

Minimálkövetelmények:

1. s-, p- elemeinek, valamint pár egyéb elem neve és vegyjele

- s-elemek

¹ H	hidrogén	⁴ Be	berillium
³ Li	lítium	¹² Mg	magnézium
¹¹ Na	nátrium	²⁰ Ca	kalcium
¹⁹ K	kálium	³⁸ Sr	stroncium
³⁷ Rb	rubídium	⁵⁶ Ba	bárium
⁵⁵ Cs	céziium	⁸⁸ Ra	rádium
⁸⁷ Fr	francium		

- p-elemek

⁵ B	bór	⁶ C	szén	⁷ N	nitrogén
¹³ Al	alumínium	¹⁴ Si	szilícium	¹⁵ P	foszfor
³¹ Ga	gallium	³² Ge	germánium	³³ As	arzén
⁴⁹ In	indium	⁵⁰ Sn	ón	⁵¹ Sb	antimon
⁸¹ Tl	tallium	⁸² Pb	ólom	⁸³ Bi	bizmut
				² He	hélium
⁸ O	oxigén	⁹ F	fluor	¹⁰ Ne	neon
¹⁶ S	kén	¹⁷ Cl	klór	¹⁸ Ar	argon
³⁴ Se	szelén	³⁵ Br	bróm	³⁶ Kr	kripton
⁵² Te	tellúr	⁵³ I	jód	⁵⁴ Xe	xenon
⁸⁴ Po	polónium	⁸⁵ At	asztácium	⁸⁶ Rn	radon

- egyebek

²² Ti	titán	²⁴ Cr	króm	²⁵ Mn	mangán	²⁶ Fe	vas
²⁷ Co	kobalt	²⁸ Ni	nikkel	²⁹ Cu	réz	³⁰ Zn	cink
⁷⁹ Au	arany	⁴⁷ Ag	ezüst	⁷⁸ Pt	platina	⁸⁰ Hg	higany
⁹⁰ Th	tórium	⁹² U	urán				

2. Mennyiségek jele és mértékegysége

• anyagmennyiség	n	mol
• tömeg	m	kg
• moláris tömeg	M	g/mol
• koncentráció	c	mol/dm ³ , mol/l
• sűrűség	ρ	g/cm ³ , kg/m ³
• hőmérséklet	T	K, °C
• nyomás	p	Pa, atm
• képződési entalpia	H	kJ
• elektródpotenciál	ε	V

3. Definíciók (mondatban vagy képlettel)

- rendszám: Egy elem rendszáma az atommagjában található protonok számával egyenlő. (Z)
- tömegszám: A protonok és neutronok számának összege (A = Z + N)
- relatív atomtömeg: Megmutatja, hogy az adott atom tömege hányszor nagyobb a ¹²C izotóp atom tömegének 1/12-ed részénél.
- átlagos moláris tömeg: Az egy mól anyagra vonatkoztatott tömeg. A két- vagy többkomponensű rendszerekben a moláris tömeg kiszámítása nem additív módon, hanem a móltörttekkel való súlyozással történik.

- atommörzs: Az atommagot és a körülötte egy teljesen betöltött nemesgáz-konfigurációt létrehozó pályákat együttesen atommörzsnek nevezzük
- vegyértékhéj: A külső (legnagyobb főkvantumszámú pályákat tartalmazó) elektronhéj, amelyhez a bonyolultabb atomok esetében a külső zárt héj alatti héj telítetlen alhéjai is hozzátartoznak.
- oktett szabály: Az atomok olyan kötésekkel létesítenek egymással, amelyeknek eredményeképpen a közös elektronokkal együtt nemesgáz-konfiguráció alakul ki körülöttük.
- oxidációs szám: Az oxidációfokok átlaga.
 - oxidációfok: Az a töltés, mellyel akkor rendelkezne egy atom, ha a kovalens kötésben részt vevő valamennyi elektronját a kötés nagyobb elektronegativitású atomjához rendelnénk.

Kis szabályok

 - az atomok oxidációfokának összege egyenlő a belőlük felépített molekula töltésével
 - a nemfémes atomhoz kötődő hidrogén oxidációfoka +1
 - a fluor oxidációfoka -1
 - más atomokhoz (nem oxigénhez) kapcsolódó oxigénatom oxidációfoka -2
 - a fémek oxidációfoka pozitív
- dipólusmomentum: A polaritás mértéke:

$$\mu = q \cdot d.$$
 q: töltés, d: szeparáció, egysége: Cm
 - poláris molekula: Az a molekula, amelyben a pozitív és negatív töltések súlypontja nem esik egybe.
- izomer: Különböző szerkezeti felépítésű, de azonos összegképletű vegyületek.
- enantiomer: Azok a sztereoizomerek, melyek tükörképi párok
 - sztereoizomer: Olyan izomer, melyben azonos az összegképlet és az atomok kapcsolódási sorrendje (konstitúciója) is.
- diasztereomer: Azok a sztereoizomerek, melyek nem enantiomerek. (de azok is vannak)
- kolloid rendszer: Olyan heterogén rendszerek, melyekben a diszperz fázis szemcséinek mérete 1 és 200nm közé esik.
 - diszpergálás: az anyagok egymással nem elegyedő fázisait mechanikai úton összekeverjük egymással, az egyik fázist finoman eloszlatjuk a másikban
 - diszperz fázis: keverék egyik része, kisméretű szemcsékből áll
 - folytonos fázis: keverék másik része, lehet gáz, folyadék, vagy szilárd anyag
- képződési entalpia (képződéshő): Az az energia, mely felszabadul, vagy elnyelődik, amikor a vegyület egy mólja keletkezik standard állapotú alkotóelemeiből.
- reakcióentalpia (reakcióhő, reakció entalpiaváltozása): A reakcióegyenletben szereplő mennyiségű és állapotú kiindulási anyagoknak teljes mértékben terméké alakulása közben bekövetkező energiaváltozás adott nyomáson és hőmérsékleten.
- reakciósebesség: általános reakcióra: $\nu_A A + \nu_B B \rightarrow \nu_C C + \nu_D D$, ahol ν_i a sztöchiometriai együttható, [A]: az A anyag koncentrációja

$$v(t) = -\frac{1}{\nu_A} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{\nu_B} \frac{d[B]}{dt} = -\frac{1}{\nu_C} \frac{d[C]}{dt} = -\frac{1}{\nu_D} \frac{d[D]}{dt}$$
 függ:
 - a résztvevő anyagok minőségétől
 - koncentrációtól
 - hőmérséklettől
 - katalizátortól/inhibítortól
- elektród: Az az elektrokémiai rendszer, amelyben elsőrendű vezető érintkezik másodrendű vezetővel.
 - elsőrendű vezető: ebben az elektronok a szabadon mozgó töltéshordozók (pl. fém)
 - másodrendű vezető: ebben az ionok a szabadon mozgó töltéshordozók (pl. fémionok vizes oldata)
- elektromotoros erő: Az a feszültség, amit akkor mérhetünk, ha a cellán nem folyik át áram.

- elektrodpotenciál (elektrod potenciálja): Annak a galváncellának az elektromotoros ereje, amit egy olyan cellában mérhetünk, amelynek egyik fele a kérdéses elektrod, a másik fele pedig egy standard hidrogénelektrod. (ε)
- standardpotenciál (standard elektrodpotenciál): Egységnyi koncentrációjú (aktivitású) oldat elektrod potenciálja. (ε°)

$$\text{Nernst-egyenlet: } \varepsilon = \varepsilon^\circ + \frac{RT}{zF} \ln a_{M^{z+}} \quad \text{híg oldatban: } a_{M^{z+}} \approx c_{M^{z+}}$$

- katód: A katódon mindig redukció játszódik le, az áram az elektrolitból folyik az elsőrendű vezető felé, felé vándorolnak a pozitív töltésű ionok, a kationok.
- anód: Az anódon mindig oxidáció játszódik le, az áram az elsőrendű vezetőből folyik az elektrolit felé, felé vándorolnak a negatív töltésű ionok, az anionok.
- allotropia: Ugyanaz a vegyület különböző kristályszerkezetet vehet fel, ezek egymás allotróp módosulatai.

4. Elsődleges és másodlagos kémiai kötések típusai, példákkal

- Elsődleges kémiai kötések

Általában ezek az erős kötések tartják össze az atomokat. Alapvetően elektrosztatikus természetűek.

- Kovalens

Irányított, erőtere erősen anizotróp, a kötésben lévő atomokra bizonyos irányokban lényegesen nagyobb erők hatnak, mint másokban.

Fajtái: σ - (stabil, nehezen polarizálható, fénnel nehezen gerjeszthető) és π -kötés (könnyebben polarizálható, gerjeszthető, könnyebben vesz részt kémiai reakciókban)

- delokalizált

Amennyiben egy molekulaláncban a kettős és egyes kötések szabályosan váltakoznak, konjugált elektronszerkezet alakul ki. Konjugált rendszerekben a π -elektronok kettőnél több atomra kiterjedő pályákra kerülnek, ezt nevezzük delokalizációnak.

Könnyebben lépnek kémiai reakciókba, nagyobb hullámhosszúságú fénnel gerjeszthetők

Pl.: SO_4^{2-}

A gyűrűs konjugált szerkezeteket aromás rendszereknek nevezzük, atomjai egy síkban helyezkednek el, a kötéshosszak kevésbé különbözönek egymástól, mint a nyílt láncú konjugált molekulákban.

Pl.: benzol (C_6H_6)

- poláros és apoláros

Azok a molekulák, amelyekben a pozitív és negatív töltések súlypontja nem esik egybe, polárosnak nevezzük. Mértéke a dipólusmomentum.

