

1. Általános Kémia

1.1 A kémia alapjai

A **kémia** a vegyi anyagok tulajdonságaival és azok változásaival foglalkozik. A **vegyi anyagok** olyan anyagok, amelyek meghatározott összetételűek.

A **kémiai reakció** olyan folyamat, amelyben egy vagy több anyag megváltozik és egy vagy több különböző anyag keletkezik, melynek során atomok közötti kötések szakadnak fel, és új kötések alakulnak ki.

A **reaktáns** egy olyan anyag vagy molekula, amely részt vesz a kezdeti kémiai reakcióban.

A **termék** olyan anyag, amely a kémiai reakcióban keletkezik.

Az **intenzív tulajdonságok**, mint a hőmérséklet, olyan jellemzők, amelyek nem függenek a minta mennyiségétől és kiegyenlítődsre törekszenek.

Az **extenzív tulajdonságok**, például a hossz és a térfogat, olyan értékek, amelyek a minta méretétől függenek és összeadódnak.

A **fizikai tulajdonságok** nem függenek a kémiai összetételtől.

A **kémiai tulajdonságok** a kémiai összetételtől függenek.

A **tömegmegmaradás törvénye** megállapítja, kémiai reakciókban a kiindulási anyagok és a termékek teljes tömege megegyezik.

Az **atomok** az anyag rendkívül apró egységei, amelyek meghatározzák tulajdonságaikat. Az **elemek** azonos atomokból felépülő anyagok, amelyek fizikai és kémiai tulajdonságaikban megegyeznek. Minden elemet jellemez az atomjai tömege. Ugyanannak az elemnek az atomjai azonos tömegűek, de a különböző elemek atomjai különböző tömegűek. A **többszörös súlyviszonyok törvénye** kimondja, hogy azonos elemeket tartalmazó, de különböző összetételű vegyületekben az összetevők aránya mindig kifejezhető kis egész számok arányával. **Vegyületek** olyan tiszta anyag, amely két vagy több elem atomjaiból képződnek, és fizikai vagy kémiai tulajdonságaik nincsenek közvetlen kapcsolatban egyik alkotójuk elemével sem.

1.2. Az atomok szerkezete

Az atomok további részecskékre bonthatók, melyeket **szubatomos részecskének** nevezik. Ezek a kémiailag legfontosabb részecskék az **elektronok**, a **protonok** és a **neutronok**.

Az **elektron** az atom olyan elemi részecskéje, amelynek tömege és negatív töltése van.

Protonok és neutronok alkotják az **atommagot**. Az atommag adja az atom szinte teljes tömegét mind és a pozitív töltést, de csak nagyon kis hányada az atom térfogatának.

A **neutron** egy szubatomi részecske, amelynek nincs töltése.

A **proton** egy olyan szubatomi részecske, amely pozitív töltésű. Az elemek különböznek egymástól az atomjaik által tartalmazott protonok számában. Az atomok protonszáma határozza meg az atomszámot. **Atomszám (Z)** a protonok száma az atom magjában; az atomszám azonos az elem összes atomjánál.

Minden atom tartalmaz protonokat és elektronokat. A legtöbb atomban neutronok is vannak. Protonok és neutronok alkotják a pozitív töltésű, igen kis térfogatú, de az atom tömegét meghatározó atommagot, míg az elektronok töltik ki a magot körülvevő, a mag térfogatához viszonyítva jelentős területet.

Minden atommagot jellemezhetünk az atomszámával és a tömegszámával is. A **tömegszám (A)** megegyezik az atommag részecske számával, vagyis a protonok (Z) és neutronok (N) teljes számával. Tehát **A = Z + N**.

Valamennyi elem atomjai azonos atomszámúak, az ugyanolyan számú protonok miatt. Ugyanazon elem atomjait, amelyek különböző számú neutronot tartalmaznak, **izotópoknak** nevezik.

Az elem összes izotópjának azonos az atomszáma. Atomtömegük azonban nem azonos, mert az egyes izotópok atommagjának neutronszáma különböző.

Az instabil atommagok részecskék és/vagy energia termelése közbeni lebomlását **radioaktivitásnak** nevezik.

Az atom szerkezetének jelenlegi legjobb értelmezéséhez a **kvantummechanikai modell** nyújt segítséget. A modell alap gondolata azt használja fel, hogy minden részecskéhez hullámsajátság is tartozik, így az elektronok mozgása hullám terjedésével jár együtt. Az atomokban lévő elektronokkal kapcsolatos jelenségek ezért hullámmozgást leíró függvényekhez hasonlóan tárgyalhatók. Az elektron **legvalószínűbb térbeli tartózkodási helye** adható meg az atommag környezetében. A különböző energiájú elektronok eltérő tartózkodási valószínűséggel jellemezhetők. Ezeket tekintjük az elektronok „pályáinak”, **atomorbitáloknak**.

Az atomban található minden elektron **négy kvantumszámmal** írható le (n, l, m_l and m_s), amelyek meghatározzák az elektron energiáját, térbeli elhelyezkedését.

A fő kvantumszám (n) az elektron energiáját határozza meg a főhéjban. Lehetséges értékei: $n = 1, 2, 3 \dots 7$. Ha az elektron távolabb helyezkedik el az atommagtól, akkor az n értéke nagyobb, az elektron energiája is nagyobb.

A mellékkvantumszám (l) meghatározza az atomorbitálok háromdimenziós alakját. Az olyan orbitálokra, amelynek fő kvantumszáma n , a mellékkvantumszám tetszőleges 0-tól $n-1$ értékig terjedhet. A mellékkvantumszám a **főhéjban** belüli lehetséges **alhéjak** számát (és energiáját) írja le. Az alhéjakat betűvel is jelöljük: s ($l=0$), p ($l=1$), d ($l=2$) és f ($l=3$).

