeneti fémek: a d-mező (bal oldala: 21. rendszámú elemtől 78. rendszámú elemig, valamint a 89. rendszámú tartoznak ide, kivéve: 58. rendszámú a 71. rendszámig, de ezek amúgy sem tartoznak a d-mező elemei közé), mintegy 25 elem.

(A technécium mesterséges elem.)

Elektronszerkezetük: $(n-1)d^x ns^2$ (ahol $x=1...8$); $(n-1)d^{x+1} ns^1$; $(n-1)d^{x+2} ns^0$

Elég egységes tulajdonságú elemcsoport (d-elektronok kevésbé árnyékolnak, ezért az s-elektronokra erős összehúzó erő hat, emiatt lép fel az átmenetifém- kontrakció (azaz a vártnál kisebb az atomátmérő -atomoknál ezért nem olyan szabályos a kristályszerkezet alakulása, mint az ionoknál.)

Tulajdonságokban nagy a horizontális rokonság, mert horizontálisan nem nagy a különbség az atomátmérőben. s-elektronjaikat viszonylag könnyen leadják, esetlegesen a d-elektronokból is adhatnak le, ezért nagyon változatos lehet az oxidációs számuk.

Savképző elemek.

Maximális oxidációs állapotú alakjuknak a stabilitása különböző, némelyik közülük erős oxidáló szer: pl. MnO₄⁻. Legstabilabbak a +2, +3 oxidációs fokúak. Ni-től visszafelé haladva nő a redukáló képességre való hajlam.

Elektron leadáskor, ha a nemesgázkonfigurációhoz hasonló szerkezet alakul ki diamágneses tulajdonságú ionok jönnek létre. Minden más elektronszerkezetű ion kialakulásakor paramágneses ion keletkezik, ezek könnyen gerjeszthetőek és éppen ezért színesek (magas oxidációs számú ionjaik is színesek, ha van párosítatlan spinnű elektronjuk).

Közös jellemezőjük a komplexképző hajlamuk (elsősorban az üres d-pályák miatt).

A kristályrácsában kisméretű, kompakt ionok vannak általában szoros illeszkedésben (azaz nagyok az összetartó erők), ezért nagy a sűrűségük és kemények.

Szublimációs hőjük, olvadás és forráspontjuk magas.

A d-elemek közül a vas alcsoportból (vas Fe, kobalt Co, nikkelt Ni) a vasat gyártják legnagyobb tömegben. Ezüstösen fehér fémek, a kobaltnak zöldes árnyalata van.

A vas készségesen reagál hígított savakkal Fe(II) vegyület keletkezése közben ($E = -0,44 \text{ V}$). Tömény salétromsavban és kénsavban passziválódik. Lúgokban oldhatatlan. Nedves levegőn könnyen oxidálódik, laza szerkezetű vas(III)-oxid-hidroxiddá (rozsdává) alakul. Hevítve majdnem mindegyik nemfémmel ötvözetet vagy sószerű vegyületet (FeCl_3 , FeS) képez.

A vaskohászat alapanyagai a vasérc: barnavasérc: $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, a vörösvasérc: Fe_2O_3 , a mágnesvasérc: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$, vaspát: FeCO_3 , kocsz, levegő, salakképző: SiO_2 vagy CaCO_3 . A nagyolvasztóban viszonylag alacsony hőmérsékleten a CO redukál (közvetlen redukció) magasabb hőmérsékleten a szén is. Az ötvözetek általában keményebbek, mint a tiszta fémek, mert az ötvöző anyag akadályozza a rácscsúcsok elcsúszását. A vasgyártás termékei: 2-4 % C: nyersvas: kemény, rideg: 0,3-1,7 % C: acél: kemény, rugalmas, kisebb, mint 0,3 % C: kovácsvas: puha. Az acélt Siemens-Martin lángkemencében vagy elektromos kemencében gyártják nyersvasból, főleg rozsdás vasat használva szénmentesítésre.

A fizikai állandók periódusgörbéje két maximumot mutat: első maximum a króm-oszlopnál van, a második a vas oszlopnál.

Kémiai sajátosságait az ionizálódási hajlamuk szabják meg. A második és harmadik sorban elhelyezkedők tulajdonságai kissé eltérnek az első sorban elhelyezkedőktől. Az első sorban helyezkednek el a pozitív tulajdonságú fémek. Mn-csoportnál van a pozitívitás maximuma (passziválódási hajlam is ezeknél figyelhető meg). A legnehezebb átmeneti fémek: Ta, Re, Ir, Pt

Jellemző kémiai reakcióik:

- oxigén-gázzal nehezen reagálnak (kivétel: Fe- rozsdakialakulása). Vörös izzáson azonban már reagálnak, kivéve: Pt, Ir.
- S-nel történő reakciójuk hasonló, mint az oxigén-gázzal
- N-nel nitrideket képeznek
- C-nel karbidokat képeznek
- hajlamosak nagy mennyiségű hidrogént felvenni- intersticiális hidridek alakulnak ki, melegítés hatására hidrogén-gáz távozik el ilyenkor
- vason és nikkelen átdiffundálhat a CO
- halogénnel már közönséges hőmérsékleten is hevesen reagálnak, bár a nagyobb sűrűségű fémek magasabb hőmérsékleten reagálnak
- a pozitívabb jelleműek a vizet is elbontják szobahőmérsékleten (lassú a kémiai reakció), az izzó vas vízgőzzel hidrogénfejlesztésre is használható
- a vizet elbontó fémek híg nem oxidáló savakban is oldódnak, míg a nehezebb fémek oxidáló savakban melegítésre is nehezen oldódnak

- V, Cr, Mo-t savakkal nem könnyű megtámadni, NaOH-dal összeolvasztva a nekik megfelelő anionná alakulnak, szilárd lúgokkal szemben a Fe-csoport tagjai a legellenállóbbak
- reakciókészségüket növeli a komplexképződési hajlam

Alkálifémek: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr és **alkáliföldfémek:** Ca, Sr, Ba, Ra (valamennyien az s-mezőbe tartoznak). Valamennyien térben középpontos kristályrácsban kristályosodnak.

A Fr, Ra, K (40-es tömegszámú izotópja), Rb (87 tömegszámú izotópja) radioaktívak.

Vegyértékelektronjuk: s^1 (alkálifémek) illetve s^2 (alkáli földfémek).

A vegyértékelektronjukat könnyen leadják (kicsi az árnyékolás). Első ionizációs energiájuk alacsony, illetve a kilépési energiájuk is alacsony, ezért fotocellákban katódként használhatjuk.

Ionjaik színtelenek. Illékony sóik viszont megfestik a lángot, mert párologáskor: MX illetve MX_2 molekulák jönnek létre, kovalens kötésbe hajlanak át. Ez a kovalens molekula könnyebben disszociál, könnyen gerjeszthető, azaz kisebb energiával, amely a látható tartományba esik.

Nehezen redukálhatók. Sűrűségük alacsony (pl. Li, Na, K sűrűsége kisebb, mint a vízé, amely a térben középpontos kockarácsú fémrács alacsony térkitöltésével magyarázható).

Megfelelően kis töltésüknek, stabil elektronszerkezetüknek és nagy méretüknek, az alkálifém ionok kevésbé polarizáló hatásúak, így vegyületeik jól oldódnak vízben.

Gyenge fémes kötésük, alacsony olvadás és forráspontúak, puha fémek, azonban az alkáliföldfémek közel sem olyan lágyak, mint az alkálifémek. E tulajdonságbeli különbség szerkezetbeli különbségre vezethető vissza: az alkálifémek valamennyien térben centrált kockarácsban kristályosodnak, míg az alkáliföldfémeknél a Ca (450 °C-on: hexagonális ráccsá alakul) és Sr: lapon centrált köbös rácsban, a Ba térben centrált kockarácsban a Mg pedig hexagonális rácsban.

Az olvadáspont, forráspont keménység csökken a rendszám növekedésével. A sűrűség az oszlopban lefelé nő.

Egymásban és a másodfajú fémekben is oldódnak, ezeket hívjuk intermetallikus vegyületeknek. Hg-nyal amalgámot képeznek. A d és f -mező elemeivel nem ötvöződnek. Cseppfolyós ammóniában kék színnel oldódnak (az oldat fémesen vezet).

Jellemző kémiai reakcióik:

- valamennyien rendkívül reakcióképesek: pl. $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$
- levegőn gyorsan és hevesen oxidálódnak, ezért tárolni csak oxigéntől elzárt környezetben lehet pl. petróleum alatt. O_2 -nel és halogénekkal melegítve tűztűnemény közben reagálnak.
- levegőn karbonátréteg alakul ki
- nitrideket is képeznek (Li, Ca már közönséges hőmérsékleten is)
- a magasabb rendszámú tagok reakcióképesebbek, mint az alacsonyabbak
- H-nel sószerű hidrideket alkotnak

- S-nel és N-nel néhány 100 °C-on reagálnak
- H₂O-zel hevesen hidrogén fejlődés közben reagálnak
- erélyes redukálószer.
- Kloridjaik olvadék-elektrolízisével állíthatók elő.
- A természetes vizek keménysége:

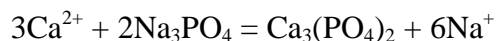
A Ca²⁺ - és Mg²⁺-ionokat tartalmazó vizet kemény víznek nevezzük. A túl kemény víz alkalmatlan mosásra, főzésre, ivásra, gőzfejlesztésre, mert oldhatatlan bevonatot képez.

A víz változó keménységét kalcium- és magnézium hidrogénkarbonát tartalma okozza, amely forralással megszüntethető.



A többi oldott Ca és Mg-vegyület okozza a víz állandó keménységét. A változó és állandó keménység együtt adja a víz összes keménységét.

A kémiai vízlágyítás azon alapul, hogy megfelelő vegyszerek adagolásával a kalcium- és magnézium ionok oldhatatlan sóit állítjuk elő, pl:



Az ioncserélők műanyagok, amelyek pórusosak az előállításuknál használt keresztkötések és oldószer mennyisége szerint és aktív csoportokat tartalmaznak. A kation-cserélők -SO₃H, -COOH vagy -OH aktív csoportokat tartalmaznak, amelyekben a hidrogénion egy kationnal helyettesíthető. Az anioncserélők aktív csoportja bázisos : -NH₂, =NH vagy = N. Az ezekből vizes közegben keletkező OH⁻ csoport anionra cserélhető.

Kationcserélő használatos vízlágyításra, anioncserélővel ionmentesített víz előállítására. Anioncserélő használható savmentesítésre.

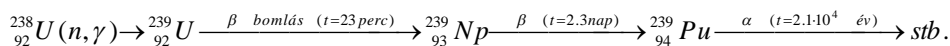
Lantanidák és aktinidák (f-mező elemei) vagy ritka földfémek

A periódusos rendszer két különálló sorában található elemek. A lantanidák a La után keletkező elemek a Ce-től Lu-ig (58-as rendszámától a 71-es rendszámig), az aktinidák az Ac után következő elemek a Th-től a Lr-ig (90-es rendszámától a 103-as rendszámig).

Vegyértékhéjuk szerkezete: (n-2)f^{1...14}(n-1) d¹ ns².

Mindegyik sorból csak az első öt elem fordul elő a természetben, a többi mesterségesen előállított rövid felezési idejű radioaktív elem.

A transzuránokat is mesterségesen állítják elő: pl.



Ahol t = a radioaktív elem felezési ideje

Vegyüleskor a két külső elektronhéjat adják le könnyen. Pl. lantanidáknál: d^1s^2 elektronokat adják le és így +3 oxidációs számmal fordulhatnak elő. Az aktinidáknál f-pályán is történhet ionizáció és így +6 oxidációs szám is előfordulhat.

Az f-elektronok rosszul árnyékolnak, amelynek következtében az elektronburok összehúzódik. Ennek következtében nagyon hasonlóak az ionméretek és ezekből következik, hogy rendkívül hasonlóak a kémiai tulajdonságaik, azaz nehéz elválasztani őket egymástól. (Komplex formában ioncserélő gyantán pontosan beállított pH-jú pufferoldatokban, több lépcsőben választhatók el.)

Pl. La: La^{3+} -formában az f-pálya üres, diamágneses tulajdonságú. A többi elemnél részben betöltöttek a pályák és paramágneses tulajdonságúak, könnyen gerjeszthetők és ezért színesek. Az aktinidákra is érvényesek az előbbi megállapítások.

A lantanidák és aktinidák pozitív jellemű fémek (kb. Al-nak megfelelő erősségűek).

Jellemző kémiai reakciók:

- levegőn oxidálódnak, hevítve elégnak
- halogénekkal közvetlenül reagálnak
- magasabb hőmérsékleten nitrideket, karbidokat képeznek
- savakban oldódnak, lúgokban nem
- haloidjaik, nitrátjaik jól oldódnak
- komplexképzésre nem hajlamosak

A vegyületek

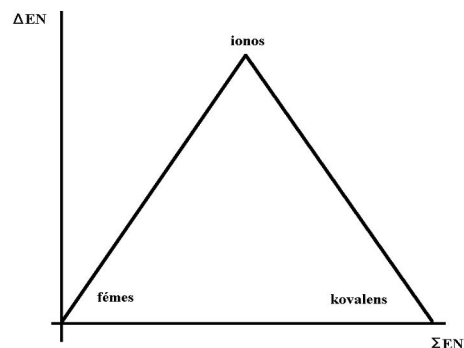
Szerkezeti felépítésük

A különböző rendszámú elemek atomjai úgy stabilizálódnak, hogy vegyületeket alkotnak. A vegyületek tulajdonságai a biner (A_nB_m) típusúaknál elég jól megjósolhatóak az alkotóelemek tulajdonságaiból, azonban a bonyolultabbaknál már ez ilyen egyszerűen nem jósolható meg.

Az elektronegativitás értékeiből következtethetünk a kialakuló vegyület kristályrács típusára.

A reagáló atomok ΔEN -a (elektronegativitás különbsége)	Vegyület képződésekor kialakuló rács típus
>1,5	végtes kristályrács (pl. NaCl)
~ 0,8	kétdimenziós kristályrács - rétegrács (a rétegek között másodlagos kötőerők hatnak) (pl. CdI ₂)
~ 1,2	egydimenziós végtes kristályrács - fonalszerű molekulák (pl. Pd-Cl)

A kialakuló kötések pl. ionos, fémes és kovalens között nincsenek éles határvonalak, hanem folytonos átmenetet képeznek, mint az a következő ábrán látható.