Poláros: HF, HCl, HBr, HI

Apoláros: H_2 , O_2

Poláros kötés, de nem dipólusos molekula: CO_2

- dipoláris és nem dipoláris

Azok a kovalens kötések, ahol egy atom szolgáltatja a kötéshez szükséges mindkét elektront.

- dipólusos kovalens kötésű molekula

A dipólusmomentumok előjeles összege nem 0 a molekulában.

dipólusos molekula: HF

nem dipólusos molekula: O_2

Poláros kötés, de nem dipólusos molekula: CO_2

- Fémes

Sok vegyértékelektron létesíti, melyek a fémkristályban szabályosan rendezett, kis elektronegativitású atomtörzsekre (pozitív fémionokra) kiterjedő pályákon delokalizáltan helyezkednek el.

Jó hő- és elektromos vezetők

Pl.: Fe, Al, Cu

- *Ionos*

Ellenkező töltésű ionok között létrejövő elektrosztatikus vonzással összetartott kötés. Az egymáshoz kapcsolódó atomok elektronvonzó képessége jelentősen eltérő, így a kisebb elektronegativitású atom majdnem teljes egészében átadja elektronját a nagyobbaknak.

Rossz hő- és elektromos vezetők.

Pl.: NaCl, NaF

- Másodlagos kémiai kötések

- *van der Waals-kötés*

- Ion-dipól kölcsönhatás

Pl.: sók vizes oldata

- Dipólus-dipólus kölcsönhatás

Az irányított dipólusmolekulák között kialakuló elektrosztatikus vonzás, amit az egymás közelébe kerülő, ellentétes töltésű molekularészletek fejtenek ki egymásra. Nagysága a kölcsönhatásban álló molekulák dipólusnyomatékától és egymáshoz viszonyított helyzetétől függ, főleg poláris molekulákból álló kristályokban jelentős, de megfigyelhető gázfázisú molekulafürtökben is.

Pl.: éter

- dipólus-indukált dipólus kölcsönhatás

A dipólusmolekulák más molekulák közelébe kerülve azokat polarizálják, vagyis megosztják bennük a töltéseket. A polarizáló molekula pozitív pólusa vonzza a polarizált molekula elektronjait, eltorzítja annak elektronfelhőjét, így létrehoz egy dipólust. Ez utóbbi kölcsönhatásba lép a polarizáló molekulával, végeredményben vonzás lép fel közöttük. Elektrosztatikus jellegű

- diszperziós (indukált dipólus-indukált dipólus) kölcsönhatás

Van, hogy csak ezt hívjuk van der Waals-nak

Abból ered, hogy két molekula elektronfelhője néhány száz pikométerre vagy még kisebb távolságra megközelíti egymást és elektronállapotaik nem lesznek függetlenek egymástól, hanem úgy változnak meg, mintha kölcsönösen polarizálnák egymást. Ez mindig vonzást eredményez. (dipólus fluktuációból)

Pl.: paraffin, kondenzált nemesgázok

- *hidrogén híd-kötés*

Proton donor és proton akceptor molekularészletek között alakulhat ki. Donor elsősorban: N, O, S, ritkábban C lehet, míg akceptor legtöbbször magányos elektronpárt tartalmazó atom, főként N, O, S, F, Cl, vagy Br.

A benne részt vevő molekulák aszimmetrikus töltéseloszlására vezethető vissza, és döntő mértékben a kölcsönhatásba lépő molekularészletek elektrosztatikus vonzása következtében jön létre.

Pl.: víz

5. Képlettel és izomériával kapcsolatos fogalmak, VSEPR elmélet

• Vegyületek képlettípusai

- tapasztalati képlet: Tömör formában fejezi ki az atomi alkotórészek arányát meghatározása: elemanalízis segítségével
- összegképlet: A molekulák pontos atomi összetételét tartalmazza
- térszerkezeti képlet:
 - *Lewis-féle szerkezeti képlet megszerkesztése*
 - Rajzoljuk fel a molekula vázát úgy, hogy középre a legkisebb elektronegativitású atom kerüljön (kivéve, ha ez hidrogén vagy alkálifém).
 - A vegyértékhéjak konfigurációi alapján határozzuk meg a molekulát alkotó atomok összes vegyértékelektronjainak számát (N). (periódusos rendszer + töltés)
 - A központi atomot elektrónpáronként egy-egy kötéssel kössük össze a szomszédos atomokkal, és kötésként két elektront vonjunk le N-ből.
 - Magános elektrónpárok felrajzolása a nem-központi atomokra, az oktett szabály felhasználásával.
 - Felrajzolt elektrónok összeszámlálása.
 - A megmaradó elektrónokat páronként úgy helyezzük el az atomok körül, hogy nemesgázhéj alakuljon ki (2, 8 vagy 18 elektrónos rendszer). Ha az oktett szabály nem áll fenn a központi atomra, akkor a ligandumok magános elektrónpárjaiból kötést kell formálni.
 - Számítsuk ki minden atom formális töltését, $q = N_v - N_k - N_n$ (szabad atom vegyérték-elektronjainak- az atomhoz kapcsolódó kötéseknek- a nemkötő elektrónok száma)

• Izoméria

Különböző szerkezeti felépítésű, de azonos összegképletű vegyületek

• *Konstitúciós izoméria*

A kapcsolódási sorrend tér el.

Pl.: pentán, izopentán (2-metilbután), neopentán (2,2-dimetilpropán)

• Helyzetizomerek

Azok a vegyületek, amelyeknek molekulái csak a funkciós csoportnak a molekula vázán elfoglalt helyzetében különböznek egymástól

Pl.: propil-alkohol és izopropil-alkohol

• *Sztereoizoméria*

A térbeli felépítés, a térszerkezet tér el

A sztereoizomerek száma 2^n , ahol n az aszimmetriacentrumok száma. Ettől eltér, ha egy molekulában két vagy több olyan kiralitáscentrum van, amelyekhez azonos szubsztituensek kapcsolódnak.

Az élő szervezetekben lejátszódó folyamatok gyakran teljesen sztereospecifikusak, azaz lejátszódásuk során csak az egyik lehetséges sztereoizomer keletkezik

• Térszerkezet megadása síkban

- Newman-projekció: Olyan vonalas szerkezet, ahol a kör a szénatomokat összekötő tengelyt jelképezi.
- Fischer-projekció: A királis szénatomot a papír síkjában képzeljük el, a jobbra és balra mutató „vízszintes” ligandumok a papír síkja felett, a le- és felfelé mutató „függőleges” ligandumok a papír síkja alatt helyezkednek el.

• konformerek (konformációs izomerek)

Az atomok közötti kötések körüli elforgatással keletkezett szerkezetek.

Ezek különböző potenciális energiával rendelkeznek.

Szobahőmérsékleten általában korlátlanul átalakulhatnak egymásba, ilyen körülmények között nem választhatók szét. A nyitott állású forma alacsonyabb energiájú, tehát egyensúlyi elegyben ez az uralkodó konformer. Alacsony hőmérsékleten, vagy speciális

szerkezetű molekulákban azonban a konformerek forgása gátolt, így az egyes konformerek elkülöníthetők.

Pl.: etán, bután, ciklohexán

- geometria (cisz-transz) izoméria

Ha a molekula részei nem tudnak elfordulni, és a szénatomokhoz különböző ligandumok kapcsolódnak, ezek különböző térbeli helyzetet vehetnek fel.

Nem alakulnak át egymásba

Pl.: cisz-but-2-én és transz-but-2-én

- optikai izomer

Azok az anyagok, amelyeknek molekulái a polarizált fény síkját elforgatják. Az egyik balra, a másik pedig jobbra.

enantiomer (tükörképi izomer, tükörképi pár): A két izomernek nemcsak a szerkezeti képlete azonos, hanem a kötősszög és a kötőhossz értékei is. Egymásnak tükörképi párja, forgatással nem hozható fedésbe. Ez csak úgy lehet, ha nincs belső tükörsíkja

racém elegy (racemát): Az enantiomereket 1:1 arányban tartalmazó elegy.

rezolválás: a racém elegy enantiomerekre történő szétválasztása.

diasztereomer: Azok a sztereoizomerek, amelyek nem enantiomerek. Egy vagy több, de nem az összes kiralitáscentrum konfigurációjában különböznek.

királis szénatom (kiralitáscentrum, asszimetriacentrum): Egy szénatomhoz négy különböző ligandum kapcsolódik. A molekula pedig királis, vagy optikailag aktív.

konfiguráció: Egy központi atom körül elhelyezkedő ligandumok térbeli elrendeződése.