A mágneses kvantumszám (m_l) meghatározza az orbitál térbeli orientációját. Az olyan orbitálra, amelynek mellékkvantumszáma l , az m_l mágneses kvantumszám lehet tetszőleges érték $-l$ -től $+l$ -ig. Így minden egyes alhéjban belül (ugyanolyan alakú vagy l értékű orbitálok) az adott pályának különböző térbeli orientációi lehetnek.

Az elektronok szabadon foroghatnak az óramutató járásával megegyező irányba vagy az óramutató járásával ellentétes irányban. A spinkvantumszám (m_s) az elektron saját momentumát jelöli, amelynek két értéke lehet: $+1/2$ vagy $-1/2$.

Az elektronhéjak felépülésének törvényei:

1. Az elektronok az atomorbitálokat növekvő energia sorrendjében töltik be, melynek következtében kialakul az atomokra jellemző elektronkonfiguráció. Ezt a törvényszerűséget az energiaminimumra törekvés elvének hívjuk. Az elektronok az atom lehető legkisebb energiájú pályáinak betöltésével a legstabilabb alapállapotot hozzák létre. Minden más elektronkonfiguráció gerjesztett állapotnak felel meg, melyből energia (foton) kibocsátásával az atom elemi állapotba kerül vissza.

2. A Pauli-féle tilalmi elv szerint egy atomon belül nem lehet két olyan elektron, amelyek kvantumszámai azonosak. Az atomon belüli elektronokra jellemző kvantumszámok közül legalább az egyik eltér a többitől. Egy atomon belül két azonos energiájú elektron nem létezhet. A Pauli-féle tilalmi elv segítségével meghatározhatjuk az egyes fahéjakban és alhéjakban lévő elektronok maximális számát. Így pl. az 1-es főkvantumszámú elektronhéjban 2 elektron, a 2-es főkvantumszámú elektronhéjban 8 elektron, a 3-as főkvantumszámú elektronhéjban 18 elektron, a 4-es főkvantumszámú elektronhéjban pedig 32 elektron foglalhat helyet.

3. A Hund-féle szabály szerint az elektronok a p-, d- és f-alhéjak orbitáljait egyenként töltik be párosítatlan spinnel mindaddig, amíg az alhéj félig fel nem töltődik. Ennek megfelelően ezek az alhéjak csak 3, 5 vagy 7 elektron beépülése után alakíthatnak ki párosított spinű elektronpárokat; a párosítatlan elektronok száma mindig maximális, ezért a Hund-féle szabályt néha a maximális multiplicitás elvének is nevezzük.

Az elemek periódusos rendszere: Az atomok elektronkonfigurációja **periodikus változást** mutat a növekvő rendszám függvényében. A külső, jellegzetes elektronkonfigurációk ismétlődése eredményezi az elemek fizikai és kémiai tulajdonságainak periodikus jellegét. A modern periódusos rendszer alapját az alhéjak energiaszint-sorrendje képezi: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$

Az elemek csoportosítása: A periódusos rendszerben az atomok növekvő rendszám szerint vízszintes **periódusokban** és függőleges **oszlopokban** helyezkednek el. A külső elektronkonfiguráció alapján beszélhetünk az **s-mező** elemeiről (*alkálifémek és alkáliföldfémek*), a **p-mező** elemeiről (*bórcsoport, széncsoport, nitrogéncsoport, oxigéncsoport, halogének és nemesgázok*), a **d-mező** elemeiről (*átmenetifémek*) és az **f-mező** elemeiről (*lantanoidák és aktinoidák*). Az s- és p-mező elemei a periódusos rendszer *főcsoportjait* alkotják, míg a d-mező elemei a *mellékcsoportokat*.

A külső elektronkonfiguráció segítségével meg tudjuk magyarázni az azonos oszlopba tartozó elemek rokonságát is. Így pl. az alkálifémek hasonló kémiai tulajdonságai az azonos külső elektronkonfigurációnak (ns^1) tulajdoníthatóak. A főcsoport elemeinek külső héján lévő elektronokat (ns -, ill. np -alhéjak) **vegyértékelektronoknak** is nevezzük, mivel ezen atomok kémiai kötéseinek kialakításában vesznek részt.

Periodikus tulajdonságok: A **periodikus törvény** alapja, hogy a növekvő rendszám szerint elrendezett elemek jellegzetes fizikai és kémiai sajátságai periodikusan változnak. Az **atomok mérete** és a periódusos rendszerben elfoglalt helye között határozott összefüggés van. Egy perióduson belül a rendszám növekedésével *csökken* az atomátmérő. A periódusos rendszer oszlopaiban a méret általában a növekvő rendszámmal *nő*.

Azt az energiát, amely ahhoz szükséges, hogy a gáz állapotú atomból egy elektront eltávolítsunk kation keletkezése közben, az atom **ionizációs energiájának** (E_i) nevezzük. Az elektron eltávolításához mindig energia befektetés szükséges, értékét 1 mól anyagmennyiségre vonatkoztatjuk (egysége: kJ/mol). Általában egy periódus mentén haladva *nő* az ionizációs energia a rendszám növekedésével, az oszlopokban lefelé haladva *csökken*. A kötésben lévő atomok elektronvonzó képessége az **elektronegativitás** értékekkel jellemezhető. Az egyes periódusokban balról jobbra haladva fokozatosan *nő*, az oszlopokban lefelé haladva *csökken* az elektronegativitás értéke.

1.3. Kémiai kötések

Kémiai kötések típusai: intramolekuláris kölcsönhatások, mint ionos, kovalens és fémes kötések valamint intermolekuláris kölcsönhatások formájában, mint London-féle diszperziós erők, dipólus-dipólus kölcsönhatások és hidrogénkötések.

A **molekula** a legkisebb részecske egy kémiai elemben vagy vegyületben, amelyek összessége az adott elem vagy vegyület kémiai tulajdonságait adja. Két vagy több atom kovalens kötéssel való összekapcsolódásával képződő anyagi egység.