A vegyületek fizikai tulajdonságai:

- halmazállapot: az atomok közötti kötéstípustól függ, hogy normál körülmények között milyen lesz.
 - szilárd: ionrácsos, atomrácsos, rétegrácsos vegyületek
 - a kialakuló zárt molekulák esetében, ahol másodlagos kötőerők tartják össze a kialakuló struktúrát szilárd-folyékony- légnemű halmazállapot is előfordulhat.
 - olvadás és forráspont:
 - atomrácsos vegyületek: a legmagasabb olvadás és forráspontúak
 - ionrácsos vegyületek: magas olvadás és forráspontúak
 - molekularácsos vegyületek: alacsony olvadás és forráspontú vegyületek
 - oldhatóság, szín:
 - kovalens kötésbe való eltolódás esetén csökken az oldhatóság és mélyül a kialakuló vegyület színe
 - szín:
 - ionos vegyületeknél: elsősorban az ionok szabják meg a vegyületek színét

– kovalens kötésű vegyületeknél: színtelenek - kivéve, ha párosítatlan elektronokat tartalmaznak, mert akkor színessé válnak.

– oldhatóság:

– ionos vegyületeknél: jó részük vízben oldható, a nagyobb méretű ionokat tartalmazók kevésbé oldhatók vízben

Az oxidok olyan módon képesek oldódni, hogy hidroxidok keletkeznek belőlük.

A hidratációnak fontos szerepe van a vízben való oldhatóságnál.

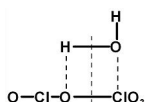
A hidrolizáló sóknál csökken az oldhatóság.

Az ionos vegyületek oldhatóságát növeli a komplexképződési hajlam.

– kovalens kötésű vegyületeknél: vízben való oldhatóságuk csekély. Csak illékony vegyületek gőze oldódik fel a vízben. Az oldékonyság nő, ha a kérdéses vegyület erős kölcsönhatásba kerül a vízzel (pl. HCl- elektrolitos disszociáció).

A hidrolízis növeli a kovalens vegyületek oldhatóságát.

Pl. kémiai változásnál:



A vegyületek stabilitása:

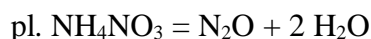
A vegyületek állandóságát, stabilitását a képződési szabadentalpia értékével lehet jellemezni. Ha "G" csökkenése a vegyület képződésekor nagy, akkor stabilis lesz a kialakuló vegyület. Ha "G" nő a vegyület képződésekor, akkor instabilabb állapot alakul ki.

Vegyületek előállítási módszerei:

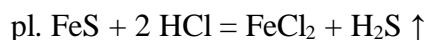
1. Szintézis



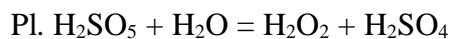
2. Részleges lebontás



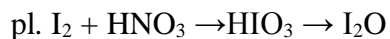
3. Cserebomlás



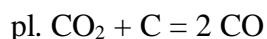
4. Hidrolízis (cserebomlás különleges esete)



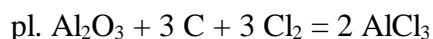
5. Oxidáció



6. Redukció



7. Redoxi (mind az oxidáció, mind a redukció fontos a végtermék szempontjából)



A vegyületek csoportosítása

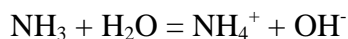
– Hidridek (H_nA_m)

– molekuláris vagy illékony vegyületek

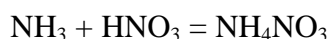
H₂S (hidrogén-szulfid) záptojás szagú, mérgező gáz. Vízen oldódik, vizes oldata gyenge sav.

NH₃ (ammónia) molekulája trigonális piramis alakú. A molekulák között hidrogénkötés léphet fel. Ennélfogva az ammónia könnyen cseppfolyósítható gáz, hűtőgépekben használják.

Az ammónia nagyon jól oldódik vízben (egy térfogat víz kb 700 térfogat ammóniát old 20 °C-on). Jó oldhatósága főleg az ammónia és vízmolekulák között hidrogénkötésnek felel meg. Az ammóniamolekula kissé jobb proton akceptor mint a víz:



Az ammóniumion nagyobb mennyiségben keletkezik az ammónia és savak kölcsönhatásával, pl.:



Erősebb sav hőállóbb ammónium sókat ad. Műtrágyában az ammónium-nitrát hőállóóságát mészkőpor hozzáadásával javítják (pétisó).

Az ammónia szintézisének folyamatait a Le Chatelier elvnek megfelelően nagy (10^7 Pa) nyomáson végzik. Vas katalizátort használnak 400-500 °C-on, mert alacsony hőmérsékleten a folyamat lassú.

Az ammónia fojtó szagú gáz.

–sószerű hidridek (pl. NaH, CaH₂)

–intersticiális H-vegyületek

– Haloidok (A_nX_m), pszeudohaloidok

–ionos kötésűek

NaCl (nátrium-klorid, kősó, konyhasó) vízben igen jól (kb 36 %-ban) oldódó kristályos anyag és mint ilyen feldúsul a tengervízben (2,7 %).

Az emberi vér nátriumion-tartalma kb 0,32 %. Nagy nátrium-klorid mennyiséget bányásznak emberi és állati fogyasztásra, ipari célokra mint nátrium fém, nátrium hidroxid, szóda, klór stb. előállítására.

KCl (kálium-klorid, kálisó) műtrágya.

–molekularácsosak

HCl (hidrogén-klorid) színtelen, szúrós szagú gáz. HCl, HBr, HI olyan jól oldódnak vízben (pl. 1 térfogat víz 450 térfogat HCl-t old), hogy a levegőből elvont nedvességgel ködöt képeznek.

A sósav a hidrogén-klorid vizes oldata, erős sav.

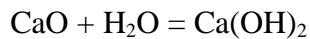
–halogénelem valamilyen gyökhöz kapcsolódik

Pszudohaloidok: A haloid ionokhoz sok tekintetben hasonló tulajdonságúak a CN^- (cianid), CON^- (cianát), NCO^- (izocianát), SCN^- (rodanid) és N_3^- (azid) ionok.

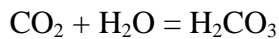
– Oxidok

–normális oxidok (-O-), amelyek lehetnek: bázisosak, savasak vagy semlegesek

Pl. CaO (kalcium-oxid, égetett mész) főleg 80-110 °C között hevesen reagál a vízzel, kevéssé oldható bázist képezve:



CO_2 (szén-dioxid) nagy sűrűségű, szagtalan apoláros gáz. Könnyen cseppfolyósítható, vízben nyomás alatt jól oldódik:



Széntartalmú anyagok tökéletes égésével keletkeznek.

Előfordul a levegőben 0,03 térfogat %-ban, ami a növények asszimilációjában nélkülözhetetlen. Laboratóriumban kalcium-karbonát és sósav kölcsönhatásával állítható elő.

Felhasználjuk szóda, karbamid gyártására, tűzoltószerként és szénsavas üdítőitalok előállítására.

A földkéreg fele szilícium-dioxidból, szilikátokból áll.

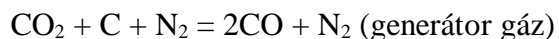
A közönséges üveget szóda, mészkő és homok összeolvasztásával nyerik és $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ megközelítő összetételű anyagot kapnak, amely nagyméretű polimer anionokat tartalmaz. Az üveg állandó, oldhatatlan (de ne tartsunk alkáli lúgoldatokat üveg dugós üvegben, ne fogjuk meg izzadt kézzel az izzólámpa búróját), rideg.

A szilikát cementet (Portland cementet) mészkő és homokban gazdag anyag finomra őrölt keverékéből 1400-1600 °C hőmérsékleten hevítéssel nyerik, míg a Si-O-Si kötések részlegesen lebomlanak (klinker). A finoman porított klinker vízzel keményedik.

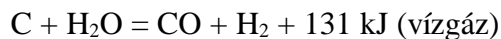
A porcelán és fajansz alapanyaga: a kaolin és agyag kolloid alkáli-alumínium-szilikát.

CO (szén-monoxid) szagtalan, rendkívül mérgező gáz.

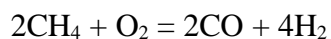
Keletkezik szén-dioxidból és szénből 1000 °C felett akkor, ha az elégéséhez nincs elegendő oxigén:



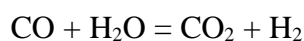
Az izzó szén redukálja a vízgőzt:



Előállítják még metán részleges oxidációjával:



Mivel a metán vagy a szén-monoxid vízgőzzel is katalitikusan oxidálható, pl.:



és a szén-dioxid a gázelegyből nyomás alatt hidegen kimosható, ezért ezek a folyamatok

alkalmasak elemi nitrogén és hidrogén gyártására pl. ammóniaszintézishez.

H₂O (víz)

A Földfelszín és az élőlények kb 2/3-ad része.

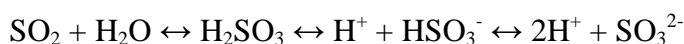
A vízmolekula kötésszöge HOH 104,5° · 4 °C-on a legsűrűbb. Ivásra legjobb a 7-17 mg CaO/100 cm³ keménységű, 15 °C hőmérsékletű steril víz. A minták szárazanyag-tartalmát általában 105 °C-on szárítással határozzák meg.

NO (nitrogén monoxid) molekulája lineáris, színtelen gáz.

NO₂ (nitrogén dioxid) V-alakú molekula. Barna gáz.

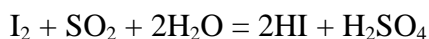
SO₂ (kén-dioxid) molekulájában a kénatomon nemkötő elektronpár van, a molekula alakja (három)szög (V) (OSO = 119,50°), ennél fogva poláris, a molekulák között dipólus-dipólus erők hatnak, könnyen cseppfolyósítható és vízben igen jól oldható.

Csak kevés oldott kén-dioxid molekula reagál a vízzel:



Ezek az egyensúlyi folyamatok teljesen eltolódnak a HSO₃⁻ (hidrogénszulfid) és SO₃²⁻ (szulfid) ion keletkezésének irányába lúg jelenlétében és a kén-dioxid felszabadulásának irányába sav jelenlétében.

A kén-dioxidban lévő nemkötő elektronpárok és pi-kötések miatt a kén-dioxid reakcióképes. Szúrós szagú gáz (ezt a szagot érezni gyengén a kénporon is). Jódval is reagál:

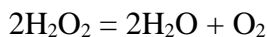


Irtja a túlevelű növényeket és a gombákat. Utóbbi célra a kénessav kálium sóját (kálium-metabiszulfid) használják a mustban 0,07%-ot oldva vagy különböző kéntartalmú szereket.

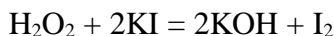
SO₃ (kén-trioxidot) iparilag a kén-dioxid oxidálásával gyártják 400-500 °C-on katalizátor jelenlétében (platina vagy vanádium (V)-oxid). Vízzel kénsavat képez.

–peroxidok (-O-O-)

H₂O₂ (hidrogén-peroxid) 3, 30 %-os oldatban és karbamiddal kristályosítva kerül forgalomba. Gyenge sav. Bomlékony:



A keletkező oxigén miatt 1-2%-os oldatban színtelenítő és fertőtlenítő. A peroxidok erős oxidálószerke:



–szuperoxidok (O₂²⁻)

– Hidroxidok

Képződésük: oxid + H₂O → hidroxid

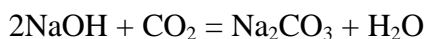
Ha az oxidképző elem elektronegativitása < 1,3, akkor sztöchiometrikus oxid keletkezik.

Ha az oxidképző elem elektronegativitása > 2,5, akkor változó víz felvétel történhet.

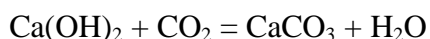
M-O-H

–bázisok:

NaOH (nátrium-hidroxid, marónátron, lúgkő) nagyon erős bázis. Alkalmas szén-dioxid eltávolítására gázelegyekből:



Ca(OH)₂ (kalcium-hidroxid, oltott mész, szalonnás mész, mésztej, homokkal: habarcs) megkötésének folyamata:



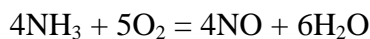
– savak:

HNO₂ (salétromossav) csak vizes oldatban létezik.

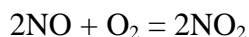
Sói, a nitritek hőállóak, egyaránt oxidálhatók vagy redukálhatók.

HNO₃ (salétromsav) színtelen folyadék (sűrűsége 1,52 g/cm³), erős sav, oxidálószer. A nagyon hígított salétromsav főleg ammóniumionná redukálódik, amint a koncentráció növekszik, inkább NO képződik, a koncentrált salétromsav nitrogén-dioxiddá redukálódik. Elroncsolja az állati és növényi szerveket, oxidál majdnem minden fémét és nemfémét.

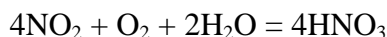
Az iparban a salétromsavat több lépésben állítják elő, amelyek közül az ammóniát először NO-dá oxidálják atmoszférikus oxigénnel platina katalizátor segítségével:



majd a nitrogén-monoxidot nitrogén-dioxiddá:



ami oxigén jelenlétében kölcsönhatásba lép a vízzel:



H₃PO₄ ((orto)foszforsav) közepes erősségű sav. Nagy mennyiségben gyártják rendszerint szirupsűrűségű 85 %-os oldatban.

H₂SO₄ (kénsav) nagy sűrűségű, olajszerű folyadék.

Erős kétértékű, oxidáló sav. Hidratációja nagy hőfelszabadulással jár, mindig a tömény kénsavat öntjük a vízhez, lassan, vékony sugárban, keverés közben. Környezetéből is megköti a vízgőzt, ezért szárításra is használják. A víz alkotó elemeit a szerves vegyületekből is elvonja, elszenesíti azokat. A fehérjék nitrogén-tartalmát ammóniumionná oxidálja. Sói a szulfátok.

– Szulfidok

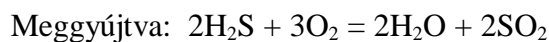
Lehetnek savasak vagy bázikusak. A S²⁻ jól polarizálható ion.