- VSEPR (vegyértékhéj-elektronpár taszítási elmélet)

1.2.6. táblázat. Molekulák térszerkezete a vegyértékhéj-elektronpár taszítási elv alapján

Képlet	Lewis-szerkezet	Vegyérték-elektronok elrendeződése	A molekula térszerkezete	Példa
AX_2	$\begin{array}{c} X-A-X \\ X-A \equiv X \\ X=A=X \end{array}$	$-A-$ lineáris (egyenes)	$X-A-X$ lineáris (egyenes)	$Cl-Hg-Cl$ $H-C \equiv N$ $O=C=O$
AX_3	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ háromszögletű	BF_3, SO_3
AX_2E	$X-\ddot{A}-X$	trigonális (háromszögletű)	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ hajlított	SO_2
AX_4	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ tetraéderes	SiH_4
AX_3E	$X-\ddot{A}-X$	tetraéderes	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ trigonális piramisos (háromszögletű gúla)	NH_3
AX_2E_2	$X-\ddot{A}-X$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ hajlított (torzult tetraéder)	H_2O
AX_5	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ trigonális bipiramisos (háromszögletű kettős gúla)	PCl_5
AX_4E	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$	Trigonális bipiramisos (háromszögletű kettős gúla)	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ „mérleghinta” alakú	SF_4
AX_3E_2	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ T-alakú	ClF_3
AX_2E_3	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ lineáris (egyenes)	XeF_2

Képlet	Lewis-szerkezet	Vegyérték-elektronok elrendeződése	A molekula térszerkezete	Példa
AX_6	$\begin{array}{c} X & X \\ & \diagdown \quad \diagup \\ & X-A-X \\ & \diagup \quad \diagdown \\ X & X \end{array}$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ Oktáéderes	SF_6
AX_5E	$\begin{array}{c} X & X \\ & \diagdown \quad \diagup \\ & X-A-X \\ & \diagup \quad \diagdown \\ X & X \end{array}$	oktaéderes	$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ tetragonális piramisos (négyyszögletű gúla)	BrF_5
AX_4E_2	$\begin{array}{c} X & X \\ & \diagdown \quad \diagup \\ & X-A-X \\ & \diagup \quad \diagdown \\ X & X \end{array}$		$\begin{array}{c} X \\ \\ X-A-X \\ \\ X \end{array}$ sík négyyszög alakú	XeF_4

- Szabályok:

- a taszítás a mp-mp > mp-kp > kp-kp sorrendben csökken (mp: magányos pár, kp: kötő pár)
- az egyes, kettős és hármas kötések egyaránt csak egyetlen „kötő párként” kell figyelembe venni, de nagyobb a térigényük
- Nagyobb EN atomok, elektronszívó csoportok térigénye kisebb.
- trigonális bipiramisos elrendeződésben a magányos párok és a többszörös kötések ekvatoriális pozícióba törekszenek.
- ekvatoriális pozíció: tengelyre merőleges sík, az egyenlítő mentén helyezkedik el
- axiális pozíció: tengelyen lévő helyzet

- *Fémkomplexek esetén nem érvényes:*

2-es koordináció lineáris hajlott (V-alak)	3-as koordináció sikháromszög torzult sikháromszög extrém: T-alak háromszög alapú piramis	4-es koordináció tetragonális síknégyszög
5-ös koordináció trigonális bipiramis négyzetes piramis		
6-os koordináció oktaéder trigonális prizma síkhatszög		

6. Atom-, fém-, ion- és molekularácsok főbb jellemzői, példák, kolloidok

- Atomrács

Rácspontjaiban atomok helyezkednek el, tulajdonképpen egyetlen végtelen nagy molekulának tekinthető, ezért rendkívül kemény, rideg és magas olvadáspontú.

Irányított kötések miatt a térkitöltés nem optimális, a kristályban kisebb-nagyobb üregek alakulnak ki. Az atomrácsok nem vezetik az áramot, törésmutatójuk általában nagyobb, vízben gyakorlatilag nem oldódnak

Pl.: gyémánt, kvarc, üveg, zeolitok

- Fémrács

Pozitív töltésű, legtöbbször nemesgázhéjú, gömbszimmetrikus fémionok ülnek a rácspontokban, körülöttük viszonylag szabadon mozognak a vegyértékelektronok, melyek nem rendelkeznek egyetlen atomhoz sem, megoszlanak valamennyinek a terében.

Egyetlen molekulának tekinthető, melyet a pozitív atomtörzsek és a körülöttük mozgó negatív elektronok, az elektrongáz egymásra kifejtett kölcsönös Coulomb-vonzása tart össze.

A fémionok a legszorosabb illeszkedést egyszerű, köbös (lapcentrált köbös pl.: Ag, Au, Cu, Pt, Ni, Pb, Ca, tércentrált köbös pl.: Li, Na, K, Cr, Fe, W) vagy hexagonális (pl.: Zn, Mg, Ti) szimmetriájú elemi cellák kialakítása révén valósítják meg. Egy atomnak 12 szomszédja van.

Polimorfia: ugyanaz a vegyület különböző kristályszerkezetet vehet fel, ezek egymás allotróp módosulatai (pl.: ón tércentrált köbös (fém) és tetragonális gyémántrács (félvezető))

Elektronállapotok energiái között kisebb a különbség

Viszonylag könnyen megmunkálhatók, a fényt visszaverik, ezért jellegzetes fényük van. Jól vezetnek az elektromosságot.

- Ionrács

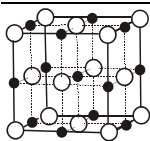
A rácspontokban váltakozva elhelyezkedő pozitív és negatív töltésű ionok találhatók, melyek között viszonylag erős elektrosztatikus kölcsönhatások működnek. Az ionpárok között ható elektrosztatikus vonzóerő a távolság növekedésével a távolság négyzetének reciprokával arányosan csökken, ezért még a távolabbi szomszédok hatása is jelentős. Szorosan illeszkednek, leggyakrabban köbös rendszerben kristályosodnak.

Általában kemények, rugalmatlanok és ridegek, olvadáspontjuk viszonylag magas.

Pl.: LiF

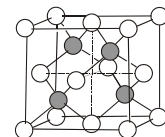
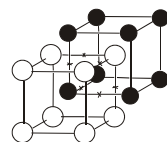
Fajtái

- 8-as koordináció: kb. azonos méretű anionok és kationok pl.: CsCl-típusú rács
- 6-os koordináció: kisebb méretű kation, mint anion pl.: NaCl-típusú rács
- 4-es koordináció: jóval kisebb méretű kation, mint



anion pl.: ZnS szerkezet

Koordinációs szám: Egy részecske közvetlen szomszédainak száma a szilárd vagy folyadékfázisban.



- Molekularács

Rácspontjaiban legtöbbször azonos, néha különböző molekulákat találunk, melyeket másodlagos kölcsönhatások tartanak össze, ezért ezek a kristályok puhák, könnyen alakíthatók, és olvadáspontjuk alacsony.

Nem vezeti az elektromosságot, vízben általában nem, szerves oldószerekben jobban oldódnak.

Legszorosabb illeszkedés elve érvényesül, a szomszédos molekulák ellentétes töltésű vagy polaritású részei helyezkednek el egymás közelében.

Pl.: jég, cukor, C-vitamin, kén, jód, grafit (molekula- és atomrács)

- Kolloidok

Az olyan heterogén rendszereket, melyekben a diszperz fázis szemcséinek mérete 1 és 200 nm közé esik, kolloid rendszereknek nevezzük. Nagy fajlagos felülettel rendelkeznek, ugyanakkor viszonylag stabil a diszperzió.

kicsapódás: A két fázis teljes elkülönülése

szedimentáció: A diszperz fázis sűrűsége nagyobb, mint a folytonos fázisé, és csak a gravitáció hat rájuk, így a részecskék fokozatosan leülepednek.

kisózás: A kolloid oldatok stabilizálódását előidéző okok megszűnnek, kicsapódik. Lehet reverzibilis és irreverzibilis.

Típusai

- Diszpergált anyag mérete szerint:

- monodiszperz: szemcsenagyság egységes
- polidiszperz: változó szemcsenagyság

- Anyaga szerint:

- makromolekuláris (pl. tojásfehérje)
- asszociációs kolloidok (pl. szappan)
- diszperziós (pl. AgCl csapadék, tengerekben a mészkő)

típus	diszperz fázis	folytonos fázis	példa
aeroszol (köd)	folyadék	gáz	hónaljspray
aeroszol (füst)	szilárd	gáz	pipafüst
hab	gáz	folyadék	tojáshab
emulzió	folyadék	folyadék	tej
szol, gél	szilárd	folyadék	vérplazma, zselatin
szilárd hab	gáz	szilárd	jégkrém
szol	szilárd	szilárd	cement

aerogél: legkisebb sűrűségű, nagy fajlagos felületű anyagok (szilárd habok) „fagyott füst”

7. Képződési entalpia, reakció (entalpia, sebesség, elemi és összetett, egyensúlyi)

- Belső energia

térfogat kitöltésére fordított energia + hőenergia + kémiai energia

$$U = -pV + TS + \sum_i \mu_i n_i$$

1. tag: molekulák haladó mozgása, megváltozása a térfogati munka (p: nyomás, V: térfogat)

2. tag: forgások, rezgések, transláció (T: hőmérséklet, S: entrópia)

3. tag: kémiai kötések, kölcsönhatások („i” kémiai részecske μ_i : kémiai potenciálja és n_i mólszáma az anyaghalmazban)

intenzív mennyiség: anyagmennyiségtől független mennyiség

extenzív mennyiség: anyagmennyiség-függő mennyiség

Szabad energia: $\Delta F = \Delta U - \Delta(TS)$

- Entalpia („hőtartalom”)

$$H = U + pV = TS + \sum_i \mu_i n_i$$

kémiai reakciók entalpiaváltozása (ΔH): Mennyi hőt képes átadni az anyaghalmaz a környezetének, miközben nyomása és hőmérséklete nem változik.

$$\Delta H = \sum_i H_{\text{termékek}} - \sum_i H_{\text{kiindulási anyagok}}$$

Szabad entalpia: $\Delta G = \Delta H - \Delta(TS) = \Delta \sum_i \mu_i n_i$

Egy folyamat „hajtóereje” az energiacsökkenés és az entrópia növekedés, így spontán lejátszódhat, ha G csökken.