Tapasztalati képlet egy olyan kémiai képlet, amely a vegyület összetételét mutatja a relatív számok és az atomok fajtái tekintetében a legegyszerűbb arányban.

Molekula képlet egy olyan kémiai képlet, amely megmutatja egy molekula atomjainak valódi számát és fajtáját, de nem az atomok elrendezését.

Oktet szabály a kémiai kötélmélet fogalma, amely szerint a főcsoportbeli elemek olyan vegyületeket alkotnak, melyekben nyolc elektron helyezkedik el a külső elektronhéjukon.

Az ionkötés: Az ionos szilárd anyagok kristályaiban pozitív és negatív töltésű ionok találhatóak. Az összetartó erő az ellentétes töltésű részecskék közötti elektrosztatikus vonzás. **Kationok** létrehozásához, azaz elektronok kiszakításához ionizációs energia befektetésére van szükség. **Anionok** képződése (elektronfelvétel) általában energia felszabadulással jár (elektronaffinitás).

Az **ionkristály kialakulását** tekintjük át a NaCl példáján. A nátriumatom 3s-orbitálján levő elektron eltávolításához ionizációs energia befektetése szükséges ($E_i > 0$), miközben az atom mérete jelentősen csökken és nátriumion keletkezik. A klóratomból elektronfelvétellel kloridion képződik. A folyamat energia felszabadulással jár ($E_{\text{aff}} < 0$), miközben a kloridion mérete jelentősen megnő. A kloridion képződésekor felszabaduló energia nem fedezi a nátriumion kialakításához szükséges energiát. A nátrium-klorid-kristályrács kialakítása azonban további energia felszabadulással jár. Az ellentétes töltésű ionok az elektrosztatikus vonzóerő következtében közelednek egymáshoz, ionrácsot alkotnak, potenciális energiájuk csökken, és ezzel újabb energia, **rácsenergia** szabadul fel. A rácsenergia ugyanis a kristályrácsban található, különböző távolságban lévő – tehát nemcsak a szomszédos-kationok és anionok közötti vonzóerőket, valamint az azonos töltések közötti taszítóerőket egyaránt magában foglalja.

A kovalens kötés: A kovalens kötés kialakulása során a szabad atomokból molekulák jönnek létre, amelyekben az elektronok új elrendeződése a kovalens kötés képződésének felel meg. A molekulák ezzel stabilabb állapotba kerülnek, mivel a molekulák alacsonyabb energiájú rendszerek, mint a különálló atomok.

A kovalens kötés klasszikus értelmezése alapján a vegyülő atomok **párosítatlan spinű elektronjai páronként egy kovalens kötést hoznak létre**. Azokat az elektronpárokat, amelyek nem vesznek részt a molekula kötéseinek kialakításában, **szabad vagy nemkötő elektronpároknak** nevezzük. Az így leírt molekulaszervezetet **Lewis-féle szerkezetnek** tekintjük, ahol az elektronokat pontokkal (az elektronpárokat esetleg vonalakkal) jelöljük. A többszörös kovalens kötésű molekulákban a **kettős kovalens kötést** két, a **hármas kovalens kötést** három vegyértékelektronpár hozza létre. A Lewis-féle szerkezetek felírásánál is követjük az atomok nemesgáz-konfigurációra törekvését.

Kovalens kötésben az elektronok új elrendeződése, két atommaghoz való tartozása a potenciális energia csökkenését eredményezi. Ahogy az atommagok közelednek egymáshoz és az elektronok spinje ellentétes (azaz a vegyértékelektron-pár párosított spinű) a rendszer potenciális energiája minimumot ér el. Ha az atommagok a kovalens kötéshossznál közelebb kerülnének, megnő a magok közötti taszítóerő. A **kovalens kötés hossza** a két atom közötti távolság minimális potenciáljukon; a két kötő atom atomjai közötti átlagos távolság.

A különböző atomok között kialakult kovalens kötésekét kísérletileg meghatározható kovalens kötéshosszal vagy kötéstávolsággal és a **kötési energiával** jellemezhetjük. A kötési energia értékei a potenciális energia minimumának felelnek meg, egy mólnyi adott típusú kovalens kötés képződésekor szabadulnak fel. A többszörös kovalens kötések az atomok szorosabb kapcsolatát jelentik, mivel jelentősen rövidül a kötéshossz. Erre utal a képződéskor felszabaduló kötési energia egyre negatívabb értéke is.

A kovalens kötést alkotó közös elektronpár mindkét atomhoz tartozik. Az elektronsűrűség eloszlása a két atommag erőterében egyenletes az olyan kétatomos molekulákban, mint pl. a H_2 , Cl_2 és O_2 . Ezekben a molekulákban **apoláris vagy nempoláris kovalens kötés** alakul ki. A kovalens kötés különböző atomok között már nem egyenletes elektronsűrűséget, hanem részlegesen pozitív (δ^+) és részlegesen negatív (δ^-) eloszlást hoz létre. A poláris kovalens kötés kialakulása **dipólus molekula** létrejöttét eredményezi, megfelelő molekulageometria esetén. Jellegetes dipólus molekulák a hidrogénhalogenidok (pl. HCl) vagy a H_2O . Ezek további külső hatásra (pl. HCl-gáz oldása vízben) részben ionos vegyületté alakulhatnak át. Az ionkötésben a pozitív és negatív töltések elkülönültek, a kialakult kationok és anionok önálló egységként léteznek. A molekulában lévő kovalens kötéssel összekapcsolt atomok **elektronegativitás különbsége** a kötés apoláris vagy poláris jellegére utal. Ha az elektronegativitás különbsége 0,6-nél kisebb, a kötés lényegében apoláris kovalens, ha 0,6-2,1 között van, poláris kovalens, ha 2,1-nél nagyobb, ionkötés jön létre. Többatomos, **összetett ionok** a p-mező atomjainak kovalens kötéssel kialakított anionjai (pl.: CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , SiO_4^{4-} , PO_4^{3-}).