Sok fémszulfid oldhatatlan vízben és színes, mert növekvő rendszámmal nő a delokalizált kovalens kötés aránya:

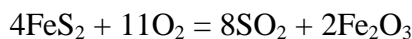
ZnS fehér CdS sárga HgS fekete CuS fekete Ag₂S fekete

A hidrogén-szulfid és a fém-szulfidok oxidációs termékei S, SO₂ és H₂SO₄, a

körülményektől függően:



Szulfidok pörkölése:



FeS_2 (pirit) a vas(II) perszulfidja (peroxidokhoz hasonlóan).

– Karbidok, nitridek, szilicidek

- sószerűek
- tűzállóak
- intersticiálisak

– Oxisavak sói

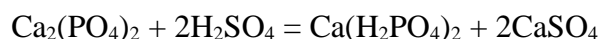
- hipokloritok (pl. NaOCl)
- klorátok (pl. KClO_3)
- perklorátok (pl. KClO_4)
- bromátok, jodátok (pl. KBrO_3 , KIO_3)
- szulfitok (pl. Na_2SO_3)
- szulfátok (pl. Na_2SO_4)

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (kalcium-szulfát-víz (1/2), gipsz, alabástrom) kalcinálva 150-180 °C között a következő anyagot adja: $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$ (égetett gipsz) amely vízfelvétellel visszaalakul (kötő és öntőanyag)

- tioszulfátok (pl. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)
- nitritek (pl. NaNO_2)
- nitrátok: NO_3^- (nitrátion) alakja trigonális planáris (síkháromszög). Nitrátokat használnak műtrágyaként, robbanószerként. A legfontosabb nitrogéntartalmú ásványok a chilei salétrom NaNO_3 és KNO_3 . Az ivóvíz megengedett nitrát-tartalma 40 mg/l.
- foszfátok (pl. Na_3PO_4 (trisó): vízes odata erős lúg, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (foszforit), $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$ (apatit))

PO_4^{3-} (foszfátok), HPO_4^{2-} (hidrogénfoszfátok), H_2PO_4^- (dihidrogénfoszfátok). A nátrium, kálium és ammóniumsók kivételével majdnem oldhatatlanok.

A vízben oldhatatlan foszforitot kénsavval kezelik:



szuperfoszfát

- karbonátok: CO_3^{2-} (karbonát-ion) szimmetrikus, delokalizált párnélküli elektronokat tartalmazó ion, szén-dioxid és lúgoldatok kölcsönhatásával vagy kicserélési reakciókkal állítják elő.

Na_2CO_3 (nátrium-karbonát, szóda, sziksó) és $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (kristály hidrátja) vízes

oldata erősen lúgos. A vízmentes nátrium-karbonát 900 °C-ig hőálló.

CaCO₃ (kalcium-karbonát, mészkő, kalcit, márvány, kazánkő) 900 °C felett elbomlik:

CaCO₃ = CaO + CO₂ Ezt a folyamatot mészégetésnek nevezik.

CaCO₃ MgCO₃ (dolomit) a mészkőhöz hasonlóan hegyeket alkot.

- hidrogénkarbonátok: Ellentétben a karbonátokkal, a hidrogénkarbonátok oldhatók vízben és bomlékonyabbak.

NaHCO₃ (nátrium-hidrogén-karbonát, szódadikarbóna) gyenge bázis, bomlik 100³ °C körül.

- szilikátok (pl. Na₂SiO₃)
- egyéb szilikonvegyületek: A szilikonok szervesetlen láncú vegyületek, amelyek R_nSiCl_{4-n} típusú vegyületekből (ahol R szénhidrogén csoport) kaphatók spontán hidrolízissel és kondenzációval Si-O-Si láncképzéssel. A molekulatömeg és a keresztkötések növekvő mértékének sorrendjében olajok, gumik, gyanták (műanyagok), nagy hőállandósággal -40 - 300 °C között.
- manganátok (pl. K₂MnO₄)
- permanganátok (pl. KMnO₄)

2. témakör ellenőrző feladatai

Helyes válaszként a megfelelő betűjelet kell megadni.

1. A nátrium-karbonát
 - A) vízben jól oldódik,
 - B) vízben oldhatatlan,
 - C) vízben alig oldódik,
 - D) vízben gyengén oldódik.

2. Az alkálifémek karbonátjainak vizes oldata.
 - A) erősen savas,
 - B) erősen lúgos,
 - C) enyhén savas,
 - D) enyhén lúgos kémhatású,
 - E) megközelítően semleges.

3. A következő ionok közül melyik okozhatja a víz keménységét?
 - A) K^+
 - B) SO_4^{2-}
 - C) NH_4^+
 - D) HCO_3^-
 - E) Ca^{2+}

4. A víz változó keménységét
 - A) karbonátok okozzák,
 - B) halogenidek és karbonátok együttesen okozzák,
 - C) kalcium- és magnéziumionok okozzák,
 - D) kalcium és magnézium hidrogénkarbonátok okozzák.

5. Melyik só okozhatja a víz állandó keménységét?
 - A) $CaCO_3$
 - B) $Ca(HCO_3)_2$
 - C) $CaCl_2$
 - D) $Mg(HCO_3)_2$

6. A vízlágyítás

- A) a szabad kalcium- és magnéziumionok eltávolítása,
- B) az állandó keménységet okozó sók eltávolítása forralással,
- C) oldhatatlan kalcium- és magnézium sók eltávolítása trisóval,
- D) kalcium- és magnézium hidrogénkarbonátok eltávolítása forralással.

7. Melyik vegyület fehér színű?

- A) Kálium-permanganát
- B) Gipsz
- C) Rézgálic
- D) Vas(II)-oxid
- E) Ezüst-szulfid

8. A vas(II)-ionok

- A) kékek,
- B) sárgák,
- C) zöldek,
- D) színtelenek.

9. Az alumíniumra vonatkozó állítások közül az egyik hibás. Melyik az?

- A) Tömör felületi oxidréteg védi a korroziótól.
- B) Égése endoterm folyamat, a reakcióhő: +3360 kJ/mol.
- C) Reakcióba lép a halogénekkal, jóddal pl, AlI_3 keletkezik.
- D) Savakban oldódik, mert redukálni tudja a H^+ -ionokat
- E) Nátrium-hidroxidban oldódik, $Na[Al(OH)_4]$ és hidrogéngáz hidrogén.

10. A felsorolt fém-hidroxidok közül melyik oldódik nátrium-hidroxidban (amfoter)?

- A) Alumínium-hidroxid.
- B) Réz-hidroxid.
- C) Vas(III)-hidroxid.
- D) Magnézium-hidroxid.
- E) Egyik sem.

11. A felsorolt vegyületek közül melyik oldódik jól vízben?
- A) Magnézium-karbonát.
 - B) Alumínium-hidroxid.
 - C) Trikálcium-foszfát.
 - D) Ólom-szulfid.
 - E) Ólom-nitrát.
12. A $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ reakció a felső nyíl irányában kifejezi
- A) a mészégetés folyamatát,
 - B) a mészkő oldódását,
 - C) a cseppkőképződés folyamatát,
 - D) a mészoltás folyamatát,
 - E) a víz változó keménységének megszüntetését.
13. A nemfémes elemek
- A) elektronegativitása nagyobb, mint a fémeké
 - B) standardpotenciálja pozitívabb, mint a fémeké
 - C) a p-mező elemeihez tartoznak,
 - D) a fenti állítások mindegyike (A, B, C) igaz.
14. Az oxosavak molekuláiból vízvesztéssel keletkező anyag
- A) általában ionrácsos oxid,
 - B) valamilyen savmaradék,
 - C) általában molekularácsos oxid,
 - D) minden esetben egy gáz halmazállapotú anyag,
 - E) valamilyen összetett anion.
15. Miből áll a szuperfoszfát?
- A) Na_3PO_4
 - B) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - C) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$
 - D) CaHPO_4
 - E) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CaCO}_3$

16. A kötésszög melyik vegyületnek a molekulájában a legkisebb?

- A) CH_4 ,
- B) NH_3 ,
- C) CO_2 ,
- D) HCHO ,
- E) HCN .

17. A szilícium-dioxid

- A) molekularácsos kristály,
- B) magas hőmérsékleten sem redukálható magnéziummal,
- C) olvadáspontja alacsony,
- D) atomrácsos kristály,
- E) rácsába SiO_4 -tetraéderek közös oxigénatomokkal kapcsolódnak egymáshoz.

18. A kén-dioxidra és az ammóniára egyaránt jellemző, hogy

- A) a bennük lévő atomok ionkötéssel kapcsolódnak egymáshoz,
- B) mindkét vegyület molekulája tetraédes alapszerkezetű,
- C) mindkét vegyület vízbe vezetve lugos kémhatást eredményez,
- D) mindkét vegyület elemeiből előállítható,
- E) mindkét vegyület képes protonfelvételle, így bázisként viselkedik.

19. A kénsavra vonatkozó alábbi állítások közül melyik hibás?

- A) Színtelen folyadék, sűrűsége a vízénél nagyobb.
- B) A cinket és a rezet hidrogénfejlődés közben oldja.
- C) Vízrel hőfejlődés közben elegyedik, mindig a kénsavat kell vékony sugárban a vízbe önteni keverés közben.
- D) Ismert vegyületei a szulfátok, például a rézgálic: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

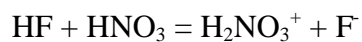
20. Várhatóan melyik anyag oldódik legjobban az apoláros benzolban?

- A) nátrium-klorid,
- B) kalcium-oxid,
- C) jód,
- D) hidrogén-klorid.

21. Melyik elem adott módosulatában van a legtöbb atomból álló molekula?

- A) Ózon.
- B) Sárga foszfor.
- C) Fluor.
- D) Jód.
- E) Rombos kén.

22. A tömény hidrogén-fluorid tömény salétromsavval elegyítve egymással reakcióba lép:



A Brönsted-elmélet értelmében melyik két anyagot tekintjük savnak?

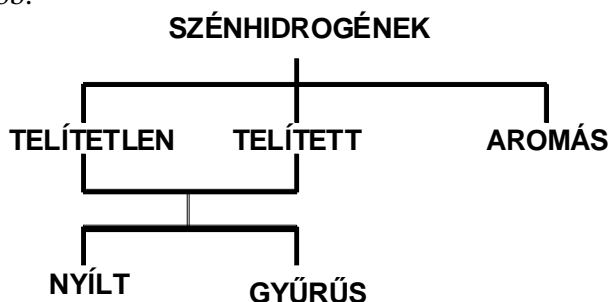
- A) HNO_3 , H_2NO_3^+
- B) HNO_3 , F^-
- C) HF , H_2NO_3^+
- D) HF , F^-
- E) A fenti reakció nem protolitikus folyamat, ezért egyik válasz sem helyes.

3. Témakör: Szerves Kémia

Más néven úgy is nevezhetjük, hogy a C-vegyületek kémiája. A szerves vegyületeket csoportosíthatjuk a következő szempontok szerint:

- elemi összetétel szerint
- mennyiségi összetétel szerint
- konstitúció szerint
- heteroatomok szerint
- funkció csoportok szerint

Pl. Szénhidrogének, azok a vegyületek, amelyek kizárólag C-ből és H-ből állnak, ezen belül csoportosíthatjuk tovább:



Telített szénhidrogének vagy más néven alkánok (paraffinok)

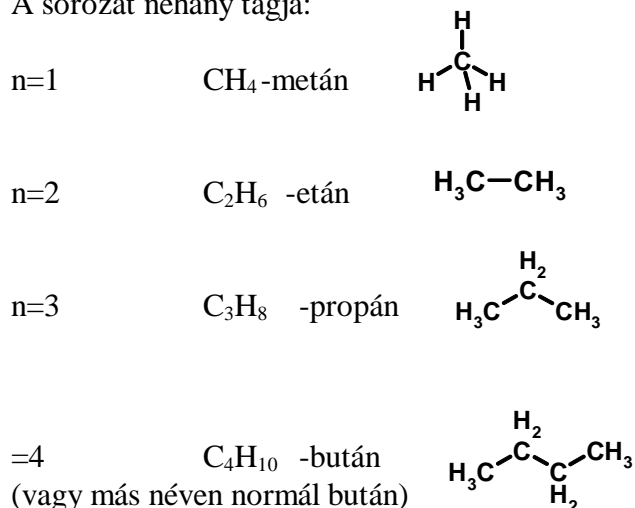
Nyílt láncú, egyszeres kötések tartalmozó szénhidrogéneket nevezzük alkánoknak.

Legegyszerűbb képviselőjük a metán: CH₄

Homológ sor: olyan vegyületek sorozata, amelyeknek szomszédos tagjai egy -CH₂ - csoportban térnek el egymástól. Kémiailag nagyon hasonlóak. Fizikai tulajdonságaik a szén atom számának növekedésével változik.

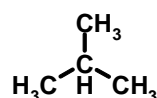
Összeg képletük: C_nH_{2n+2}

A sorozat néhány tagja:



Elágazó láncú szénhidrogének:

pl. izobután: C₄H₁₀ vagy más néven 2-metil propán:

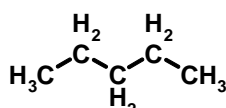


A bután és izobután összegképlete azonos, de szerkezeti felépítésük különböző: az ilyen

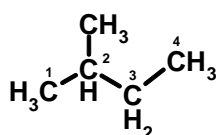
típusú szerkezeteket konstitúciós izomereknek nevezzük. A szerkezeti felépítés különbözőségéből következik, hogy a tulajdonságaiak is különbözőek. Tehát nem elegendő, hogy az összegképletét megvizsgáljuk egy vegyületnek, hanem fontos a szerkezetük ismerete. Minél nagyobb a felépítő szénatomok száma, annál több konstitúciós izomerjük van. Pl. pentán, amely már több konstitúciós izomerrel rendelkezik, mint a bután, amelyek a következő ábrákon láthatóak:

A pentán összegképlete: C_5H_{12}

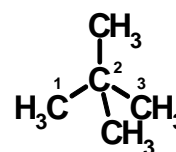
A pentán konstitúciós izomereinek szerkezeti elrendeződése:



n-pentán
forráspont: $36^{\circ}C$

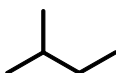


2-metil-bután
forráspont: $28^{\circ}C$



2,2-dimetil-propán
forráspont: $9.8^{\circ}C$

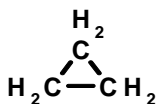
A szerkezeteket kissé más módon is fel lehet rajzolni, pl. a H és C atomokat nem rajzoljuk ki, csak vonalak segítségével érzékeltetjük a szerkezeti különbségeket:



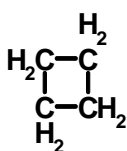
Cikloalkánok

Összegképletük: C_nH_{2n}

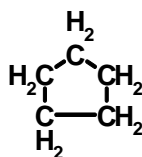
Nevüket onnan kapták, hogy a C-atomok gyűrűt alkotnak
Pl.