Exoterm reakció: a kiindulási anyagok entalpiája nagyobb, mint a termékeké

Endoterm reakció: a kiindulási anyagok entalpiája kisebb, mint a termékeké

Standard entalpia ($H^\circ_{298\text{ K}}$): T=298 K p=101325 Pa körülmények között

Képződési entalpia ($\Delta H^\circ_k = H^\circ_{\text{vegyület}} - \sum H^\circ_{\text{elemek}}$): A vegyület képződését kísérő entalpiaváltozás, ha (a legstabilabb módosulatú) elemeiből állítjuk elő. Mértékegysége: kJ/mol

Megállapodás szerint a (legstabilisabb módosulatú) elemek entalpiája 0.

Standard képződési entalpia: standard körülmények között mérhető képződési entalpia.

Reakció entalpiaváltozása ($\Delta H^\circ = \sum H^\circ_{\text{termékek}} - \sum H^\circ_{\text{kiindulási anyagok}}$): A reakciót kísérő entalpiaváltozás.

Standard reakcióentalpia: standard körülmények között mérhető reakcióentalpia.

- Reakciósebesség

általános reakcióra: $\nu_A A + \nu_B B \rightarrow \nu_C C + \nu_D D$, ahol ν_i a sztöchiometriaai együttható, [A]: az A anyag koncentrációja

$$v(t) = -\frac{1}{\nu_A} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{\nu_B} \frac{d[B]}{dt} = -\frac{1}{\nu_C} \frac{d[C]}{dt} = -\frac{1}{\nu_D} \frac{d[D]}{dt}$$

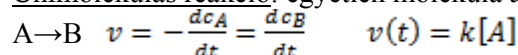
függ:

- a résztvevő anyagok minőségétől
- koncentrációktól
- hőmérséklettől
- katalizátortól/inhibitortól

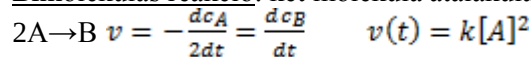
- Elemi reakció: Olyan reakció, ami nem bontható egyszerűbb lépésekre.

- Molekularitás:

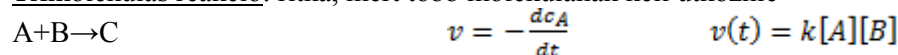
- Unimolekulás reakció: egyetlen molekula átalakulása



- Bimolekulás reakció: két molekula átalakulása azok ütközése útján



- Trimolekulás reakció: ritka, mert több molekulának kell ütköznie



Elemi reakciók rendűségét a reakció molekularitása határozza meg.

- Elsőrendű reakció:

pl.: $A \rightarrow B$ vagy $A \rightarrow B + C$, ciklopropán $\rightarrow$ propén, nukleáris bomlások

$$v(t) = kc_{\text{kiindulási anyag}}(t)$$

$$\text{Megoldás: } c_{\text{kiindulási anyag}}(t) = c_0 e^{-kt} \text{ és } c_{\text{termék}}(t) = c_0 (1 - e^{-kt})$$

$$\text{Felezési idő } (t_{1/2}): \frac{c}{c_0} = \frac{1}{2} \Rightarrow \ln\left(\frac{1}{2}\right) = -kt_{1/2} \Rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

- Másodrendű reakció

pl.: $2A \rightarrow B$ vagy $A + B \rightarrow C$

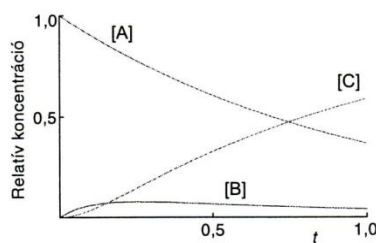
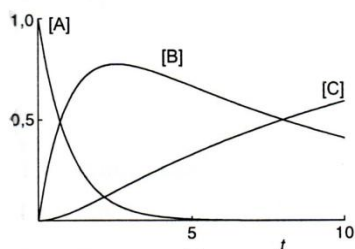
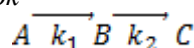
$$v = -\frac{dc_A}{dt} = kc_A^2$$

$$\text{Megoldás: } \frac{1}{c_A} = \frac{1}{c_{A,0}} + kt$$

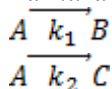
- Összetett reakciók

reakciómechanizmusok

- Sorozatos kémiai reakciók

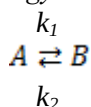


- Párhuzamos kémiai reakciók



A termékek $k_1:k_2$ arányban képződnek

- Egyensúlyi kémiai reakciók



Egyensúly beállta után:

$$v = k_1 c_A - k_2 c_B = 0 \text{ és } K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{c_B}{c_A}$$

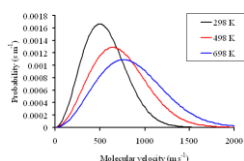
- Le Chatellier-Braun-elv

Ha egyensúlyban lévő rendszerre változást kényszerítünk, akkor a rendszer úgy reagál, hogy csökkentse a változás mértékét

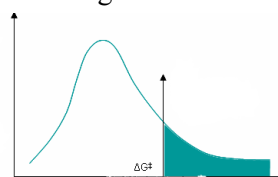
- Hőmérsékletfüggés

A reakció végbemegy, ha az ütköző anyagok energiája eléri az aktiválási energiát.

- Maxwell-Boltzman-sebességeloszlás



Energiaeloszlás



- Arrhenius-egyenlet:

$$k = Ae^{-\Delta E^{\ddagger}/RT} \quad (k: \text{reakciósebesség együttható}, A: \text{preexponenciális tényező})$$

- Katalízis és inhibíció

Katalizátor: Az aktiválási energiát csökkenti

Homogén katalízis: Reaktánsok és katalizátor egy fázisban

Heterogén katalízis: Reaktánsok és katalizátor külön fázisban (pl.: felületi katalízis)

Inhibitor: Az aktiválási energiát növeli

pl.: enzimek működése

8. Sav-bázis reakció, pH, pOH

- Sav-bázis reakció

- Bronsted-Lowry-féle sav-bázis elmélet

Sav: protondonor

Bázis: protonakceptor

Víz: amfoter (lehet sav és bázis is)

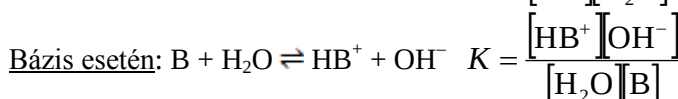
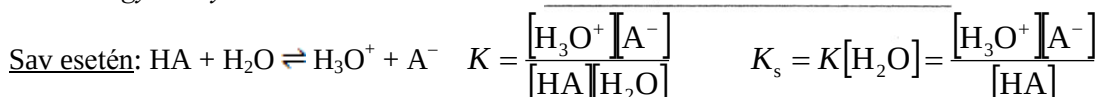
Konjugált párok: sav $\rightleftharpoons$ bázis + H^+

- Lewis-féle sav-bázis elmélet

Lewis sav: elektronpár-akceptor

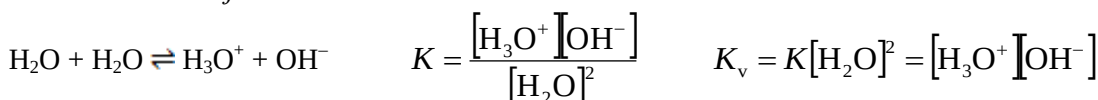
Lewis bázis: elektronpár-donor

- Sav-bázis egyensúlyok vízben



$$K_b = K[H_2O] = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$$

- A víz öndisszociációja



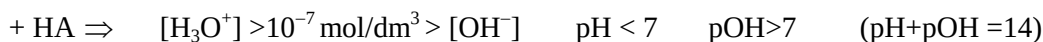
25 °C-on $K_v = 1,0 \cdot 10^{-14}$

	konjugált sav	konjugált bázis	
leg-erősebb	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	leg-gyengébb
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	
	HF	F ⁻	
	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	
	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	
	H ₂ S	HS ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	H ₂ O	OH ⁻	
leg-gyengébb	HS ⁻	S ²⁻	leg-erősebb
	OH ⁻	O ²⁻	
	H ₂	H ⁻	

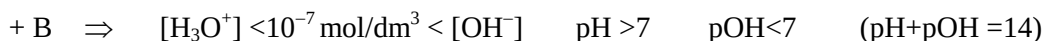
- pH- és pOH-skála

Tiszta vízben 25°C-on $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$
 $pH := -\log [H_3O^+]$ és $pOH := -\log [OH^-]$, így $pH + pOH = 14$

- Savas közegben



- Bázikus közegben



9. Redoxireakciók, oxidálódó és redukálódó anyag, szinproporció és diszproporció fogalma

- Redoxireakciók

3.1.2. táblázat. Néhány fontosabb redoxireakció

Reakció	Oxidálószer	Redukálószer
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$	$O_2(g)$	$H_2(g)$
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$	$N_2(g)$	$H_2(g)$
$UF_4(s) + F_2(g) \rightarrow UF_6(s)$	$F_2(g)$	$UF_4(s)$
$Fe^{2+}(aq) + Ce^{4+}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + Ce^{3+}(aq)$	$Ce^{4+}(aq)$	$Fe^{2+}(aq)$
$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$	$Cu^{2+}(aq)$	$Zn(s)$
$6Fe^{2+}(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) \rightarrow$		
$6Fe^{3+}(aq) + 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	$Cr_2O_7^{2-}(aq)$	$Fe^{2+}(aq)$
$I_2(aq) + 2S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$	$I_2(aq)$	$S_2O_3^{2-}(aq)$

erősen oxidáló

F_2	F^-
MnO_4^-	Mn^{2+}
Cl_2	Cl^-
$Cr_2O_7^{2-}$	Cr^{3+}
NO_3^-	NO
Ag^+	Ag
Fe^{3+}	Fe^{2+}
Cu^{2+}	Cu
SO_4^{2-}	H_2SO_3
H_3O^+	H_2
Fe^{2+}	Fe
Zn^{2+}	Zn
Mg^{2+}	Mg
Na^+	Na

erősen redukáló

Elektronátadási folyamat

Oxidáció: elektronleadás (oxidációs szám nő)

Redukció: elektronfelvétel (oxidációs szám csökken)

Oxidálószer: Önmaga redukálódik úgy, hogy a másik oxidálódik

Redukálószer: önmaga oxidálódik úgy, hogy a másik redukálódik

Szinproporció: Két különböző oxidációs számból egy közös oxidációs értékű keletkezik.