Fémes kötés: A fémek jellegzetes tulajdonságai a „fémes fény” (szürke szín), kovacsolhatóság és nyújthatóság. Vékony szálak, lemezek és fóliák készíthetők a fémek többségéből. Sűrűségük viszonylag nagy. A fémek jól vezetik a hőt és az elektromosságot. Általában redukálószer, ezért vegyületeikben pozitív fémionként találhatók.

A fenti tulajdonságokat magyarázza a fémes kötés sávmélete. A fémek többségében (*s*- és *d*-mező elemei) a legkülső elektronhéjon (legmagasabb energiaállapotban) egy vagy két *s*-elektront találunk. Amikor a fématomok közelednek egymáshoz, kialakul a fémekre jellemző, szoros illeszkedésű kristályszerkezet. A legkülső héjon lévő elektronok, az ún. *vegyértékelektronok energiaszintjei módosulnak*, egymáshoz közelálló energiaszintű delokalizált elektronok sorozata alakul ki. Ha igen sok fématom helyezkedik el a fémrácsban, akkor a delokalizált elektronok energianívói annyira közel lesznek egymáshoz, hogy *energiasávot* alkotnak. Az energiasávban az elektronok viszonylag szabadon mozognak „**elektrontengerként**”, míg a pozitív töltésű fémionok rögzítve találhatók a fémrácsban.

Másodlagos kémiai kötések: A molekulák között vonzóerők hatnak, amelyek összetartják a molekulákat, kialakítva az anyagok folyadék vagy szilárd halmazállapotát. A molekulák közötti kölcsönhatás erősségét tükrözik az olyan fizikai tulajdonságok, mint az olvadáspont vagy forráspont is. Az intermolekuláris erők három alapvető típusát ismerjük: a leggyengébbek a London-féle erők, erősebb kölcsönhatás figyelhető meg a dipólus molekulák között, míg a legerősebb intermolekuláris kapcsolat a hidrogénkötés. A kölcsönhatás közelítő energiája az előbbi kettőre 0,1–10 kJ/mol, míg a hidrogénkötésre 10–50 kJ/mol. Az elsődleges kémiai kötések ennél jóval erősebbek, az ionos vagy kovalens kötések energiája 100–1000 kJ/mol tartományban van.

A **London-féle erők** az *apoláris atomok* vagy *molekulák* közötti vonzóerőt jelentik. Ezt a molekulák *pillanatnyi polarizációja* okozza. A polarizációt az elektronfelhő mag körüli rezgései, valamint a molekulák ütközésekor kialakuló átmeneti deformáció alakítja ki. Az így kialakult átmeneti dipólusok közötti vonzással magyarázható a molekulák kölcsönhatása.

Dipólus-dipólus kölcsönhatások poláris molekulák között alakulnak ki. Az eltérő elektronegativitású atomok között kialakuló kovalens kötés poláris, ami megfelelő molekulageometria esetén, poláris (dipólus) molekula létrejöttét eredményezi.

A dipólus molekulák úgy orientálódnak, hogy ellentétes töltésű centrumaik kerülnek egymás közelébe. A dipólus molekulák kölcsönhatása rendezett szerkezetet alakíthat ki folyékony vagy szilárd halmazállapotban. A dipólus-dipóluskölcsönhatások irányítottak, a molekulák szorosabb és térben közelebbi kapcsolatát jelentik a London-féle erökhöz képest.

A **hidrogénkötés** a legerősebb intermolekuláris kölcsönhatás. Amikor a hidrogénatom kovalens kötéssel kapcsolódik kisméretű és nagy elektronegativitású atomhoz (F, O vagy N), akkor a létrejött kötés nagymértékben poláris. Az ilyen hidrogénatomnak részleges pozitív töltése van és számottevő kölcsönhatásra képes a szomszédos molekula elektronegativ atomjának nemkötő elektronpárjával. A HF molekulái között fellépő hidrogénkötés a legerősebb, mivel a fluoratom a legelektronegatívabb elem.

1.4. Halmazállapotok

Anyagfajták áttekintése: Az anyagok felosztása a kémiában elsődlegesen összetétel és tulajdonságok alapján történik: tiszta anyagokra és keverékekre. A *tiszta* anyagok összetétele és tulajdonságai állandóak. Két csoportjuk van: az elemek és a vegyületek. **Vegyületek** olyan összetett anyagok, amelyekben az alkotó atomok kémiai kötéssel kapcsolódnak össze, ezért arányuk szigorúan állandó. Pl. a vízben mindig két hidrogénatom kapcsolódik egy oxigénatommal, ezért a hidrogén és az oxigén tömegaránya mindig 1:8. A vegyület tulajdonságai lényegesen különböznek az alkotórészek eredeti tulajdonságaitól. Az **atomok** a kémiailag legegyszerűbb részecskék, amelyek – a szokásos

kémiai folyamatokban – nem alakíthatók át. **Ionoknak** az elektromosan töltött atomokat és molekulákat nevezzük. Az elektronleadással képződött pozitív töltésű ionok a **kationok**, az elektronfelvétellel kialakult negatív töltésű részecskék az **anionok**. Azokat az anyagokat, amelyekben feszültségkülönbség hatására ionok mozdulnak el, és ezek vezetik az elektromos áramot, **elektrolitoknak** tekintjük. A **nemelektrolitok** nem állnak ionokból, még olvadékuk sem vezeti az elektromos áramot.