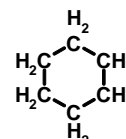
ciklo-propán



ciklo-bután



ciklo-pentán

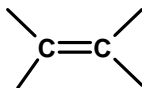


ciklo-hexán

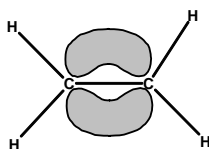
Telítetlen szénhidrogének, vagy más néven alkének (olefinek)

Összegképletük: C_nH_{2n}

Egy telítetlen, azaz egy kettős kötés (1σ és egy π) található a homológ sor tagjaiban.

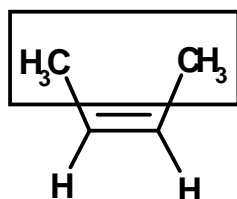


A homológ sor első tagja az etén: C_2H_4 (hétköznapi neve: etilén).

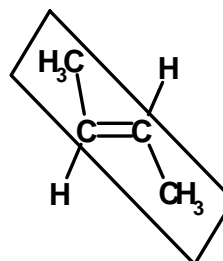


Sztereoizoméria: a kérdéses vegyület összegképlete és konstitúciója ugyanaz, azonban térbeli elrendezésben van köztük különbség. Ebből ismét tulajdonságbeli különbségek következnek.

Pl. cisz-transz izoméria a kettős kötéssel rendelkező vegyületeknél:



cisz -2 – butén
forráspont: 3,7 °C



transz - 2 – butén
forráspont: 0,9 °C

Alkinek

Összegképletük: C_nH_{2n-2}

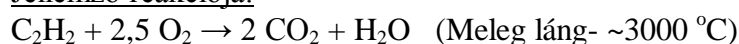
Egy hármaskötést (1σ és két π) található a homológ sor tagjaiban.



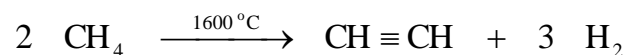
Legegyszerűbb képviselőjük az etin (hétköznapi nevén: acetilén):



Jellemző reakciója:



Előállítás a következő reakcióval történik:



Aromás szénhidrogének



Egy jellegzetes, közös (delokalizált) elektronrendszerrel rendelkező vegyületeket nevezünk aromásnak. Azaz tekinthetjük ezeket a vegyületeket gyakorlatilag a benzol származékainak.

A benzol delokalizált elektron szerkezetet tartalmaz, ez az ún. π -elektronszextett 6db. p-elektron átfedéséből alakult ki).

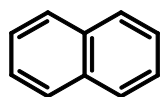
Jelölésük még a következőképpen is történhet:



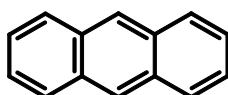
Bár ez a jelölés nem fedi le a tényleges szerkezetet, mert mindegyik kötés hosszúsága egyforma és delokalizált közös elektronrendszer található a molekulában.

Az aromás szénhidrogének nem csak egy benzol gyűrűt tartalmazhatnak, hanem többet is.

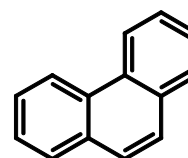
Pl.



naftalin

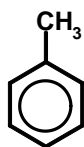


antracén

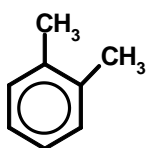


fenantrén

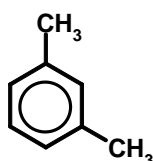
Alkil csoporttal helyettesíthető egy vagy több H-atom: pl. a toluol vagy más néven metil benzol (nagyon jó oldószer):



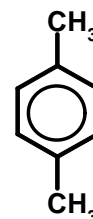
Ha legalább két metil csoporttal helyettesítjük a H-t ismét izomerek jelennek meg, attól függően, hogy hol helyezkednek el a gyűrűn a metil csoportok. Pl. dimetil-benzol



orto (o)



meta (m)

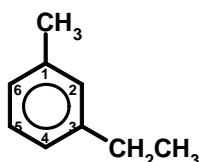


para (p)

C atomok számozása mindig attól kezdődik, hogy a lehető legkisebb számú C-atomon helyezkedjenek el a kapcsolódó atomok, vagy atomcsoportok.

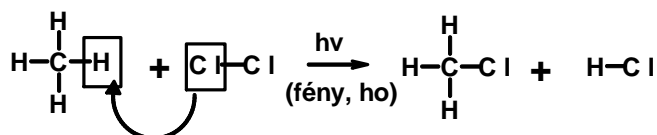
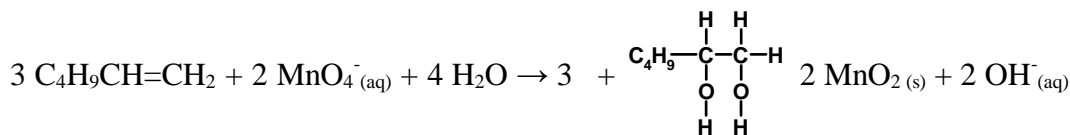
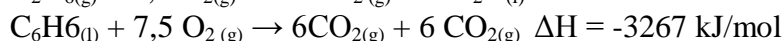
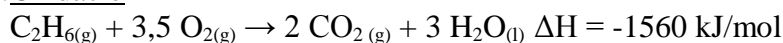
Pl.

Így a vegyület elnevezése a genfi nomenklatura szerint: 3- etil - 1- metil - benzol



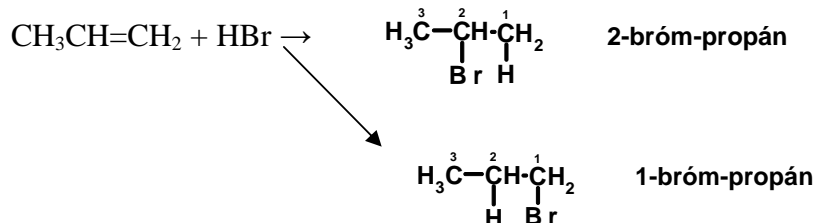
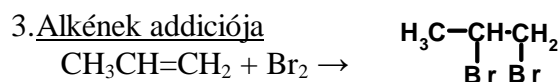
Szénhidrogének reakciói:

1. Oxidáció



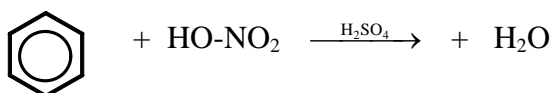
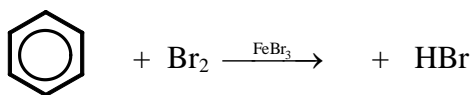
2. Alkánok szubsztitúciója

Nemcsak egy, hanem valamennyi “H”-t lecserélhetjük.



Markovnyikov-szabály: "H" atom arra a "C" atomra köt be, ahol több a "H".

4. Aromás szénhidrogének szubsztitúciós reakciója



Szénhidrogének származékai

A szénhidrogének különböző funkciós csoportokkal alkotott származékai

R-Cl - szerves halogének

R-OH - alkoholok (a funkciós csoport neve: alkoholos hidroxilcsoport (-OH))

R-O-R' - éterek

R-CO-H - aldehyd (a funkciós csoport neve: aldehydcsoport (vagy formil) (-CHO))

R-CO-R' - keton (a funkciós csoport neve: karbonilcsoport (vagy keton) (=CO))

R-COOH- karbonsav (a funkciós csoport neve: karboxilcsoport (-COOH))

R-COO-R' - észter

Ar-OH- (fenolos) hidroxilcsoport (Ahol Ar: benzol gyűrű jelölése)

R-SH- tiolok (a funkciós csoport neve: tiolcsoport (vagy merkaptó) (-SH))

R-SO₃H - (a funkciós csoport neve: szulfocsoport (-SO₃H))

R-NH - amin (a funkciós csoport neve: aminocsoport (-NH₂))

R-NO₂ - nitrovegyület (a funkciós csoport neve: nitrocsoport (-NO₂))

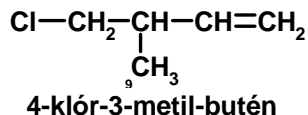
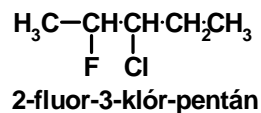
R-N=N-R - azovegyületek (a funkciós csoport neve: azocsoport (-N=N-))

Halogénszármazékok

Természetben ritkán fordulnak elő, de iparban gyakran állítják elő.

Csoportosításuk történhet: 1. halogének minősége alapján (F, Cl, Br, I); 2. a szénlánc típusa szerint; 3. halogének száma alapján.

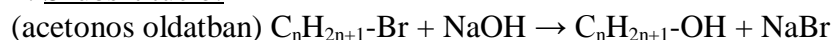
Elnevezésük annak a szénhidrogénnek a nevéből származik, amelyben a H-atomot helyettesíti a halogén. Pl.



A fluor és klór származékokat elsősorban hajtógázokként, hűtőként hűtőszekrényben használták (pl. freon- a légkör ózonpajzsát károsítja).

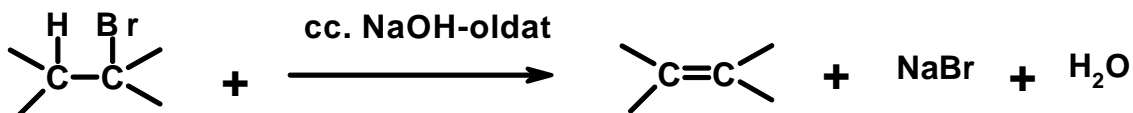
Jellemző reakcióik:

1. Szubsztitúció:

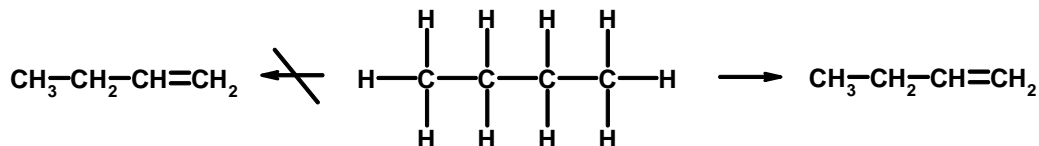


2. Elimináció (a molekulából egy kis molekula lép ki):

(lúg hatására)

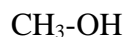


Érvényes a Zajcev-szabály: a H mindig arról a szén atomról szakad le, ahol kevesebb van. Pl.



Alkoholok

Az alkoholok nevében szereplő -ol végződést tesszük a megfelelő szénhidrogén lánc végéhez. Pl.



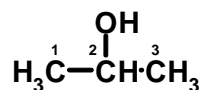
metanol

(hétköznapi neve: metil-alkohol)



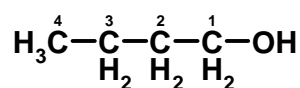
etanol

(hétköznapi neve: etil-alkohol)

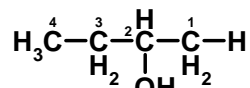


2 - propanol

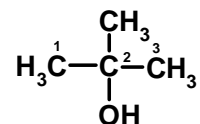
(hétköznapi neve: izopropil-alkohol)



1-butanol
primer alkohol

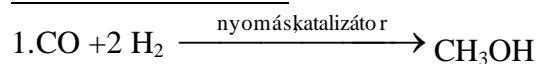


2-butanol
szekunder alkohol

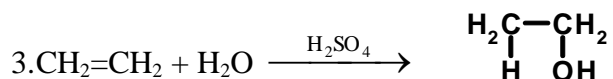


2-metil-propanol
tercier alkohol

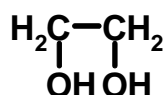
Alkoholok előállítása:



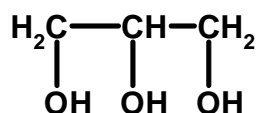
2. Cukor fermentációjával etilalkoholt ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH}$) állíthatunk elő



A szénhidrogének hidrogénjét nem csak egy OH-csoporttal helyettesíthetjük, hanem többel is. Két gyakorlatban használt anyag pl.:



etilén-glikol



glicerin

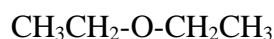
Éterek

Az éterekre jellemző csoport: R-O-R'

Pl.



(metil-propil-éter)

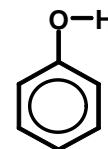


dietil-éter

1-metoxi-propán (az elnevezés onnan származik, hogy a $\text{CH}_3\text{O-}$ csoportot metoxi csoportnak nevezzük).

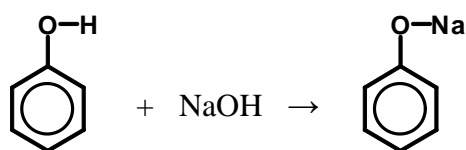
Aromás hidroxil vegyületek

A benzol gyűrűhöz OH csoport kapcsolódik. A fenol savas kémhatású, mert a benzol gyűrűhöz kapcsolódó O-H kötés lazított és könnyen leadja a H-t.



fenol(karbolsav)

Jellemző reakcióik:



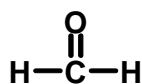
Ezt a kémiai reakciót az alkoholos OH- csoport nem adja:



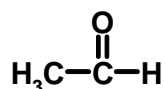
Aldehidek

Az aldehidekre jellemző csoport: R-COH

Pl.

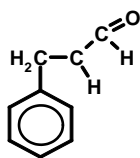


Metanal
(formaldehid)

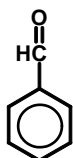


Etanal
(acetaldehid)

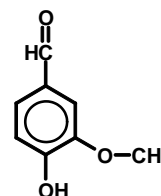
Aromás gyűrűhöz is kapcsolódhat aldehid csoport. Ezek kellemes illatú vegyületek. Pl.



Benzaldehyd
(mandulaolaj)



Vanillin

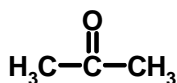


Fahéjaldehyd
(fahéjolaj)

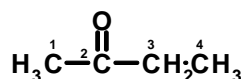
Ketonok



Elnevezésük: a megfelelő szénhidrogén lánc végére -on végződést teszünk.
Pl.



propanon
(hétköznapi neve: aceton)

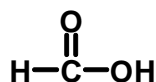
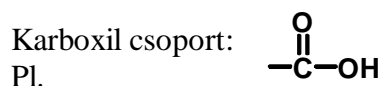


2- butanon
(hétköznapi neve: metil-etil-keton)

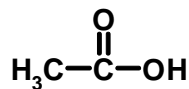
Jellemző szagú vegyület, jó zsírolószer.