Diszproporció: Ugyanaz az elem részben oxidálódik, részben redukálódik.

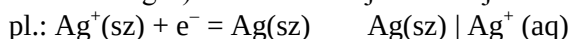
Pl.: $OCI^-(aq) + Cl^-(aq) + 2H^+(aq) \rightleftharpoons Cl_2(g) + H_2O$

Redoxititrálás: pl.: $[Fe^{2+}]$ meghatározása $KMnO_4$ -gyel.

10. Elektróddal kapcsolatos fogalmak, törvényszerűségek, celladiagramok

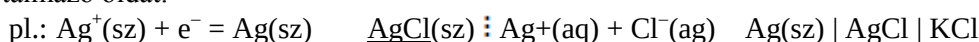
elektród: Olyan rendszer, amelyben elsőrendű vezető (fém) érintkezik másodrendű vezetővel (fémionok vizes oldata)

Elsőfajú elektród: Azok, amelyekben az egyensúly a semleges kémiai elem (pl. fém vagy fémion oldott gáz) és az elem ionjai között jön létre.



ε függ a koncentrációtól

Másodfajú elektród: Azok, amelyekben az elektród fémje saját, rosszul oldódó sójával vagy oxidjával érintkezik, az elektrolit pedig a rosszul oldódó só anionját (oxid esetén a hidroxidot) tartalmazó oldat.



$AgCl$ oldatbeli koncentrációja jó közelítéssel állandó $\rightarrow \varepsilon$ állandó

elektromotoros erő (E): Az a feszültség, ami akkor mérhető, amikor a cellán nem folyik át áram.

elektródpotenciál (ε): Annak a galváncellának az elektromotoros ereje, amelynek az egyik elektródja a kérdéses elektród, a másik pedig a standard hidrogénelektród

standardpotenciál (ε^0): Egységnyi koncentrációjú (aktivitású) oldat elektród potenciálja.

4.2.3. táblázat. Néhány elektród standard elektródpotenciálja

Elektród	Elektródfolyamat	$E^\ominus$, V
Ag Ag ⁺ -oldat	Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	0,800
Cu Cu ²⁺ -oldat	Cu ²⁺ + 2 e ⁻ → Cu	0,337
Zn Zn ²⁺ -oldat	Zn ²⁺ + 2 e ⁻ → Zn	-0,763
Pt O ₂ OH ⁻ -oldat	O ₂ + 2 H ₂ O + 4 e ⁻ → 4 OH ⁻	0,401
Cd Cd ²⁺ -oldat	Cd ²⁺ + 2 e ⁻ → Cd	-0,402
Pb Pb ²⁺ -oldat	Pb ²⁺ + 2 e ⁻ → Pb	-0,126
Pb PbSO ₄ H ₂ SO ₄ -oldat	PbSO ₄ + 2 e ⁻ → Pb + SO ₄ ²⁻	-0,356
Pb PbO ₂ H ₂ SO ₄ -oldat	PbO ₂ + 4 H ⁺ + 2 e ⁻ + SO ₄ ²⁻ → PbSO ₄ + 2 H ₂ O	-1,68

Celladiagram: cink, réz galváncelláé: Zn | Zn²⁺(aq) : Cu²⁺(aq) | Cu

Negatívabb oxidálódik, pozitívabb redukálódik.

Katód: Az az elektród, ahol redukció megy végbe

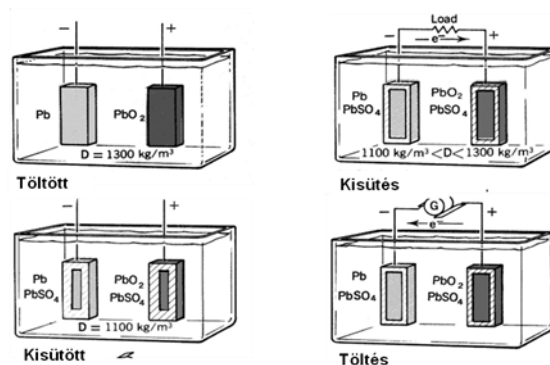
Anód: az az elektród, ahol oxidáció megy végbe.

Ólomakkumulátor

- anód: Pb(s) + HSO₄⁻ = PbSO₄(sz) + H⁺ + 2e⁻
- katód: PbO₂(sz) + HSO₄⁻ + 3H⁺ + 2e⁻ = PbSO₄(sz) + 2 H₂O
- Összegyenlet: Pb(s) + PbO₂ + 2H⁺ + 2HSO₄⁻ = 2PbSO₄(sz) + 2H₂O

Elektrolízis: Akkor játszódik le, ha a galváncellán külső feszültség hatására áram folyik át.

- Pl. víz bontásánál anódon: 2O²⁻ = O₂ + 4e⁻ katódon: 4H⁺ + 4e⁻ = 2H₂
- Ipari felhasználása: alumíniumgyártás



11. Szervetlen kémia

• anionok

• H ⁻	hidrid	• F ⁻	fluorid	• Cl ⁻	klorid
• Br ⁻	bromid	• I ⁻	jodid	• OCl ⁻	hipoklorit
• ClO ₃ ⁻	klorát	• IO ₃ ⁻	jodát	• ClO ₄ ⁻	perklorát
• O ²⁻	oxid	• O ⁻	peroxid	• OH ⁻	hidroxid
• S ²⁻	szulfid		hidrogén-szulfid	• SO ₃ ²⁻	szulfid
• SO ₄ ²⁻	szulfát	• SO ₃ ⁻	hidrogén-szulfát	• SO ₄ ⁻	hidrogén-szulfát
• NO ₂ ⁻	nitrit	• NO ₃ ⁻	nitrát	• F ³⁻	foszfid
• PO ₄ ³⁻	foszfát	• HPO ₄ ²⁻	hidrogén-foszfát	• H ₂ PO ₄ ⁻	dihidrogén-foszfát
• CO ₃ ²⁻	karbonát	• HCO ₃ ⁻	hidrogén-karbonát	• CrO ₄ ²⁻	kromát
• Cr ₂ O ₇ ²⁻	kromát	• MnO ₄ ⁻	permanganát		

• kationok

• s-elemek

H ⁺	hidrogénion	Be ²⁺	berilliumion
Li ⁺	lítiumion	Mg ²⁺	magnéziumion
Na ⁺	nátriumion	Ca ²⁺	kalciumion
K ⁺	káliumion	Sr ²⁺	stronciumion
Rb ⁺	rubídiumion	Ba ²⁺	báriumion
Cs ⁺	céziiumion	Ra ²⁺	rádiumion
Fr ⁺	franciumion		

- *p-elemek*

B ³⁺	bór				
Al ³⁺	alumíniumion				
Ga ³⁺	galliumion			As ³⁺ , As ⁵⁺	arzén
In ³⁺	indiumion	Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺	ónion	Sb ³⁺	antimon
Tl ³⁺	talliumion	Pb ²⁺	ólomion	Bi ³⁺	bizmut

- *d-elemek*

Ti ⁴⁺	titánion	V ⁵⁺	vanádiumion	Cr ³⁺	krómion
Mn ⁴⁺	mangánion	Fe ²⁺ , Fe ³⁺	vasion	Hg ⁺	higanyion
Ag ⁺	ezüstion				

- Vegyületek

- *Fentiek vegyületei*

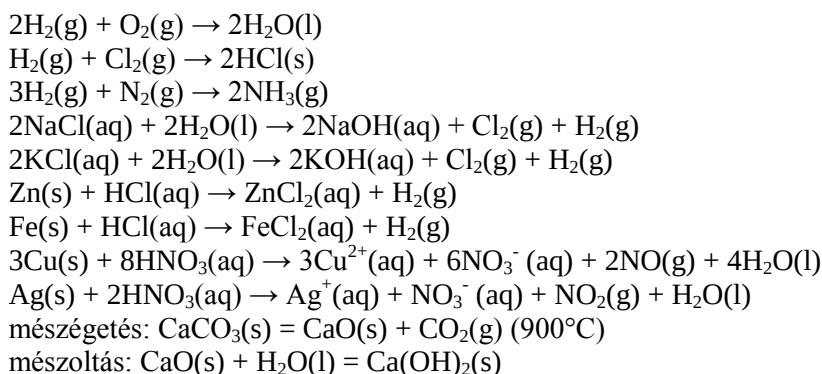
- *Egyéb vegyületek*

HCl	vizes oldata: sósav	NaCl	kősó, konyhasó	HOCl	hipoklórsav
NaOCl	hypo	HClO ₂	klórossav	HClO ₃	klórsav
HClO ₄	perklórsav	H ₂ O ₂	hidrogénperoxid	H ₂ S	kénhidrogén
SO ₂	kén-dioxid	SO ₃	kén-trioxid	H ₂ SO ₃	kénessav
H ₂ SO ₄	kénsav	NH ₃	ammónia	N ₂ H ₄	hidrazin
NO	nitrogén-monoxid	NO ₂	nitrogén-dioxid	N ₂ O	kéjgáz
HNO ₃	salétromsav, választóvíz	HNO ₂	salétromossav	HCN	hidrogén-cianid
H ₃ PO ₄	foszforsav	P ₂ O ₅		CH ₄	metán
CCl ₄		CO	szén-monoxid	CO ₂	szén-dioxid
H ₂ CO ₃	szénsav	SiO ₂	kvarc	H ₃ BO ₃	bórsav
CaCO ₃	mészkő	(Ca,Mg)CO ₃	dolomit	CaO	égetett mész
Ca(OH) ₂	oltott mész				

- Elemek megjelenési formái, allotróp módosulatok

- hidrogén: H₂ (elemi gáz)
- oxigén: O₂ (elemi gáz), O₃ (ózon)
- fluor: F₂ (elemi gáz)
- klór: Cl₂ (elemi gáz)
- bróm: Br₂ (folyadék)
- jód: I₂ (szilárd)
- nitrogén: N₂ (elemi gáz)
- foszfor: vörös (porszerű) és fehér (P₄)
- szén: grafit (hatszögű molekulák, elcsúszó rétegek), gyémánt (atomrács), fullerén (labda), nanocső
- kén: S₈ (legstabilabb, sárga, rombos kén), felmelegítve és lassan hűtve monoklin kéne, gyorsan hűtve amorf kén

- Egyszerű reakciók



12.Szerves kémia

- Telített szénhidrogének

A szénatomok egyszeres kötésekkel kapcsolódnak.