A **molekula** pontosan meghatározott összetétellel, fizikai és kémiai tulajdonságokkal rendelkezik. A molekula továbbépítése vagy megbontása a kémiai sajátságok minőségi változását vonja maga után. A **molekulaképlet** a molekulában szereplő elemek atomjainak valódi számát tartalmazza. A **mól** azt az anyagmennyiséget jelöli, amely $6,022 \times 10^{23}$ egységet (atomot, molekulát, iont stb.) tartalmaz. A $6,022 \times 10^{23}$ számot **Avogadro-állandónak** nevezzük. Az SI-rendszerben a *mól* anyagmennyiség, amely annyi elemi egységet tartalmaz, mint ahány szénatom van 0,012 kg tiszta ^{12}C -nuklidban. Ez számszerűleg megegyezik az Avogadro-állandóval. Az elem 1 mólját tartalmazza az elemnek az a grammban kifejezett mennyisége, amely számszerűen az illető elem atomtömegével egyenlő.

Az anyagok igen sokféle **keveréket** alkotnak. Ezekben az egyes összetevők, amelyek lehetnek elemek és/vagy vegyületek, legtöbb jellemző tulajdonságukat megtartják. A keverék összetételét tetszőlegesen választhatjuk meg, a tulajdonságok az összetételtől függenek. A **homogén keveréket**, amelyben az összetétel állandó (pl. vizes oldatok, gázkeverékek) *elegynek* nevezzük. A **heterogén keverékben** az alkotórészek jól megkülönböztethetők.

Állapotjelzők: Az anyagok gázhalmazállapota három állapotjelzővel, *a nyomással (P), a térfogattal (V) és a hőmérséklettel (T)* egyértelműen jellemezhető azonos számú molekulát (*n*) tartalmazó gáz esetén. A nyomást (P) pascalban ($\text{Pa} = \text{N} \cdot \text{m}^{-2}$), a térfogatot (V) m^3 -ben, a hőmérsékletet (T) kelvinben ($\text{K} = ^\circ\text{C} + 273,15$) kell kifejezni SI egységekként. Az anyagmennyiség (*n*) egysége a mol.

Gáztörvények: Az állapotjelzők értéke nem független egymástól. Az állapotjelzők közötti összefüggéseket az ideális gázokra alkalmazott gáztörvények írják le.

Boyle törvénye a nyomás-térfogat összefüggése állandó hőmérsékleten. Állandó hőmérsékleten adott mennyiségű gáznyomásának és térfogatának szorzata állandó:

$$PV = k \quad (\text{ha } T \text{ és } n = \text{állandó}), \text{ vagyis a gáz térfogata fordítottan arányos a gáz nyomásával.}$$

Charles törvénye a térfogat-hőmérséklet összefüggés állandó nyomáson. Állandó nyomáson adott mennyiségű gáz térfogata egyenesen arányos a gáz hőmérsékletével:

$$V = k' T \text{ vagy } \frac{V}{T} = k' \quad (\text{ha } P \text{ és } n = \text{állandó})$$

Avogadro törvénye kimondja, hogy azonos nyomású és hőmérsékletű gázok azonos térfogatai azonos számú molekulát tartalmaznak. A gázok térfogata (V) tehát arányos a molekulaszámmal (*n*), ha a nyomás és a hőmérséklet állandó.

$$V = k'' n \text{ vagy } \frac{V}{n} = k'' \text{ , ahol } k'' = \text{állandó}$$

Az **ideális gáztörvényben** Boyle, Charles és Avogadro törvényének egyesítésével olyan összefüggéshez jutunk, amely az ideális gáz három állapotjelzője (P, V, T), valamint a gáz mólban kifejezett anyagmennyisége (*n*) közötti viszonyt írja le: $PV = nRT$

A gázok mennyisége összehasonlítható, ha térfogatukat állandó nyomásra és hőmérsékletre vonatkoztatjuk. Kísérleti tapasztalatok szerint bármely *ideális gáz 1 móljának térfogata 273,15 K (0°C) hőmérsékleten és 0,1 MPa nyomáson 22,41 dm³.*

A standard nyomás és hőmérséklet, valamint az ezekhez tartozó standard térfogat ismeretében kiszámíthatjuk az ideális gáztörvényben szereplő R gázállandó értékét standard körülményekre:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(101325 \text{ N/m}^2) (0,0224136 \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol}) (273,15 \text{ K})} = 8,31433 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

A kristályos anyagok tulajdonságai: A szilárd anyagok szerkezeti rendezettségük alapján amorf és kristályos szilárdtestekre oszthatók. Az **amorf anyagokat** (pl. üveg, műanyagok) felépítő atomok, molekulák vagy ionok ismétlődő, szabályos térbeli elrendeződést nem mutatnak, részleges rendezettségük folytán megszilárdult folyadékoknak tekinthetők. Az amorf anyagok izotropok, tulajdonságaik a tér minden irányában azonosak.

A **kristályos szilárd anyagokat** felépítő részecskék szabályszerű, periodikusan ismétlődő, meghatározott szerkezetű térrácsot alakítanak ki. A kristályok általában **anizotropok**. Az anizotrop kristályok, bárkémiai összetételük homogén, sajátságainak egy része (pl. fénytörés, elektromos vezetőképesség, mágneses sajátságok) az iránytól függ.

A kristályrácsok típusai: A kristályos anyagok a rácspontokban elhelyezkedő részecskék és a közöttük kialakuló kölcsönhatások szerint csoportosíthatók.

A kristályos anyagok számos tulajdonsága (keménység, nyújthatóság, vezetőképesség, olvadáspont) a rácspontokban elhelyezkedő részecskéktől és a közöttük lévő kölcsönhatásoktól függ. Ezek a tulajdonságok azonban viszonylag széles határok között változhatnak még azonos rács típus esetén is. A kristályok egy adott rács típuson belül (fémrács, ionrács stb.) is különbözhetnek, mégpedig a felépítő részecskék térbeli elrendeződésében. Az **elemi cella** a térrács azon legkisebb egysége, amelynek szabályos, periodikus ismétlődéseivel a kristályrács felépül. Az egyszerű elemi cellában a részecskék a térbeli alakzatnak (pl. kocka) csak a csúcsait foglalják el, míg más elemi cellákban a térbeli alakzatok lapjain és belsejében is előfordulnak a rácstól felépítő részecskék.