Karbonsavaknak nevezzük azokat a vegyületeket, amelyek karboxil-csoportot tartalmaznak.



metánsav
(hétköznapi neve: hangyasav)



etánsav
(hétköznapi neve: ecetsav)

Valamennyien gyenge savak. Egyensúlyi állandójuk 10^{-5} nagyságrendben van.

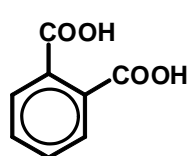
A nagy szénatomszámú zsírsavak tagjai közül a növényi és állati zsírokban fordul elő glicerinnel alkotott észterek formájában a palmitinsav ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$) és sztearinsav ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$).

Telítetlen szénhidrogén lánchoz is kapcsolódhat karboxil csoport pl. akrilsav ($\text{CCH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$) a műanyagiparban van szerepe.

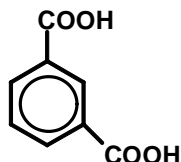
Aromás gyűrűhöz is kapcsolódhat karboxil csoport pl. benzoesav (Ar-COOH).

Két karboxil csoport is kapcsolódhat az alkil-csoporthoz. Pl. az oxálsav (HOOC-COOH), a két karbonsavat tartalmazó karbonsavak homológ sorának első tagja.

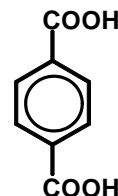
Ha a két karboxilcsoport aromás gyűrűhöz kapcsolódik, akkor ftálsavakról beszélünk. A két



ftálsav (orto)
(1,2-benzoldikarbonsav)



ftálsav (meta)
(1,3-benzoldikarbonsav)



tereftálsav (para)
(1,4-benzoldikarbonsav)

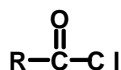
csoport elhelyezkedésétől függően itt is orto, meta, para (sztereoizomerek) helyzetű lehet:

Karbonsavak származékai

Többféle lehetőség is van a karbonsavszármazékok levezetésére:

1. Karboxilcsoport -OH csoportját helyettesítjük valamilyen csoporttal.

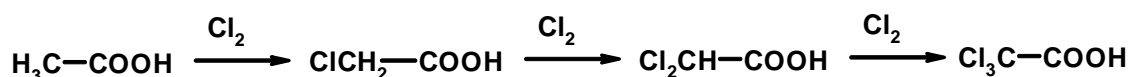
Pl. karbonsavkloridok:



Ha az -OH-csoportot amino (-NH₂)- csoporttal helyettesítjük, karbonsav-amidokról beszélünk. (lsd. N-tartalmú szerves vegyületeknél).

2. A karbonsav alkilcsoportjában valamelyik (egy vagy több) H-t helyettesítjük más atommal vagy atomcsoporttal.

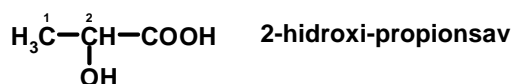
Pl. egy vagy több halogénatommal helyettesítjük a H-t.



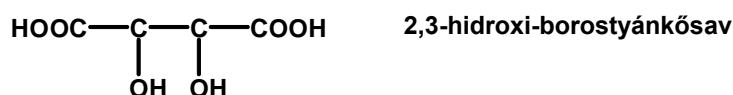
Az aminokarbonsavaknál az egyik vagy több H-t amino csoporttal helyettesítjük, más néven aminosavaknak nevezzük ezt a vegyülettípust (lsd. aminosavaknál a N-tartalmú vegyületek ismertetésénél).

Hidroxikarbonsavakról beszélünk, ha a H-t OH-csoporttal helyettesítjük. A következő legfontosabb vegyületek tartoznak ide:

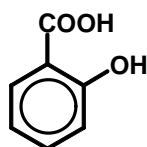
Tejsav (izomláz okozója):



Borkősav (optikailag aktív, sói a tartarátok):

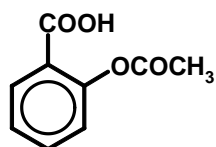


Szalicilsav (sóit tartósító szernek, illetve gyógyszernek használják):



2-hidroxi-benzoészav

Acetil-szalicilsav (más néven ismertebb: aszpirin, kálium-sóját kalmopirinnek nevezzük):

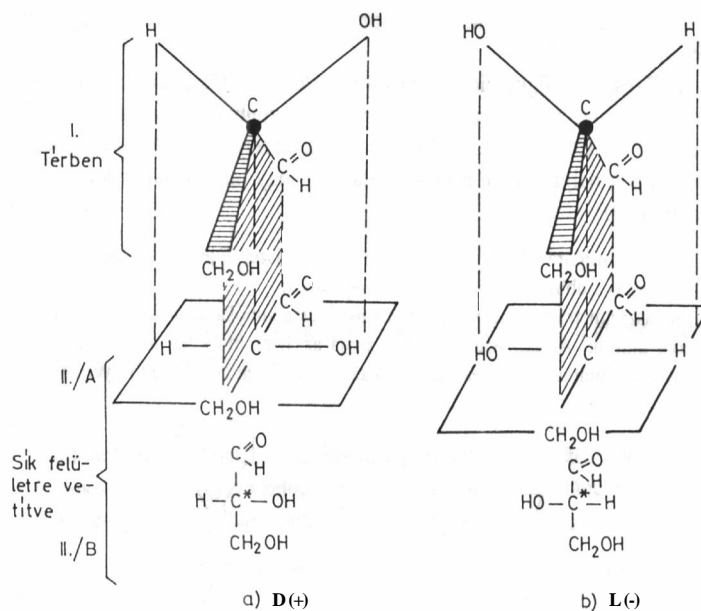


acetyl-szalicilsav

Optikai izoméria

Ha a CH_4 -molekula legalább három H-jét lecseréljük más atomra, akkor az ilyen típusú szénatomhoz, mivel négy különböző csoport kapcsolódik a C-atomhoz, semmiféle szimmetriaeleme nincs, asszimetriás C-atomnak nevezzük. Az ilyen S-atomokat, hogy megkülönböztessük a többitől a következőképpen jelöljük: C^* . Egy asszimetriás C-atomot tartalmazó vegyületek kétféle módosulatban fordulnak elő, ezek egymásnak tükörképei (mint a jobb és balkezünk), az ilyen típusú asszimetriás C-atomot királisnak (kézserű) is nevezzük. Az optikai forgatóképesség a királisitás következménye.

Optikai forgatóképesség: Az optikailag aktív molekulák a polarizált fény síkját balra (jelölése: - vagy: L) vagy jobbra (+ vagy: D) forgatják.



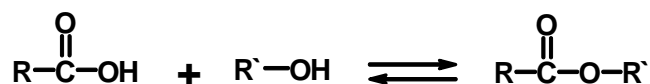
A jobbra forgató (a) és a balra forgató (b) glicerináldehid-molekula tér szerkezete és annak sík felületre vetített (projektív) ábrázolása (II)A és II(B)

Észterek

Jellemző csoportjuk: $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{R}'$

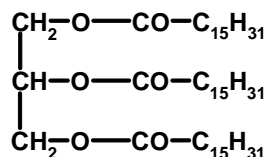
Előállításuk:

szervetlen sav vagy karbonsav + alkohol \rightarrow szervetlen sav észtere vagy karbonsav észtere
Pl.

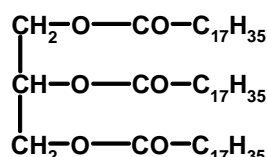


Élővilágban is jelentősek, pl. gliceridek: a glicerinnek nagy szénatomszámú karbonsavakkal (zsírsavakkal) alkotott észterei.

Pl.



glicerín-palmitát

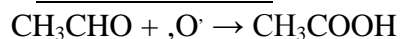


glicerín-sztearát

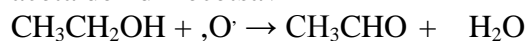
Az állati zsírok főként a glicerín-palmitát és glicerín-sztearát állnak. A növényi olajokat, pedig főként telítetlen karbonsavészterek alkotják (kettős kötést tartalmazóak) pl. linolsav.

Oxigén-tartalmú vegyületek reakciói

1. Oxidáció-redukció

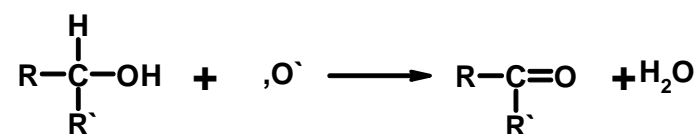


acetaldehid ecetsav



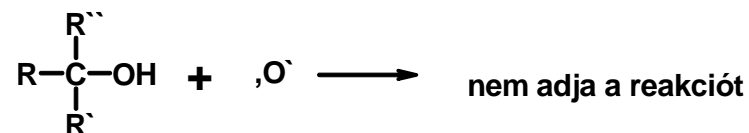
etanol acetaldehid

(primer alkohol)



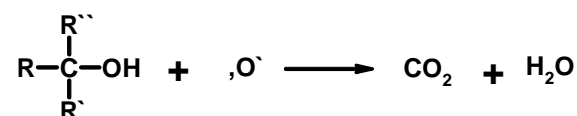
szekunder alkohol

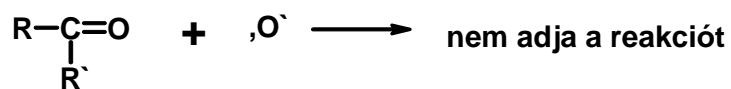
keton



tercier alkohol

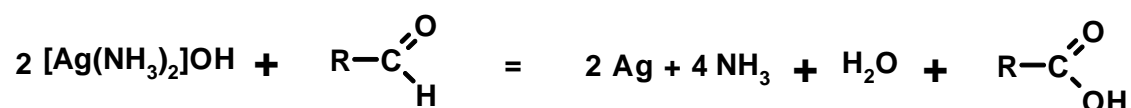
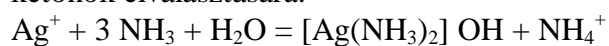
Erős oxidáció esetén:



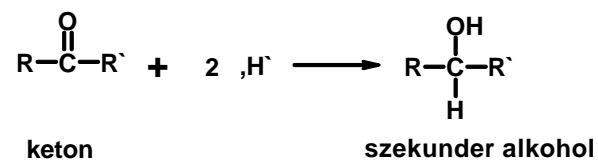
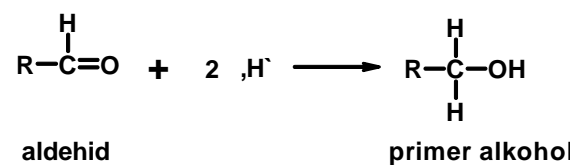


keton

Ag-tükör próba: a reakciót csak az aldehidek adják. A reakció alkalmas az aldehidek és ketonok elválasztására.



LiAlH₄ redukáló szerrel

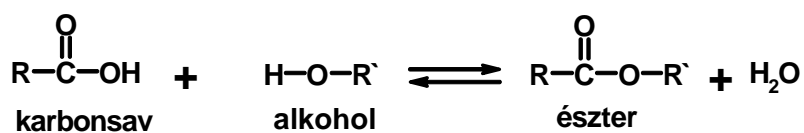


2.Észterképződés (tipikus egyensúlyi reakció)

Az észterek kellemes illatú anyagok.

Pl.: Etil-formiát (HCOOCH₂CH₃) - rum illatú

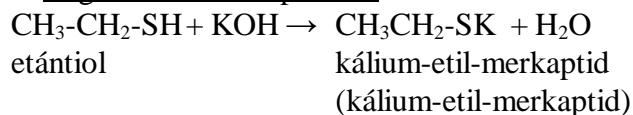
Pentil-acetát - banán illatú



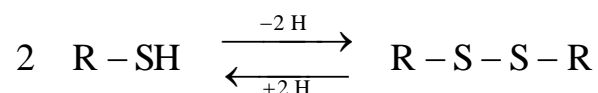
Fenol előállítására használják.

Jellemző reakciók:

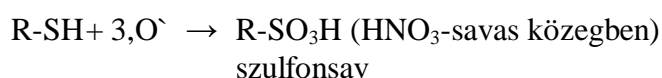
1. Lúgokkal sókat képeznek:



2. Enyhe oxidáció:



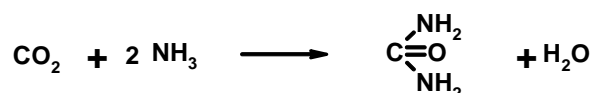
3. Erős oxidáció:



Nitrogén-tartalmú szerves vegyületek

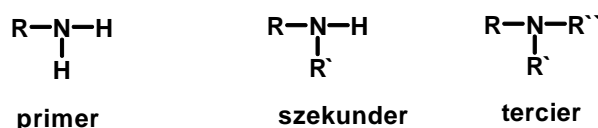
Egyik legismertebb képviselőjük a karbamid: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Emlősök vizeletében is megtalálható, a fehérje-anyagcsere terméke.

Iparilag műtrágyaként használják, előállítása:

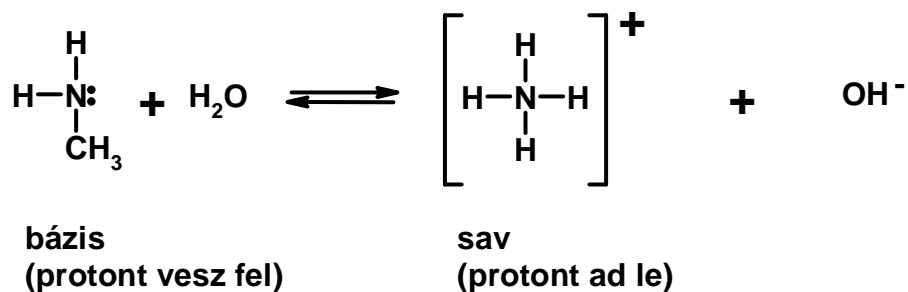


Aminok

Az aminok az ammóniából (NH_3) származtathatók le szerkezetileg. Ha az ammónia H-jeit cseréljük le alkil csoportokra, akkor aminokat kapunk. Attól függően, hogy hány hidrogént cserélünk le, beszélünk primer, szekunder, tercier aminokról.