- Alkánok (paraffinok)

Telített, nyíltláncú szénhidrogének.

Pl.: metán, etán, propán

- Fizikai tulajdonságok

- A növekvő szénatomszámú normális alkánok olvadáspontja (nem olyan egyenletesen) és forráspontja fokozatosan növekszik
- vízben gyakorlatilag nem oldódnak (apoláros jelleg), viszont jól oldódnak szerves oldószerekben
- Nincs dipólusmomentumuk

- Kémiai tulajdonságok

- Oxigénfeleslegben meggyújtva szén-dioxiddá és vízzé égnek el
- Magas hőmérsékleten hőbomlást szenvednek, melynek során kisebb szénatomszámú telített és telítetlen szénhidrogének jönnek létre (krakkolás)
- Megvilágítás vagy hevítés hatására szubsztitúciós reakcióba lépnek halogénnel

- Normális láncú sor tagjai a C_nH_{2n+2} általános összegképlettel jellemezhetők.

Alkilcsoport: egyik szélső szénatomjáról gondolatban egy hidrogénatomot elveszünk, és a visszamaradó molekularész

NORMÁLIS LÁNCÚ ALKÁNOK				
Név	Képlet	Szerkezet	Op (°C)	Fp (°C)
metán	CH ₄	CH ₄	-183	-162
etán	C ₂ H ₆	CH ₃ CH ₃	-89	-89
propán	C ₃ H ₈	CH ₃ CH ₂ CH ₃	-42	-42
bután	C ₄ H ₁₀	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃	0	0
pentán	C ₅ H ₁₂	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	36	36
hexán	C ₆ H ₁₄	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	69	69
heptán	C ₇ H ₁₆	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	98	98
oktán	C ₈ H ₁₈	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	126	126
nonán	C ₉ H ₂₀	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	151	151
dekán	C ₁₀ H ₂₂	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	174	174
eikozán	C ₂₀ H ₄₂	CH ₃ (CH ₂) ₁₈ CH ₃	342	342
triakontán	C ₃₀ H ₆₂	CH ₃ (CH ₂) ₂₈ CH ₃	66	258*

*3 Hgmm nyomáson

- Vannak elágazók is.

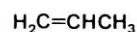
- cikloalkánok: Telített, gyűrűs szénhidrogének, általános összegképletük C_nH_{2n}
pl.: ciklohexán

- Telítetlen szénhidrogének

Legalább egy olyan szénatompár található a molekulában, amelyet kettős vagy hármas kötés köt össze.

- Alkének (olefinek)

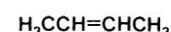
A C=C kettős kötéssel rendelkező vegyületek.



propén



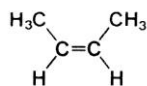
1-butén



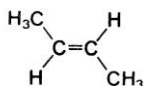
2-butén

- Fizikai tulajdonságok

- A növekvő szénatomszámú normális alkének olvadáspontja (nem olyan egyenletesen) és forráspontja fokozatosan növekszik
- Mérhető dipólusmomentumuk van



cisz-2-bután
(Fp: 4 °C)



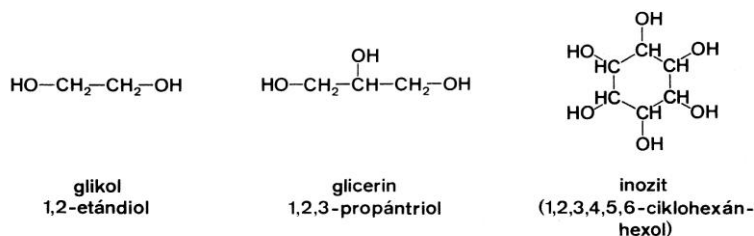
transz-2-bután
(Fp: 1 °C)

- Kémiai tulajdonságok
 - Katalizátor jelenlétében a kettős kötés hidrogénezhető, így telített szénhidrogén állítható elő.
 - Elektrofil reagensek hatására a kettős kötés felnyílik.
- Polimerizáció (makromolekulák képződnek)
- Alacsony hőmérsékleten vizes kálium-permanganát-oldat hatására az olefinnek vicinális diolokká alakulnak
- A kálium-permanganáttal végzett oxidáció magasabb hőmérsékleten lánchasadást idéz elő, ketonok, illetve karbonsavak képződnek
- Ózonnal végzett oxidációs reakcióban a lánchasadás eredményeképpen oxovegyületekhez juthatunk.
- Normális láncú sor tagjai a C_nH_{2n} általános összegképlettel jellemezhetők.
pl.: but-1-én, etén, propén
- Vannak elágazók is
- Diének: két $C=C$ kettős kötést tartalmazó vegyületek.
 - Kummulált: egymás mellett vannak a kettős kötések ($CH_2=C=CH_2$)
 - Konjugált: egy kötésnyi távolságra vannak a kettős kötések ($CH_2=CH-CH=CH_2$)
 - izolált: egymástól távol vannak a kettős kötések ($CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH=CH_2$)
 pl.: propadién (allén), butadién
- Alkinek (acetilén szénhidrogének)
Szén-szén hármas kötést tartalmazó vegyületek.
 - Normális láncú sor tagjai a C_nH_{2n-2} .
Pl.: acetilén (etin)
- Aromás szénhidrogének
Különleges szerkezetű, formailag telítetlen gyűrűs vegyületek.
A gyűrűs delokalizált elektronrendszer kialakulása következtében az aromás rendszerek energiatartalma csökken a megfelelő konjugált szerkezetű nyílt láncú analóghoz képest.
Pl.: benzol, naftalin
 - Fizikai tulajdonságok
 - A benzol és az alacsonyabb molekulatömegű homológiai szobahőmérsékleten folyadékok, a kondenzált gyűrűs vegyületek szilárd halmazállapotúak
 - Apoláris jellegűek, így vízben nem, de számos szerves oldószerben jól oldódnak és jó oldószerek.
 - sűrűségük a víznél kisebb
 - Mérgezőek, egyes kondenzált gyűrűs szénhidrogének rákkeltő hatásúak.
 - Kémiai tulajdonságok
 - Nehezen oxidálható
 - kötésrendszere nehezen bontható fel, vagyis reakcióiban ennek megtartására törekszik, ami nagymértékű termodinamikai stabilitására vezethető vissza
 - Halogénnel Lewis-sav katalizátor jelenlétében aromás halogénezett szénhidrogének keletkeznek.
 - Salétromsav és kénsav elegyével aromás nitrovegyületek képződnek
 - tömény kénsav vagy oleum hatására aromás szulfonsavak jönnek létre
 - alkil-halogenid hatására Lewis-sav katalizátor segítségével az aromás gyűrű alkileződik
 - Karbonsavkloridok, illetve -anhidridek az aromás gyűrűt acilezik, ily módon aromás ketonokhoz juthatunk
 - Erélyes kísérleti körülmények között (magas hőmérsékleten, nagy nyomáson, katalizátor jelenlétében) a benzol és homológjai ciklohexánszármazékokká hidrogénezhetők

- Erélyes oxidatív körülmények között az aromás gyűrű felhasad, a benzolból maleinsav-anhidrid, a naftalinból ftálsav-anhidrid keletkezik.