Molekularácsos kristályok: A molekularácsos kristályok rácspontjain molekulák vannak, amelyek között másodrendű kötések hatnak. Miután a rácenergia a másodrendű kötésből adódik, ezért a molekularácsos kristályokat a moláris tömegükhöz képest alacsony olvadáspont, forráspont, kis keménység jellemzi. Sem kristályuk, sem az olvadékuk nem vezet az elektromos áramot.

Ionrácsos kristályok: Az ionrácsos kristályokban a rácspontokon ellentétes töltésű ionok vannak. Az ionkristályokban a rácenergia nagyságát az elsőrendű kémiai kötés, az ionkötés erőssége határozza meg, ezért az ionkristályok általában magasabb olvadáspontúak, nagyobb keménységűek, mint a molekularácsos kristályok. Szilárd halmazállapotban az elektromos áramot nem vezetik, de olvadékukban szabadon mozgó ionok vannak, és vezetnek az elektromos áramot.

Atomrácsos kristályok: Az atomrácsos kristályok rácspontjain atomok találhatók, amelyek kovalens kötéssel kapcsolódnak össze. Az elsőrendű kovalens kötés miatt az atomrácsos kristályok rácenergia nagy, ezért ezek a kristályok magas olvadáspontú, nagy keménységű, kémiai hatásoknak is ellenálló anyagok. A valódi atomrácsos kristályok nem vezetnek az elektromos áramot.

Fémrács: A fématomokat a kis ionizációs energia, a kis elektronegativitás jellemzi, vagyis vegyértékelektronjaik könnyen delokalizálódhatnak. A fémkristályban, a rácspann rögzített pozitív töltésű ionokat a viszonylag szabadon mozgó elektronok „tengere” veszi körül. A fémek jól megmunkálhatók, jól vezetnek a hőt és az elektromosságot. Vezetőképességük a hőmérséklet növekedésével csökken.

Halmazállapot-változások: Az anyagok hőmérséklet-változás hatására bekövetkező halmazállapot változásai a molekulák kinetikus elméletével értelmezhetőek. Gázhalmazállapotban a molekulák átlagos kinetikai energiája elegendő a molekulák közötti vonzóerők leküzdéséhez. Csökkentve a gázhőmérsékletét a molekulák átlagos kinetikai energiája csökken, a vonzóerők révén a molekulák közel kerülnek egymáshoz, a gáz **kondenzálódik**, folyékony halmazállapotúvá válik. A hőmérséklet további csökkenése az átlagos kinetikai energia és a molekuláris mozgások további csökkenésével jár, ami a folyékony anyag megszilárdulását, **kristályosodást (fagyást)** eredményez.

A szilárd anyag közvetlen gázhalmazállapotúvá történő átalakulását **szublimációnak**, a folyadékok gázhalmazállapotúvá történő átalakulását pedig **párolgásnak** nevezzük. A szublimáció és a párolgás következményeként a szilárd és a folyékony anyag felett meghatározott gőznyomás alakul ki. A

hőmérséklet emelésével növekszik az átlagosnál nagyobb kinetikai energiájú molekulák száma, ami a gőznyomás növekedését eredményezi, a legenergiadúsabb molekulák eltávoznak a gőztérbe. Ezért állandó hőmérsékleten, nyitott edényben a folyadék egésze elpárolog. Ezzel szemben zárt edényben minél nagyobb lesz a molekulák száma a gőzfázisban, annál több csapódik le, egyensúlyi gőznyomás alakul ki (azaz időegység alatt a folyadékból ugyanannyi molekula távozik, mint amennyi kondenzálódik).

A szilárd anyagok szublimációs gőznyomása általában lényegesen kisebb, mint a folyadékok felett azonos körülmények között kialakult gőznyomás. A szilárd anyagok hevítésük során először az olvadáspontnak megfelelő hőmérsékleten **megolvadnak**, majd a hőmérséklet további növekedésével párolognak, és megfelelő hőmennyiségközlése esetén a **forrásponton** gőzzé alakulnak. A forrás hőmérsékletét, amikor a külső nyomás 0,1 MPa, a folyadék normál forráspontjának nevezzük.

Oldatok: A többkomponensű anyagi rendszerek méretük alapján három nagy csoportba sorolhatók. A **heterogén rendszerekben** a részecskék mérete (> 500 nm) olyan nagy, hogy szabad szemmel vagy fénymikroszkóppal észlelhetők. A **homogén rendszereket** alkotó komponensek (< 1 nm) mikroszkóppal nem különböztethetők meg, ilyen homogén rendszernek tekinthetők pl. az oldatok. A homogén és heterogén rendszerek mellett megkülönböztetünk **mikroheterogén rendszereket** (1–500 nm) is. Ezek sok tekintetben hasonlóak a homogén rendszerekhez, mivel a részecskék nem különböztethetők meg sem szabad szemmel, sem fénymikroszkóppal, és az összetevők látszólag egyfázisú, homogén elegyet alkotnak. Az anyagi rendszerek ezen állapotát kolloidállapotnak, az így kialakult anyagi rendszereket pedig **kolloidoknak** nevezzük. Pl. a tej, füst, köd, zselatin stb. A **szuszpenzió** olyan diszperz rendszer, amely kb. 1 µm-nél nagyobb névleges átmérőjű, szilárd részecskéket tartalmaz folyadékban vagy félszilárd összefüggő közegben elosztatva. Az **emulzió** olyan diszperz rendszer, amely legalább két, egymással nem elegyedő folyadék keverékéből áll. Az egyik folyadék a másik folyadékot kb. 1 µm-nél nagyobb átmérőjű finom cseppekre elosztatott (diszpergált) formában tartalmazza.