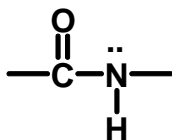


Bázikus kémhatásúak.

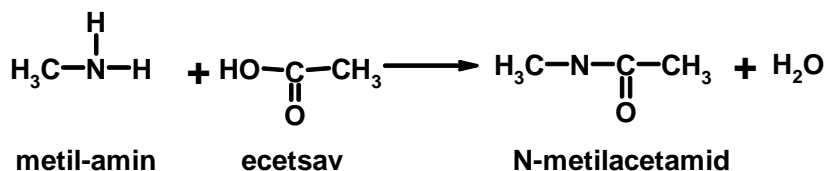
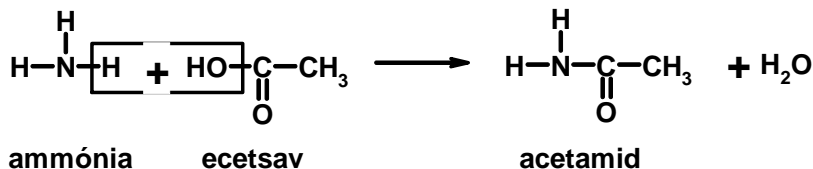


Amidok

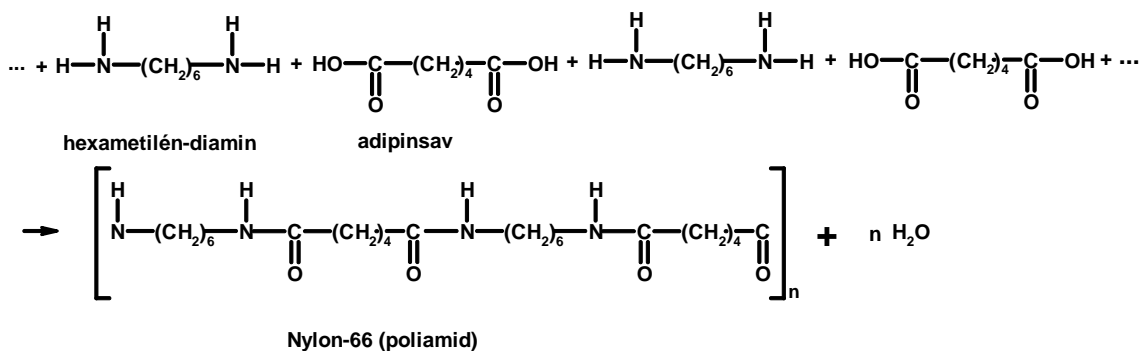
Jellemző csoportjuk:



Előállításuk:



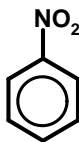
Poliamid előállítása:



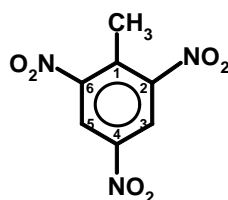
Nitrovegyületek

Azokat a vegyületket nevezzük nitrovegyületeknek, ahol a szénhidrogénlánc H-atomját vagy atomjait -NO₂ -csoportra cseréljük ki. Elnevezésük a szénhidrogén-alaplánc nevéhez hozzátesszük a nitro előtagot. Legegyszerűbb képviselője a nitrometán: CH₃-NO₂. Jelentősége a robbanószer gyártásban van.

Legegyszerűbb aromás nitro-vegyület a nitro-benzol:



Az egyik legismertebb nitro-vegyület: a TNT (trotil): 2,4,6-trinitro-toluol:



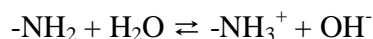
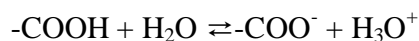
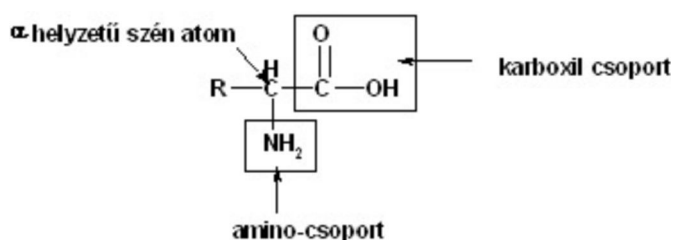
Azovegyületek

Az azokötésű (-N=N-) vegyületek tartoznak ide. Jelentőségük, hogy az aromás színezékekben is azo kötés van.

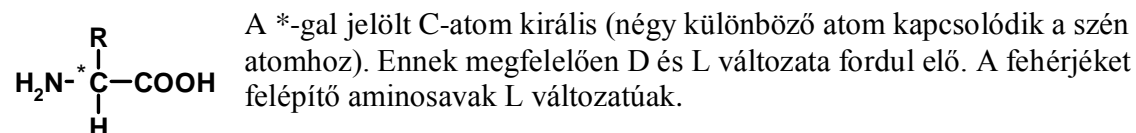
Fehérjék

A fehérjék biológiai polimerek. Építő elemeik az aminosavak.

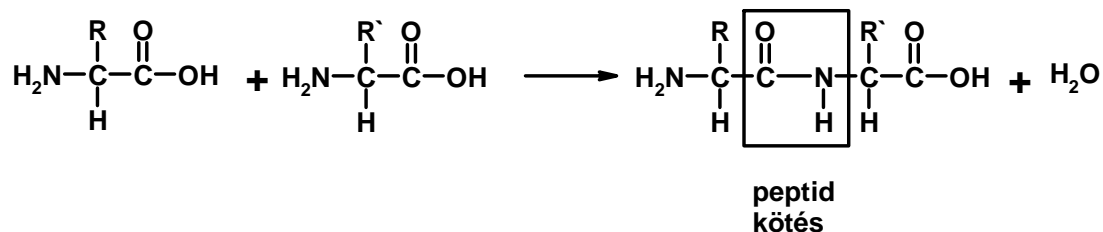
Aminosav:



Az aminosavban található egy amino csoport, amely bázikus jellegű (protont képes felvenni) és egy karboxil csoport, amely savas jellegű (protont képes leadni). Így kialakul az ún. ikerionos szerkezet:



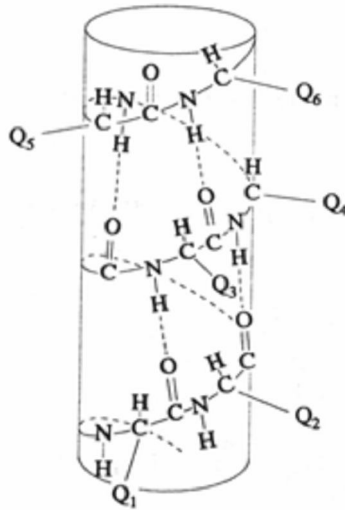
Peptid kötés



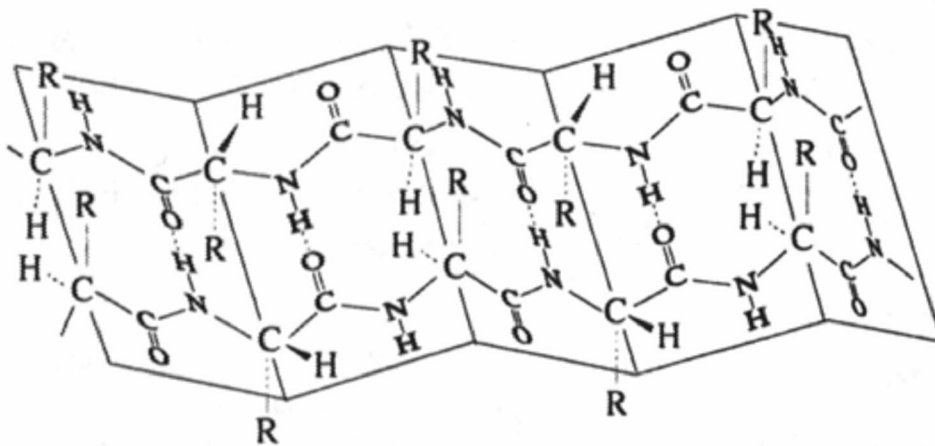
Fehérjék elsődleges szerkezete (a fehérjelánc konstitúciója és konfigurációja): aminosav sorrend

pl. Gly-Ser-Ala-Val...

1. Fehérjék másodlagos szerkezete: a makromolekulák periódikusan ismétlődő térszerkezete. α -hélix és β -lánc



α -hélix



β - redőzött réteg

2. Fehérjék harmadlagos szerkezete: a különböző szekunder szerkezettel jellemezhető részletének további rendeződése alakítja ki a molekula teljes konformációját az ún. terciér szerkezetét.
3. Fehérjék negyedleges szerkezete: a több fehérjemolekulából álló komplexek alegységeinek elrendeződését az enzim negyedleges szerkezetének nevezzük.

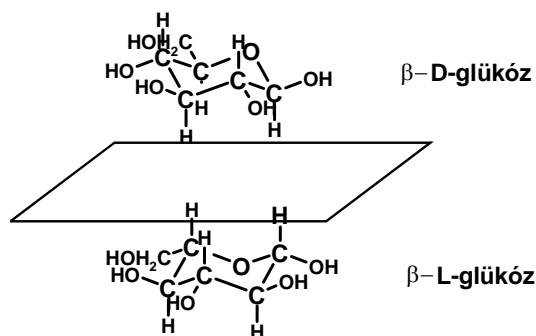
Szénhidrátok

Az élővilágban rendkívül elterjedt vegyület. A szénhidrátok alkoholos OH- csoportot, aldehyd - vagy ketocsoportot tartalmazó szerves vegyületek.

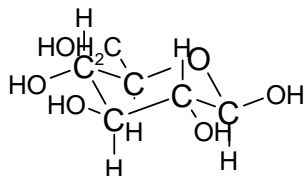
Monoszacharidok

Egyik legfontosabb képviselőjük a szőlőcukor: $C_6H_{12}O_6$

Lehetséges térszerkezeteik száma: $2^5=32$. A következő ábrán két lehetséges térszerkezet látható:



A szőlőcukor legstabilabb változata a β -D-glükóz:



A szőlőcukrot kristályosították, és kiderült, hogy kétféle kristályos cukor keletkezett. A kétféle kristályos szőlőcukor fizikai tulajdonságai különböznek. Mindkét kristályos szőlőcukor optikailag aktív. Tollens megmérte az egyik szőlőcukor forgatóképességét vizes oldatban. Majd később megismételte a mérést. Más eredményt kapott. És így tovább. Az eredmények azt mutatták, hogy a forgatóképesség időben egy irányba változik, majd egy értéket elérve egyensúlyban maradt. A másik módosulat vizsgálatánál is ugyanezt tapasztalták. A feloldáskor mindkét módosulatnál más kezdeti forgatóképességet mértek a vizes oldatban, 19° illetve 112° . A forgatóképesség mindkét esetben változott, az egyik nőtt, a másik csökkent és kb. 1 nap múlva beállt mindkettőnél 53° .

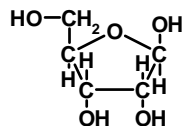
Ezt a jelenséget nevezik mutarotációnak.

Az egyszerű cukrok összegképlete: $C_nH_{2n}O_n$, típusai a következők:

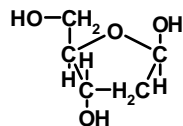
Ha

n=3	$C_3H_6O_3$	-	triózok
n=4	$C_4H_8O_4$	-	tetrózok
n=5	$C_5H_{10}O_5$	-	pentózok
n=6	$C_6H_{12}O_6$	-	hexózok
n=7	$C_7H_{14}O_7$	-	heptózok

Pentózok



β -D-ribóz

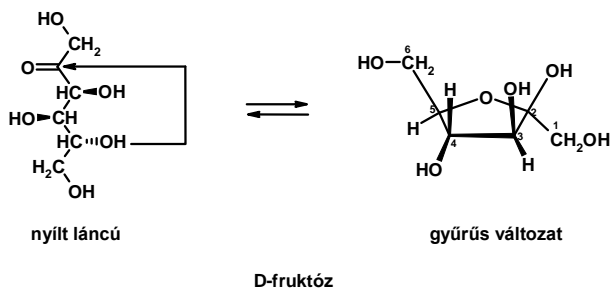


2-dezoxi- β -D-ribóz

Hexózok

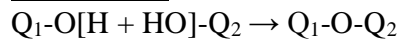
Legfontosabb képviselőjük a glükóz.

Másik fontos hexóz a fruktóz (hétköznapi nevén: gyümölcscukor).



Diszacharidok

Előállításuk:

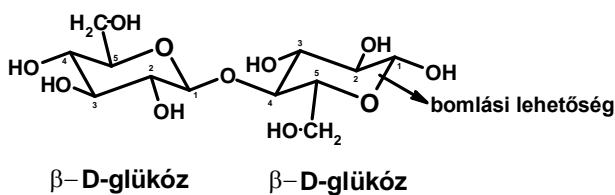


monoszacharidok diszacharidok

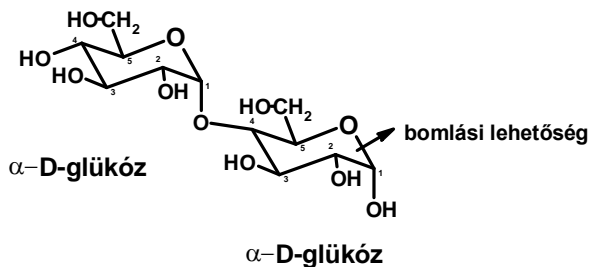
Pl.

Cellobióz: két β -D-glükózból áll. Mivel felbontható kötése van megjelenhet a mutarotáció.