- Alkoholok

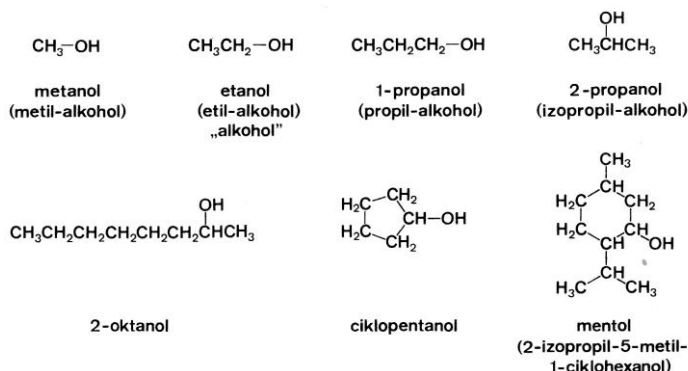
Molekuláiban egy telített szénatomhoz hidroxilcsoport kapcsolódik



Pl.: metil-alkohol (metanol, faszesz), etil-alkohol (etanol, borszesz, alkohol), propil-alkohol

- Csoportosításuk

- hidroxilcsoportok száma szerint
 - egyértékű
 - kétértékű
 - többértékű
- hidroxilcsoportot tartalmazó szénatom rendűsége szerint
 - primer (elsőrendű)
 - szekunder (másodrendű)
 - terciér (harmadrendű)
- szénlánc jellege szerint
 - telített
 - telítetlen
- hidroxilcsoportok egymáshoz viszonyított helyzete szerint
 - geminális: két hidroxilcsoport egy szénatomhoz kapcsolódik
 - vicinális: két hidroxilcsoport egymás melletti szénatomokon van
 - diszjunkt: két hidroxilcsoport egymástól messzebbi szénatomokon van
- Alkanol: a telített, nyílt láncú, egyértékű alkoholok általános összegképlete $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$
- főlánc: az a leghosszabb szénlánc, amelyik a hidroxilcsoportot tartalmazza
- alkiloxidcsoport: az alkoholok hidroxilcsoportjából a hidrogénatom elvételével származtatjuk
- alkanolát: az alkoholból deprotonálással képzett anion
- Fizikai tulajdonságok
 - A nyílt láncú, egyértékű, telített alkoholok esetén az olvadás- és forráspont értékek a szénatomszám növekedésével párhuzamosan nőnek.
 - A kisebb szénatomszámú alkoholok a vízmolekulával is képesek hidrogénkötéses kapcsolatba kerülni. A szénatomszám növekedésével a vízoldhatóság fokozatosan csökken, a szilárd halmazállapotú alkoholok gyakorlatilag oldhatatlanok. Szerves oldószerekben jól oldódnak
- Kémiai tulajdonságok
 - Gyenge savak, savi erősségük közel azonos a víz savasságával, ezért vizes oldatuk semleges kémhatású. Savas tulajdonságuk akkor érvényesül, ha erős bázisokkal reagálnak. A nagyobb szénatomszámú alkoholok felé haladva a savi erősség csökken
 - Az alkoxidionok erős bázisok
 - Bázisos tulajdonsággal is rendelkeznek. A protonfelvétel során alkoxóniumion képződik.
 - Alkil-halogenidekkel a hidroxilcsoport éterekké alkilezhető
 - Savkatalízissal az alkoholok karbonsavakkal észterekké acetilezhetők
 - Karbonsavkloridok és -anhidridek az alkoholokat észterekké acilezik.
 - Az alkoholok szulfonsav-kloridokkal reagálva alkil-szulfonátokat eredményeznek.
 - Szervetlen savakkal az alkoholok anorganikus észterek képződése közben reagálnak.
 - Hidrogén-halogenidek segítségével az alkoholokból alkil-halogenidek állíthatók elő



- A kísérleti körülményektől és a kiindulási alkohol szerkezetétől függően az alkoholokból vízelvonással alkén és/vagy éter nyerhető.
- Primer alkoholok aldehidekké illetve karbonsavakká oxidálódnak. Szekunder alkoholok ketonokká oxidálhatók.

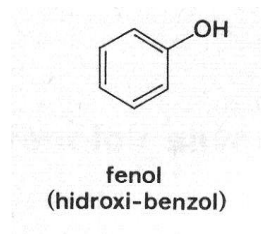
• Fenolok

Azok a vegyületek, amelyekben a hidroxilcsoport közvetlenül aromás szénhez kapcsolódik.

Pl.: fenol, pikrinsav

• Fizikai tulajdonságok

- A hidroxilcsoportok jelenlétének következtében hidrogénkötés kialakítására képesek.
- Olvadás- és forráspontja a hasonló molekulatömegű aromás szénhidrogénekénél magasabb.
- Tiszta állapotban színtelenek, de a levegőn oxidáció következtében színesednek.
- Jellegzetes szagúak
- Erős sejtmérgek, csíraölő hatással rendelkeznek
- Vizes oldatát alkalmazták első ízben az orvosi gyakorlatban fertőtlenítőszerként (karbolsav)



• Kémiai tulajdonságok

- Gyenge savak, azonban savi jellegük az alkoholokénál sokkal erősebb.
- A fenolátion vizes oldatban az erős ásványi savaktól és a gyenge szénsavtól is protont vesz fel, így a fenol sójából már szénsavval is felszabadítható
- A fenolok alkálisói alkil-haogenidekkel éterekké alkilezhetők
- A fenolok metilezhetők diazometánnal és dimetil-szulfáttal aril-metil-éterek keletkezése közben.
- A fenolos hidroxilcsoport közvetlen észteresítéssel nem alakítható át, de a karbonsavkloridokkal és -anhidridekkel észterekké acilezhető.
- A kétértékű fenolok egyes képviselői reverzibilis reakcióban könnyen oxidálhatók. A reakció során kinonok keletkeznek.
- A fenolok, illetve fenolátion a hidroxilcsoport aktiváló hatásának köszönhetően készséggel reagálnak elektrofil reagensekkel. Így a fenolok orto- és para-szubsztituált származékai képződnek.

• Éterek

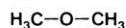
C-O-C funkciós csoporttal rendelkező vegyületek, így levezethetők a vízből, illetve az alkoholokból a hidrogénatomok alkilcsoportokkal történő helyettesítésével.

A szénhidrogénlánc lehet azonos vagy különböző, eszerint szimmetrikus vagy vegyes éterekről beszélhetünk.

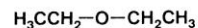
A szénhidrogénecsopott lehet nyílt láncú, gyűrűs, telített, telítetlen vagy aromás.

epoxid vagy oirán: a háromtagú gyűrűs éterek (oxigénatom is a gyűrű része)

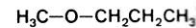
Pl.: dietil-éter, etilén-oxid, tetrahidrofuran, dioxin, dioxán



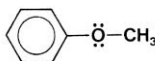
dimetil-éter



dietil-éter
(„éter”)



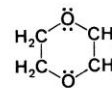
metil-propil-éter



fenil-metil-éter



etilén-oxid



dioxán

• Fizikai tulajdonságok

- Nem képesek egymással hidrogénkötést létesíteni, ezért az éterek az alkoholoknál alacsonyabb forráspontúak.
- oxigénatomjuk révén akceptorként kialakíthatnak hidrogénkötést, ezért vízzel jobban elegyednek, mint a megfelelő paraffinok.

- Kémiai tulajdonságok

- Igen stabilis vegyületek. Lúgok, híg savak és fémnátrium hatására nem szenvednek átalakulást.
- Az éterek oxigénatomja protonmegkötésre képes, tehát az éterek bázikus tulajdonságúak. Gyenge bázisok, protonálódásuk csak erős savak hatására következnek be.
- Dialkil-éterek erős savakkal melegítve C-O kötéshasadást szenvednek. Hidrogén-halogenid kétszeres feleslegének hatására alkil-halogenid képződik.

- Oxovegyületek

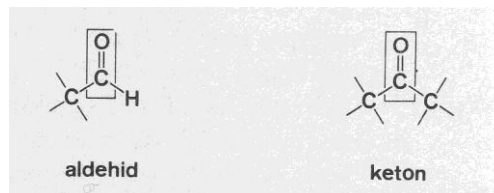
Egy szénhidrogén szénatomján lévő két hidrogénatomját oxigénatommal helyettesítjük.

oxocsoport: kettő kötésű oxigénatom

karbonilcsoport: C=O

A szénhidrogénrészlet alapján lehetnek telítettek, telítetlenek vagy aromásak, illetve nyílt láncúak és gyűrűsek.

Pl.: formaldehid, akrilaldehid, ketén,



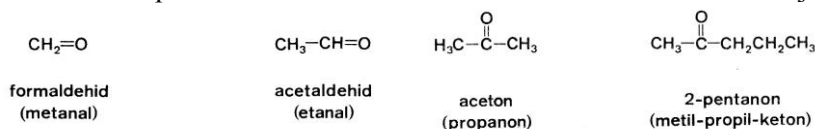
- Aldehidek

Az oxocsoport a molekula láncvégi szénatomjához kapcsolódik

formilcsoport: funkciós csoportjuk

- Ketonok

Az oxocsoport a molekula láncközi szénatomjához kapcsolódik



- Fizikai tulajdonságok

- Poláris szerkezete miatt a molekulák közötti dipól-dipól kölcsönhatások kialakulására van lehetőség.
- Olvadás- és forráspontja lényegesen magasabb, mint az azonos szénatomszámú szénhidrogéneké.
- Hidrogénkötés kialakítására nem képesek, ezért az alkoholokkal összehasonlítva alacsonyabb hőmérsékleten forrnak.
- A karbonilcsoport oxigénatomja akceptorként részt vehet hidrogénkötésben. Így a kisebb molekulatömegű oxovegyületek vízzel korlátlanul elegyednek.

- Kémiai tulajdonságok

- Vízaddícióval geminális diolok képződnek, amelyek vizes oldatban stabilisak, de tiszta állapotban nem izolálhatók.
- Alkoholokkal történő reakció során acetálok képződnek.
- Aminocsoportot tartalmazó vegyületekkel vízkilépés közben C=N kötés keletkezik és Schiff-bázisok, oximok, illetve hidrazonok képződnek.
- Hidrogén-cianid addíciója révén ciánhidrin keletkezik
- Grignard-reagens segítségével különböző rendű alkoholok állíthatók elő.
- Az aldehidek karbonsavakká oxidálhatók
- Az aldehidek és ketonok redukálószerekkel primer, illetve szekunder alkoholokká alakulnak
- Azok az aldehidek, amelyek a karbonilcsoport melletti szénatomon nem tartalmaznak hidrogénatomot, lúg hatására diszproporcionálódnak, karbonsavsó, illetve alkohol keletkezik.
- A karbonilcsoport melletti szénatomon lévő hidrogén gyengén savas karakterű, ezért az oxovegyületek C-H savként viselkednek.
- Halogének hatására a karbonilcsoport melletti szénatomon egy hidrogén halogénnel helyettesíthető

- A karbonilcsoport melletti szénatomon hidrogént tartalmazó aldehidek lúggal az aldoladdíciót adják.