Az oldatok töménysége, koncentrációegységek: Az oldatok koncentrációja azt fejezi ki, hogy az oldott anyag milyen mennyiségben van jelen adott mennyiségű oldatban vagy oldószerben. Az oldószer és az oldott anyag mennyiségét tömeg- és térfogategységekben, ill. mólokban fejezhetjük ki. Az anyagmennyiség kifejezésére használt egységektől függően az oldatok koncentrációját különbözőképpen fejezhetjük ki.

A **tömegszázalék** megadja, hogy az oldott anyag tömege az oldat tömegének hány százaléka:

$$\text{tömegszázalék} = \frac{\text{oldott anyag tömege (g)}}{\text{oldat tömege (g)}} \times 100$$

A **ppm (parts per million)** megadja a rendszer millió (10⁶) egységében (tehát tömeg-, vagy térfogat-, vagy pedig anyagmennyiség-egységében (részecskeszámban, db.)) az illető komponens mennyiségét ugyanazon egységben.

Az **anyagmennyiség koncentráció** az oldott anyag móljainak számát adja meg 1 dm³ (1000 cm³) oldatban:

$$\text{molaritás (mol/dm}^3\text{)} = \frac{\text{oldott anyag móljainak száma}}{\text{oldat térfogata (dm}^3\text{)}}$$

Oldhatóság: A poláros vegyületek általában más poláros vegyületekben oldódnak, és a nem poláros vegyületek általában nem poláros vegyületekben oldódnak: **hasonló a hasonlóban oldódik**. A nempoláris molekulák is általában oldhatóak egymással.

A gázok és egyes folyadékpárok (pl. O₂-N₂, víz-etanol) könnyen elegyednek egymással olyan oldatokat képezve, amelyekben az alkotórészek mennyiségi aránya tetszőleges.

Az oldatok többségében azonban az alkotórészek mennyisége csak szigorúan meghatározott arányok között változhat. Az oldandó anyagot növekvő mennyiségben adva az oldószerhez, egy adott

mennyiség feloldása után további anyagot az oldószer már nem képes feloldani adott hőmérsékleten, az **oldat az oldott anyagra nézve telítetté** válik. A telített oldathoz adott további oldandó anyag az oldatfázistól makroszkopikus határfelülettel elválasztott szilárd fázisban különül el. A két fázis között az oldandó és oldott anyagra nézve **dinamikus egyensúly** alakul ki. Ez azt jelenti, hogy időegység alatt ugyanannyi anyag megy oldatba, mint amennyi kiválik, azaz az oldott anyag és az oldandó anyag molekulái kicserélődnek egymással anélkül, hogy az oldatban az oldott anyag mennyisége (a telített oldat összetétele) megváltozna. A telített oldat koncentrációját (az oldott anyag és az oldószer mennyiségének viszonyát) **meghatározott hőmérsékleten** az oldott anyagok **oldhatóságának** nevezzük.

A gyakorlatban létrehozhatók olyan oldatok is, amelyek az oldott anyagra nézve töményebbek, mint a telített oldat. Az ilyen oldatokat **túltelített oldatoknak** nevezzük. Túltelített oldatok általában kristályos anyagok oldatából az oldószer eltávolításával bekövetkező koncentráció útján jönnek létre.

A kristályos anyagok oldása folyékony oldószerben a szilárd–folyadék határfelületen következik be. Ezért minél nagyobb a **szilárd anyag felülete**, annál gyorsabban játszódik le az oldás. A kristályos anyag felületének növelése pl. porítással az oldódás sebességét lényegesen megnöveli. Az oldás során a szilárd–folyadék határfelület közelében a legnagyobb az oldat koncentrációja, ha ez a telített oldatnak megfelelő koncentrációhoz közelít vagy eléri azt, akkor az oldás lelassul, ill. megáll. A kristályos anyag oldódása akkor folytatódik, amikor az oldott anyag a határfelülettől a tiszta vagy csak kevés oldott anyagot tartalmazó oldószerbe diffundál. Az oldószernek az oldandó anyaggal történő gyakoribb érintkezését, valamint a feloldott anyag diffúzióját elősegíthetjük az **oldandó anyag felületének növelésével, illetve keveréssel**. A fenti tényezők (felületnövelés porítással, keverés) csak az oldódás sebességét növelik, de nem befolyásolják az oldószer által feloldott anyag mennyiségét, a telített oldat koncentrációját.

Az anyagok oldhatóságát a **hőmérséklet** is befolyásolja. Az anyagi minőségtől függően a hőmérséklet emelésével az oldhatóság növekszik (pl. KI, NaNO₃), csökken (pl. Na₂SO₄) vagy nem változik lényegesen (pl. NaCl).

1.5. Termokémia

A fizikai és kémiai változások általában energia felhasználásával, ill. termelésével járnak. Az **energia** általánosan a hőcsere és a munkavégzés képessége: $Energia = Hő (Q) + Munka (W)$ Az energia egysége az SI-mértékegységrendszerben a **joule (J)**. Az energiaváltozások sokfélesége közül kiemelkedik a hőenergia (hőelnyelés vagy hő fejlődés), ami általában hőmérséklet-változásban mutatkozik meg. Ha két különböző hőmérsékletű testet érintkezésbe hozunk, a hő (hőmennyiség) a magasabb hőmérsékletű testről az alacsonyabb hőmérsékletű felé áramlik, s végül a két test hőmérséklete azonos lesz. A **hőmérséklet intenzív tulajdonság**, tehát egy tárgy hőmérséklete nem függ annak tömegétől. A **hőmennyiség extenzív tulajdonság**, vagyis egy tárgy hőmennyisége adott hőmérsékleten egyenesen arányos annak tömegével. Termokémiai **rendszeren** az egymással kölcsönhatásban lévő kémiai anyagokat értjük, amelyeknek sajátosságait tanulmányozni kívánjuk, s ezért környezetüktől valamilyen módon elkülönítettük. Minden egyebet, ami nem tartozik a rendszerhez, **környezetnek** nevezzük.