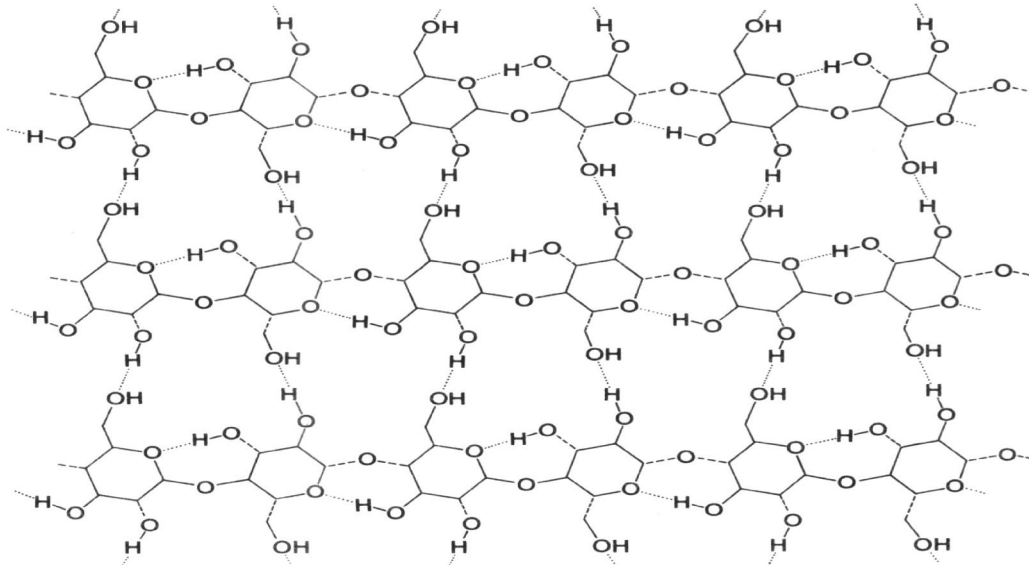
Redukáló tulajdonsága van.



Maltóz (hétköznapi név: malátacukor): két α -D-glükózból áll. Mivel felbontható kötése van megjelenhet a mutarotáció. Redukáló tulajdonsága van.

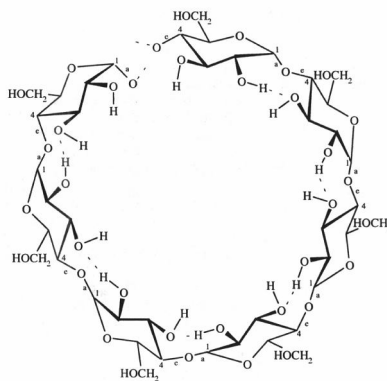


A cellulóz láncok közötti kapcsolat:

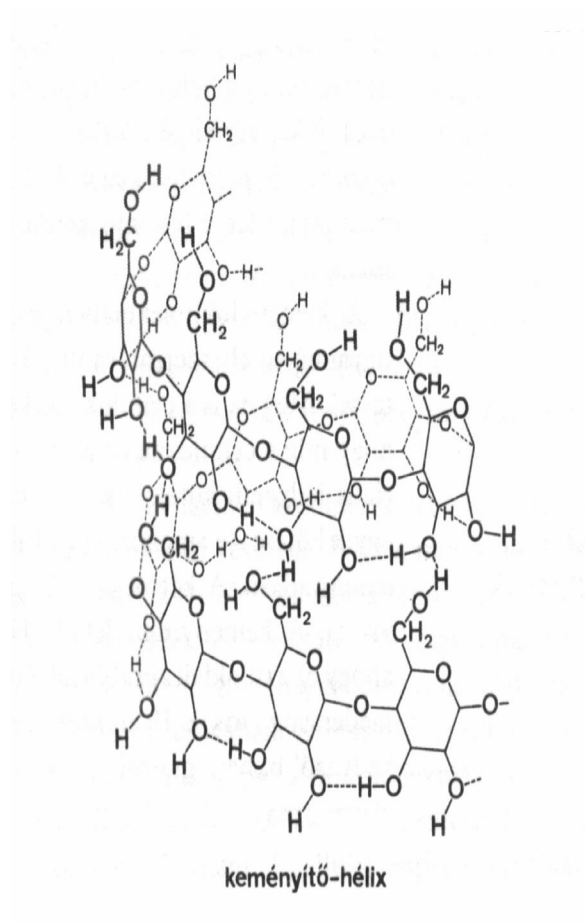


Keményítő (tartaléktápanyag): α -D-glükóz részekből áll. Hélix szerkezete van. I_2 -dal kék színreakciót ad a keményítő, így lehet azonosítani.

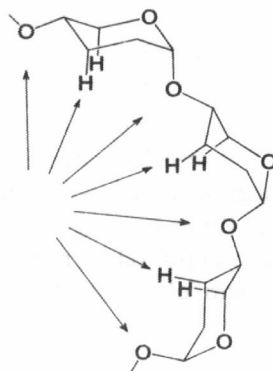
A keményítő egy csavarmenete az ábrán látható:



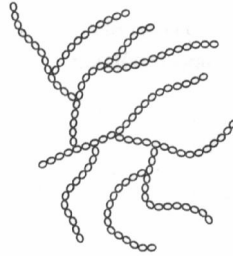
A keményítő csavarmenete:



A jód reakciója a keményítővel: (kék színt a keményítő és a jód)



Glikogén: állati és emberi tápanyagtartalék.

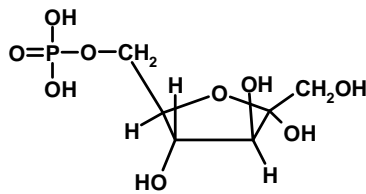


glikogén

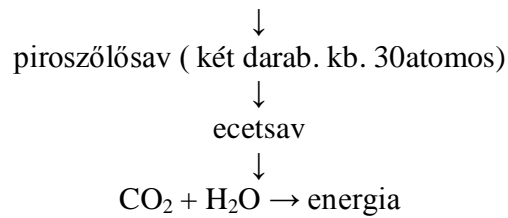
Szénhidrátok az élő sejtben

A hidrolízis katalizátorai az enzimek.

Cukor-foszfátok vesznek részt a reakcióban:

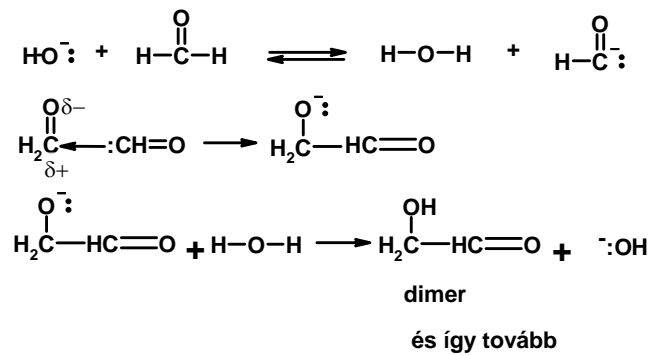


α -D-fruktóz-6 foszfát



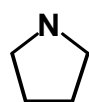
Más részekből más anyagok szintetizálódnak.

Szénhidrátok keletkezése az ősföldön

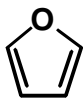


Aromás heterociklusos vegyületek

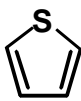
Az aromás gyűrű felépítésében a C-atomon kívül más atom is részt vesz pl. N, O, S, P, Pl.



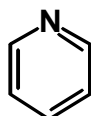
pirrol



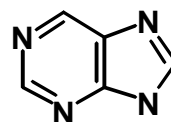
furán



tiofén



piridin



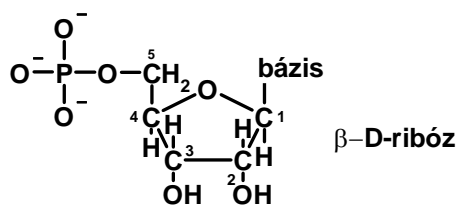
purin

Nukleinsavak

Két fő típusa van: dezoxiribonukleinsav (DNS) és a ribonukleinsav (RNS).

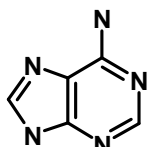
Építőköveik a nukleotidok.

Az RNS-é az a ribonukleotid, amely egy β -D-ribózból és a hozzá kötődő bázisból és foszfát-csoportból áll.

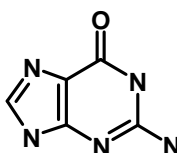


ribonukleotid

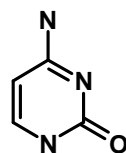
Az RNS-t felépítő bázisok a következők:



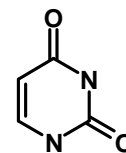
adenin



guanin

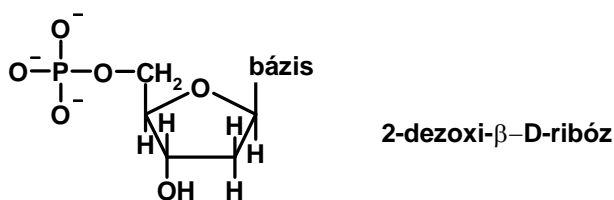


citozin



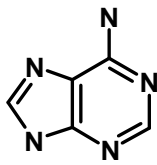
uracil

A DNS-é az a dezoxiribonukleotid, amely egy 2-dezoxi-D-ribózból és a hozzá kötődő bázisból és foszfát-csoportból áll.

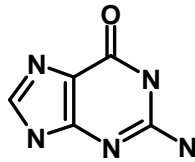


dezoxiribonukleotid

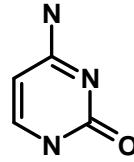
A DNS-t felépítő bázisok:



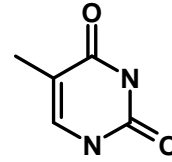
adenin



guanin



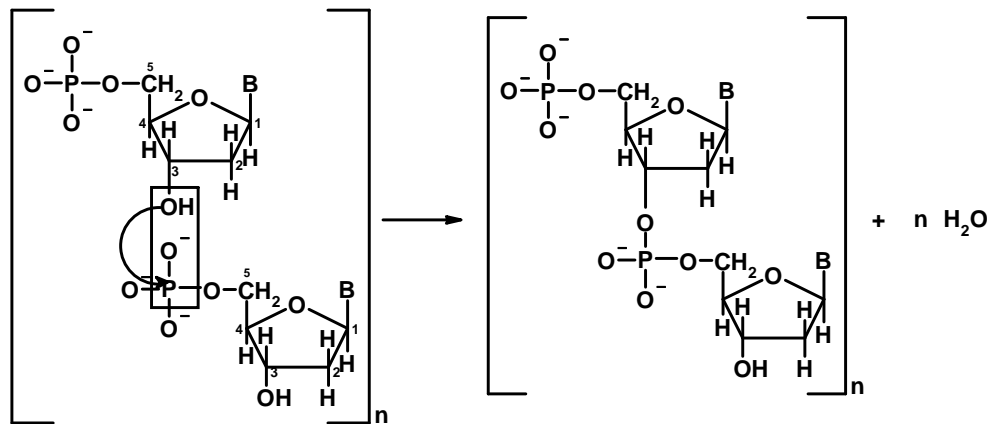
citozin



timin

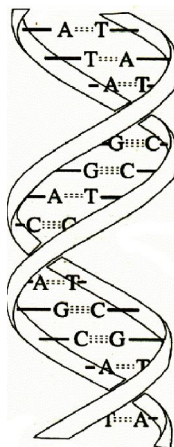
A különbség a DNS-t és RNS-t felépítő bázisok között, hogy az RNS-nél uracil, a DNS-nél pedig timin van. A többi bázis megegyezik.

Mind a DNS, mind az RNS polinukleotid: sok nukleotid egység összekapcsolódásával alakulnak ki. Az RNS hosszú egy láncból álló óriásmolekula. Pl. a DNS polipeptid kialakulása



A DNS-molekula térszerkezete az ún. kettős spirál. A két lánc úgy csavarodik egymás köré, hogy egymással szemben csak meghatározott bázispárok állhatnak. Csak megfelelő bázispárok állhatnak egymással szemben: adenin (A) a timinnel (T) szemben, a guanin (G) pedig a citozinnal (C) szemben.

A következő ábrán a DNS molekula kettős spirálja látható:



Műanyagok

A csoportosításuk történhet az alapanyag típusa alapján:

- természetes alapanyagú
- mesterséges alapanyagú

Természetes alapanyagú műanyagok

1. Gumi

A gumifa nedvéből (latex) állítják elő. A latex nyerskaucsukká alakítható, vulkanizálják (S-hidak kialakulása). A fekete színt korom hozzáadásával érik el.

2. Cellulóz alapú műanyagok

Cellulóz-nitrát: Fehér, szilárd. Celluloid és nitrolakk alapanyaga.

Cellulóz-acetát: Éghetetlen filmszalagot készítenek belőle, mivel nem tűzvesélyes.

Viszkóz: Műselyem, cellofán készítésére használják.

3. Linóleum

Lenolajat megfelelő töltőanyagokkal keverik és textilre viszik fel, amelyből pl. padlóvédőt készítenek.

4. Műszarú

Tejkazeinből állítják elő. Gombok, fésűk gyártására használják.

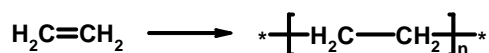
Mesterséges alapú műanyagok

1. Polimerizációs műanyagok

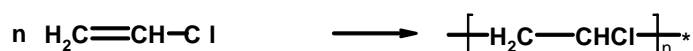
Az alapanyag telítetlen kötések tartalmaz. Egy kismolekulából polimerizációs reakcióval jön létre, melléktermék nélkül.

pl.

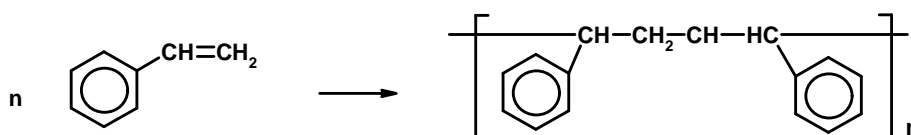
Polietilén: etén polimerizációjával jön létre. Csomagolóanyagként használják.



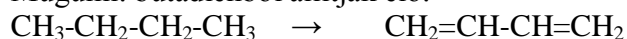
Poli(vinil-klorid) (PVC): vinil-klorid polimerizációjával állítják elő. Pl. csöveket gyártanak belőle.



Polisztirol: sztirolból állítják elő. Csomagolóanyagot készítenek belőle. Habosított változatát hőszigetelőnek használják.

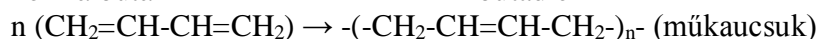


Műgumi: butadiénből állítják elő.



normálbután

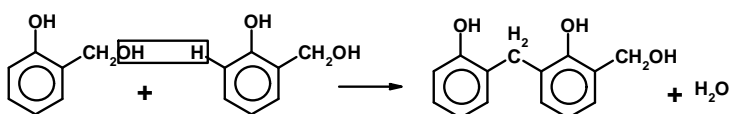
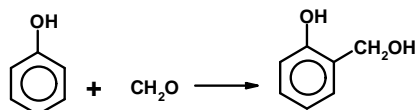
butadién



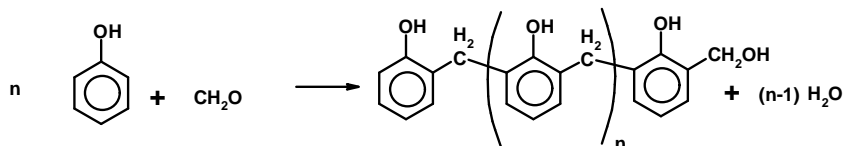
2. Polikondenzációs műanyagok: a monomerek (kis molekulák) összekapcsolódását kis molekulatömegű melléktermék kilépése kíséri (pl. H₂O).