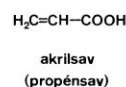
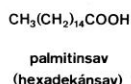
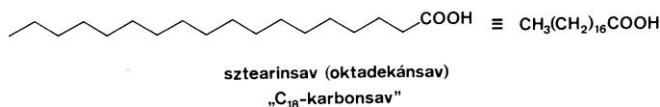
• Karbonsavak

Karboxilcsoportot (-COOH) tartalmazó vegyületek.

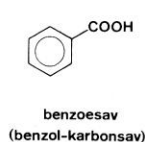
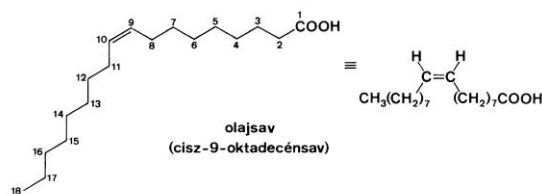
a) Egyértékű karbonsavak

H-COOH	CH ₃ -COOH	CH ₃ CH ₂ COOH	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH
hangyasav (metánsav)	ecetsav (etánsav)	propionsav (propánsav)	vajsav (butánsav)

Csoportosíthatjuk őket az alap szénhidrogén nyílt láncú, vagy gyűrűs, illetve telített, telítetlen, vagy aromás jellege szerint. Különbséget tehetünk a karboxilcsoportok száma szerint is.



Pl.: hangyasav (metánsav HCOOH),
ecetsav (etánsav, CH₃COOH), vajsav
(butánsav, CH₃CH₂CH₂COOH)



• Zsírsavak

Nyílt láncú, telített monokarbonsavak

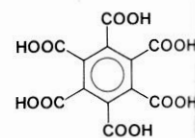
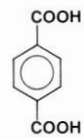
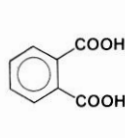
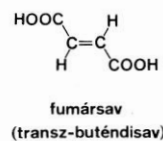
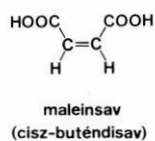
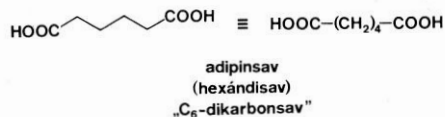
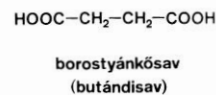
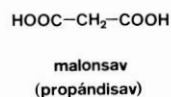
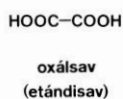
• Fizikai tulajdonságok

- Olvadás- és forráspontja az azonos molekulatömegű alkoholokénál is magasabb, mert a karbonsavak hidrogénkötéssel gyűrűs dimerekké kapcsolódnak össze.
- A kisebb molekulatömegű oxovegyületek vízzel korlátlanul elegyednek. A szénlánc növekedésével az oldhatóság csökken.
- Az illékony karbonsavak jellegzetes illatúak, a kisebb szénatomszámúak szúrós szagúak, a közepes molekulatömegűek kellemetlen illattal rendelkeznek.

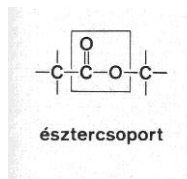
• Kémiai tulajdonságok

- Az alkoholoknál sokkal erősebb savak. Gyenge bázisokkal is sót képeznek.
- A karbonsavak alkoholokkal egyensúlyi reakcióban észtereshíthetők.
- Karbonsav-kloridokkal karbonsav-anhidridekké alakulnak
- Redukciós módszerekkel a karbonsavakból primer alkoholokat nyerhetünk.
- hevítés hatására szén-dioxid-vesztéssel szénhidrogén képződik
- A karboxilcsoport melletti szénatom foszfor halogenidekkel halogénezhető

b) Két- és többértékű karbonsavak



• Észterek



• Nitrogéntartalmú szerves vegyületek

Szervetlen nitrogénvegyület	Szerves nitrogénvegyület	Izoelektronos szénhidrogén	Funkciós csoport	Név
$\text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H}$ H	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}-\text{H}$ H	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{H}$ H	$\text{C}-\ddot{\text{N}}-\text{H}$ H	primer amin
	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}-\text{CH}_3$ H	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3$ H	$\text{C}-\ddot{\text{N}}-\text{C}$ H	szekunder amin
	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}-\text{CH}_3$ CH ₃	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3$ CH ₃	$\text{C}-\ddot{\text{N}}-\text{C}$ C	tercier amin
$\text{H}-\overset{\oplus}{\text{N}}(\text{H})-\text{H}$	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\oplus}{\text{N}}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}^+-\text{CH}_3$ CH ₃	$\text{C}-\overset{\oplus}{\text{N}}-\text{C}$ C	kvaterner ammóniumion
$\text{H}-\ddot{\text{N}}(\text{H})-\ddot{\text{N}}(\text{H})-\text{H}$	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}(\text{CH}_3)-\ddot{\text{N}}(\text{CH}_3)-\text{H}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H}$ H ₃ C CH ₃	$\text{C}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{N}}-\text{C}$ C C	alkil-hidrazin
$\text{H}-\text{N}=\text{N}-\text{H}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{N}=\text{N}-\text{CH}_3$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{H}$ H ₃ C H	$\text{C}-\text{N}=\text{N}-\text{C}$	azovegyület
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}:$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	$\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}:$	nitril
$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$		$\text{C}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$	nitrit
	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{H}$ H H	$\text{C}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$	nitrozevegység
$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\overset{\oplus}{\text{N}}(\text{O}^-)-\text{H}$	$\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{O}}-\overset{\oplus}{\text{N}}(\text{O}^-)-\text{H}$		$\text{C}-\ddot{\text{O}}-\overset{\oplus}{\text{N}}(\text{O}^-)-\text{H}$	nitrát
	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\oplus}{\text{N}}(\text{O}^-)-\text{H}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}^+-\text{C}-\text{H}$ H H	$\text{C}-\overset{\oplus}{\text{N}}(\text{O}^-)-\text{H}$	nitrozevegység

szénhidrogénnél.

• Aminok

Az ammónia alkilezett származékai, vagyis az ammónia egy, két vagy mindjárom hidrogénatomjának valamilyen

szénhidrogénecsoporttal történő helyettesítésével vezethetők le.

Az alkilezés mértéke szerint megkülönböztethetünk primer, szekunder és terciér aminokat.

kvaterner ammóniumsó: Az ammóniumionhoz hasonló szerkezetű amin.

Az aminocsoportok száma szerint egyértékű, kétértékű és többértékű aminok.

A szénlánc jellege szerint telített, telítetlen vagy aromás aminok.

Pl.: metil-amin, anilin

• Fizikai tulajdonságok

- szobahőmérsékleten a metil-aminok és az etil-amin gáz halmazállapotú, a közepes szénatomszámúak folyadékok, a nagyobb molekulák kristályosak.

- A primer és szekunder aminok molekulái között erős N...H típusú hidrogénkötés alakul ki, ezért ezek olvadás- és forráspontja az aminokét meghaladja. A terciér aminok nem képesek hidrogénkötése asszociátumok kialakítására, ezért olvadás- és forráspontjuk nem sokkal magasabb a megfelelő

- A kisebb szénatomszámú aminok vízben jól oldódnak, a nagyobbak az apoláris szénhidrogénjelleg uralkodóvá válása miatt egyre kevésbé.

- Az illékony aminok jellegzetes, kellemetlen illatú vegyületek.

- Kémiai tulajdonságok

- Az ammónia és az aminosavak szerkezeti rokonságából következik, hogy az aminosavak a nitrogénatomon lévő magános elektronpár következtében bázikus tulajdonsággal rendelkeznek. Ezért vizes oldatuk lúgos kémhatású és erős savakkal sókat képeznek.
- Az alkil-halogenidok az aminosavakat alkilezik és magasabb rendű aminosavak képződnek.
- Karbonsavkloridok, anhidridok és észterek az anionokat karbonsavamidokká acilezik.
- Az aminosavakat szulfonsav-kloridok is acilezik szulfonamidok képződése közben.
- Kvaterner ammónium-hidroxidok hevítésével eliminációs reakció játszódik le, alkén és tercier amin képződik.
- Aromás aminosavak salétromsav hatására arildiazóniumsókká alakíthatók.
- Aril-aminok elektrofil reagensekkel készségesen reagálnak.

- *Amidok*

A karboxilcsoport hidroxilcsoportját NO_2 -csoporttal helyettesítjük.

kvaterner ammóniumsó: Az ammóniumionhoz hasonló szerkezetű amin.

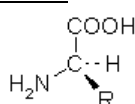
Az aminocsoportok száma szerint egyértékű, kétértékű és többértékű aminok.

A szénlánc jellege szerint telített, telítetlen vagy aromás aminok.

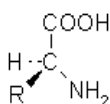
- Kémiai tulajdonságok

- A poláris N-H kötés miatt az amidok gyenge savként viselkednek.

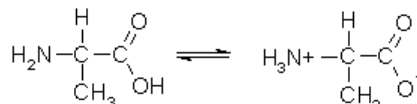
- *Aminosavak*



alfa-D-aminosav



alfa-L-aminosav



ikerionos szerkezet

- Peptidek