Poliamidok: Már az amidok reakciójánál leírtuk a reakciót.

Fenoplasztok: ilyen pl. a bakelit, amelynek az alapanyaga fenol és metanol. Híradástechnikai alapanyagok gyártására használják.



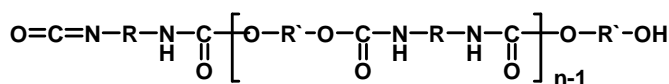
A polikondenzációs folyamat:



3. Poliaddíciós műanyagok

A poliaddíció általános egyenlete: $nA + nB \rightarrow (AB)_n$. Az addíció tehát melléktermék képződése nélkül játszódik le, lépcsőzetes mechanizmus szerint. A poliaddíciónál mind a polimerizáció (nincs melléktermék), mind a polikondenzáció (legalább két anyag reagál egymással) jellegzetességei megtalálhatóak.

Pl.



poliuretán

A poliuretán habot szigetelőként használják.

3. témakör ellenőrző feladatai

1. A szerves és szervetlen vegyületek különválasztásának oka
 - A) a szervetlen vegyületek nagy száma
 - B) a szénvegyületek nagy száma
 - C) a szerves vegyületek főként az élő szervezetben fordulnak elő
 - D) a szénvegyületek erőlyes behatásokkal szemben nem ellenállók
 - E) a szerves vegyületekre más kémiai törvények érvényesek, mint a szervetlen vegyületekre
2. A konstitúció kifejezi a molekula
 - A) térbeli szerkezetét
 - B) összegképletét
 - C) atomjainak kapcsolódási sorrendjét
 - D) szénatomjai közötti kötés erősségét
 - E) szénatomjainak távolságát
3. Mennyi a kötésszög (H-C-H) értéke a metánmolekulában?
 - A) $109,5^\circ$
 - B) 120°
 - C) 180°
 - D) 90°
 - E) 117°
4. A felsorolt oldószerek közül melyikben oldódik legjobban a metán?
 - A) víz (H_2O)
 - B) metil-alkohol (CH_3OH)
 - C) benzol (C_6H_6)
 - D) metil-klorid (CH_3Cl)
 - E) sósav (HCl)
5. Miért alakulhat ki a szénvegyületek molekuláiban a szénatomok között többszörös kötés?
Melyik megállapítás felel legpontosabban a kérdésre?
 - A) a szénatom elektronegativitása nagy
 - B) a szénatomtörzs mérete kicsi
 - C) a szénatomtörzs töltése nagy
 - D) a szénatomtörzs töltése viszonylag nagy, és mérete kicsi
 - E) a szénatomtörzs körül négy elektronpár számára van hely
6. Melyik vegyület NEM tartozhat az olefinek (alkének) homológ sorába?
 - A) C_2H_4
 - B) C_3H_6
 - C) C_4H_{10}
 - D) C_6H_{12}
 - E) C_7H_{14}

7. Melyik molekulában van valamennyi atommag ugyanabban a síkban?

- A) CH_4
- B) C_2H_6
- C) C_2H_4
- D) mindhárom felsorolt molekulában (A, B, C)
- E) egyikben sem a felsoroltak közül (A, B, C)

8. Az olefinek jellemző reakciója

- A) a szubsztitúció
- B) az addíció
- C) a polimerizáció
- D) valamennyi felsorolt reakciótípus (A, B, C)
- E) a B és C pontokban felsorolt két reakciótípus

9. Melyik állítás NEM IGAZ?

Az etanol

- A) kétértékű alkohol
- B) forráspontja alacsonyabb, mint a vízé
- C) legnagyobb részét szeszes erjesztéssel állítják elő
- D) eténből vagy acetilénből is előállítható
- E) szobahőmérsékleten jellegzetes illatú folyadék

10. Most ismét a helyes választ keressük!

Az alkoholok és a nátrium

- A) nem lépnek reakcióba
- B) nátrium-hidroxidot képeznek
- C) hidrogénfejlődés közben reagálnak egymással
- D) reakciója során az alkoholok protont vesznek fel
- E) molekulavegyületet alkotnak egymással

11. Melyik állítás NEM IGAZ?

A fenol

- A) a benzol hidroxiszármazéka
- B) jellegzetes szagú
- C) standard körülmények között kristályos
- D) fertőtlenítőszer
- E) vizes oldata lúgos kémhatású

12. A karbonsavak

- A) vizes oldatban teljesen karboxilátionra és protonra disszociálnak
- B) disszociációs egyensúlyi állandója éppen 1
- C) disszociációs egyensúlya általában a disszociálatlan állapot irányában van eltolva
- D) savi erőssége azonos az erős ásványi savakéval
- E) a legerősebb savak

13. Melyik állítás NEM IGAZ?

Az észterek

- A) neve ecetből előállítható illékony vegyületet jelent
- B) nemcsak ecetsavból állíthatók elő
- C) savak és hidroxivegyületek közös származékai
- D) ionvegyületek
- E) képződése megfordítható folyamat

14. Melyik megállapítás NEM IGAZ a fehérjeeredetű aminosavakra?

- A) a fehérjék építőkövei
- B) egy kivételével tartalmaznak kiralitás centrumot
- C) savas jellegű funkciós csoportjuk is van
- D) bázikus jellegű funkciós csoportjuk is van
- E) tükröképi párjukkal fedésbe hozhatók

15. A fehérjék másodlagos szerkezetük szerint lehetnek

- A) α -hélix szerkezetűek
- B) β -szalag szerkezetűek
- C) a lánc egyes szakaszaiban rendezetlenek
- D) mindhárom (A, B, C)
- E) egyik sem

16. A fehérjék és a nukleinsavak közös tulajdonsága, hogy

- A) makromolekulárisak
- B) meghatározott vázból és oldalláncból állnak
- C) fajspecifikusak
- D) mindhárom (A, B, C)
- E) egyik sem

17. Milyen funkciós csoportot tartalmaznak a szénhidrátok?

- A) alkoholos OH-csoportot
- B) ketoncsoportot
- C) aldehidcsoportot
- D) karboxilcsoportot
- E) alkoholos OH- és aldehid-, ill. ketoncsoportot

18. Melyik meghatározás jellemzi a legpontosabban a szőlőcukrot?

- A) hexóz
- B) pentóz
- C) aldohexóz
- D) ketohexóz
- E) ketopentóz

19. A polimerizáció olyan folyamat, amelynek során

- A) sok kismolekulából egy nagy képződik, melléktermék nélkül
- B) két kismolekulából egy képződik, víz kilépésével
- C) sok kismolekulából - melléktermékek képződése mellett - egy nagy molekula keletkezik
- D) egy nagy molekulából sok kicsi lesz
- E) egyik sem

20. A polikondenzáció

- A) polimerizáció + kondenzáció
- B) sok kismolekula melléktermék nélküli egyesülése
- C) sok molekula kapcsolódása vízkilépéssel
- D) két molekula egyesülése melléktermék nélkül
- E) két molekula kapcsolódása vízkilépéssel

MŰSZAKI KÉMIA TEMATIKA

Általános kémia

1. A kémia történeti fejlődése.
2. Az SI rendszer alkalmazása a kémiában.
A tömeg, az anyagmennyiség, a térfogat, a hőmérséklet és nyomás egységei. Tömeg és energia megmaradás.
3. Az anyagi rendszerek csoportosítása a kémiában. A koncentráció kifejezésének SI egységei.
4. Az atommag létezésének kísérleti bizonyítékai, radioaktivitás és gyakorlati alkalmazása. Rendszám, tömegszám, izotópok.
5. Az első atommodellek alapelvei és hiányosságai.
6. A kvantumszámok jelentése és összefüggése.
A különböző mellékkvantum számú atompályák térbeli alakja. a Heisenberg-féle bizonytalansági elv alapján.
7. A periódusos rendszer elmélete: az atompályák egymásra épülésének szabályai.
8. Az ionképződés lehetőségei. Ionizációs energia (első ionizációs energia változása a rendszám függvényében), elektronaffinitás, elektronegativitás. Az ionkötés energiamérlege. Fémes kötés.
9. A molekulák képződése, a kovalens kötés.
A molekulapályák osztályozása: kötő- és lazító MO-k, σ és π kötések.
10. σ és π kötések lehetőségei, polarizáció. Többcentrumos lokalizálható MO-k. Hibridizáció.
11. Policentrikus, nem lokalizálható MO-k, kötésrend, kötéstávolság. Sávelmélet: vezetők, félvezetők, szigetelők.
12. Átmenet a kötéstípusok között, polarizáció. Az elektronegativitások összegének és különbségének szerepe. Másodlagos kötések: van der Waals és hídkötések.
13. Halmazok, halmazállapotok, állapotjelzők.
A szilárd és cseppfolyós állapot jellemzése.
A gázhalmazállapot jellemzése. Gázok állapotegyenlete.
14. Többkomponensű homogén rendszerek, elegyek és oldatok. Híg oldatok törvényei: ozmózis, fagyáspont-csökkenés, forráspont-emelkedés, gőznyomás, molális koncentráció.
15. A kolloid állapot fogalma, a kolloidok típusai, csoportosítása. Kolloidok tulajdonságai.
16. A kémiai termodinamika I. főtétele: belső energia, térfogati munka, hőmennyiség, hő kapacitás, entalpia. Elemek és vegyületek standard belső energiája, illetve standard entalpiája.
Termokémiai egyenletek.
17. A kémiai folyamatok iránya, a termodinamika II. főtétele. Az entrópia fogalma és statisztikus értelmezése. Kristályos anyagok entrópiájának kiszámítása (III. főtétel). Az affinitás: szabadener-

gia, szabadentalpia. Az önként lejátszódó folyamatok feltételei.

18. A kémiai reakciók osztályozása formálisan és alapfolyamatok szerint. Sav-bázis elméletek, redoxi folyamatok, oxidációs szám.
19. A kémiai reakciók időbeli lefolyása, reakciósebesség, katalízis, reakciórendűség, mechanizmus.
20. Megfordítható folyamatok, kémiai egyensúlyok. A tömeghatás törvénye, Le Chatelier-Braun elv. Disszociációs egyensúlyok, oldhatósági szorzat.
21. A víz disszociációja, a pH fogalma. Gyenge savak és bázisok disszociációja. A semlegesítési és hidrolízis egyensúly. Pufferelegyek.
22. Áramvezetés elektrolitokban. A fajlagos és ekvivalens vezetőképesség összefüggése a koncentrációval és disszociáció fokkal.
23. Fémes vezető és elektrolit fázishatárán lejátszódó folyamatok, az elektródpotenciál. Galvánelemek elektromotoros ereje. Gázelektrodok (H-elektrod). Redoxi rendszerek, redoxi potenciálok.
24. Az elektrolízis. Faraday törvények, bomlási feszültség, polarizáció, akkumulátorok.
25. Korrózió és a korrózió elleni védelem.

Szervetlen kémia

26. Az elemek csoportosítási egységei a periódusos rendszerben.
27. A hidrogén. A nemesgázok.
28. Halogén elemek (F, Cl, Br, I).
29. Oxigéncsoport (O, S, Se, Te, Po)
30. Nitrogéncsoport (N, P, As, Sb, Bi)
31. A szénecsoport (C, Si, Ge, Sn, Pb)
32. A fémek általános jellemzése
33. Az s-mező fémei. Az alkáli fémek (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) és alkáli földfémek (Ca, Sr, Ba, Ra).
34. A p-mező fémei (aluminium és óncsoport)
35. A d-mező elemei I. (átmeneti fémek) (Se-csoport; Ti-csoport; V-csoport, Cr-csoport)
36. A d-mező elemei II. (Mn-csoport; Fe, Pt-csoport, Cu-csoport, Zn-csoport)
37. Az f-mező elemei (lantanoidák; aktinoidák)

38. A vegyületek általános jellemzése. A fizikai tulajdonságok (o.p., keménység, szín oldékonyság) és kötéstípusok összefüggései.
39. Hidrogén-halogenidek.
40. Az oxigéncsoport hidrogénvegyületei.
41. A kén fontosabb oxidjai és oxosavai.
42. A nitrogéncsoport elemeinek hidrogénvegyületei.
43. A nitrogéncsoport elemeinek oxidjai és oxosavai.
44. Fontosabb szervesetlen szénvegyületek.
45. A Si fontosabb vegyületei.
46. A B és fontosabb vegyületei.
47. A fémek vegyületeinek általános jellemzése.
48. Hidridek. Halogenidek.
49. Fémek oxidjai, hidroxidjai és oxosavai.
50. Fém szerkezeti anyagok és alkatrészek megmunkálásának módszerei és segédanyagai.
51. Az oxosavak sói (S oxosavainak sói; nitrátok; foszfátok; karbonátok és hidrogén-karbonátok, szulfidok; karbidok; cianidok).

Szerves kémia

52. A szénvegyületek szerkezetének alapelvei. A szerves kémiai reakciók fajtái. A szerves vegyületek csoportosítása.
53. Telített szénhidrogének (alkánok).
54. Telítetlen szénhidrogének. Aliciklusos szénhidrogének.
55. Aromás szénhidrogének.
56. Halogénszármazékok.
57. Alkoholok.
58. Oxovegyületek.
59. Karbonsavak és származékaik.
60. Optikai izoméria.

61. Észterek.
62. Fenolok.
63. Kéntartalmú szerves vegyületek. Nitrogéntartalmú szerves vegyületek.
64. Aminosavak és fehérjék.
65. Szénhidrátok.
66. Heterociklusos vegyületek.
67. Műanyagok.

Elérhetőségem:

E-mail: balintagnes@gmail.com

Kémia és Biokémia Tanszék elérhetősége:

<http://www.mkk.szie.hu/dep/chem/index.html>

Az előadások anyaga, fogalomtár a honlapomon érhető el:

<http://balintagnes.googlepages.com/>