Elszigetelt (izolált) a rendszer, ha környezetével semmiféle kölcsönhatásban sincs: sem anyagot, sem energiát nem ad át környezetének és onnan nem vesz fel. **Zártnak** tekintjük a rendszert, ha környezetével csak energiakicserélődésben van, anyagkicserélődésben nincs. **Nyitott** rendszer és környezete között anyag és energia átmenete egyaránt lehetséges.

Az energia különböző fajtái: A **hőenergia** kicserélődése végbemegy, ha a rendszer és környezete között hőmérséklet-különbség van. Az **exoterm** kémiai reakciók hő leadással járnak, míg az endoterm

folyamatok hő felvételével. Az **endoterm** reakciókban növekszik a rendszer energiataralma, ezért az energiaváltozás előjele pozitív, míg exoterm reakciókban csökken, ezért az előjel negatív.

A belső energia: A rendszer teljes energiakészletét belső energiának nevezzük. A belső energia változik meg a hő kicserélődéssel járó kémiai folyamatokban is. Fizikai tartalmát illetően a rendszert alkotó molekulák haladó (transzlációs), forgó és rezgő mozgása, a molekulán (ionon) belüli atomok mozgása és az alkotórészek közötti kölcsönhatási energiák (elektronok és atommagot alkotó elemi részecskék) összege. Nem számítjuk a rendszer belső energiájához a makroszkopikus, egész testhez tartozó kinetikus és potenciális energiákat. A belső energia egyrészt a rendszer anyagi minőségétől, másrészt állapotától függ. A rendszer belső energiáját (adott állapotjelzők mellett) nem lehet meghatározni. A belső energia változását (ΔE) azonban mérni vagy számítani pontosan tudjuk:

$$\Delta E = E_{\text{végállapot}} - E_{\text{kezdeti állapot}}$$

A környezetétől elszigetelt rendszer összes energiája állandó. Az energiafajták egymásba átalakíthatók, energiát semmiből létrehozni vagy megsemmisíteni nem lehetséges. Ez az **energia megmaradás törvénye**.

Az energia megmaradás törvényéből következik, hogy a kémiai rendszer belső energiataralmának megváltozását a felvett vagy leadott hő (Q) és a rendszeren vagy a rendszer által végzett munka (W) összege jelenti:

$$\Delta E = Q + W$$

A kifejezés mindhárom tagja energiajellegű mennyiség. A fenti egyenlet a **termodinamika I. főtétele**, ami kimondja, hogy zárt rendszerben a belső energiataralom változását, a rendszer és környezete közötti hőcseré és munka határozza meg.

A kémiai rendszerek munkavégzése szempontjából kiemelkedő jelentőségű a **térfogati munka**. A reakciókat gyakran kísérő gázfejlődés vagy halmazállapot-változás során változik a térfogat. Állandó nyomáson (P) a térfogati munka:

$$W = -P\Delta V$$

Térfogat-növekedés ($\Delta V > 0$) esetén a térfogati munka előjele a fenti egyenletben azért negatív, mert a rendszer végez munkát, pl. a fejlődő gáz dugattyút mozdit el az állandó, külső nyomással szemben. Térfogatcsökkenés ($\Delta V < 0$) alkalmával a térfogati munka pozitív előjelű, a külső nyomás végez munkát a rendszeren.

Entalpia: A legtöbb kémiai folyamatot állandó nyomáson vizsgáljuk. Ezért a belső energia megváltozása $\Delta E = Q_p - P\Delta V$ egyenlettel írható le, ahol Q_p az állandó nyomáson mért reakcióhő (hőcserét) és a második tag a térfogati munkát jelöli. Az entalpia az anyagok hőtartalmát jelenti állandó nyomáson. A belső energia, a nyomás és a térfogat függvénye:

$$H = E + PV$$

A kémiai reakció entalpiaváltozása a termékek entalpiáinak összege és a kiindulási anyagok entalpiáinak összege közti különbséggel egyenlő $\Delta H = \sum H_{\text{termékek}} - \sum H_{\text{kiindulási anyagok}}$. Az elemek és vegyületek standardállapota az illető anyag legstabilabb fizikai formáját jelenti 0,1 MPa nyomáson és 298 K-en. Standard entalpiaváltozás (ΔH°) az adott kémiai reakció entalpiaváltozását jelöli, amikor a reaktánsok és termékek standardállapotban vannak.

Képződési entalpiák: Megállapodás szerint minden standardállapotban lévő elem entalpiája nulla. Azt az entalpiaváltozást, amely akkor lép fel, amikor valamely standardállapotú vegyület 1 mólya keletkezik az ugyancsak standardállapotban lévő elemeiből, a vegyület standard képződési entalpiájának nevezzük (jelölése: ΔH_f°).

Reakcióhő: Bármely reakció standard entalpiaváltozását kiszámíthatjuk a termékek és a kiindulási anyagok képződési entalpiáinak különbségéből:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{termékek}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{kiindulási anyagok})$$

1.6. Reakciókinetika

A kémiai folyamatok *sebességét meghatározó törvényszerűségekkel és a reakciómechanizmus felderítésével foglalkozik a reakciókinetika.*

A **kémiai reakciók sebessége** az *időegység alatt átalakuló anyagmennyiséget* jelenti. A sebességet a térfogategységben lévő anyagmennyiségre, vagyis koncentrációra szokás vonatkoztatni. A reakcióban résztvevő anyagok koncentrációi időben változnak, ezért a reakciósebességek is változnak.

A koncentrációváltozást akár a kiindulási anyagokra, akár a termékekre vonatkoztathatjuk. Így az $A + B \rightarrow C$ reakcióban a sebességet (v) többféleképpen is kifejezhetjük:

$$v = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t}; v = \frac{-\Delta[B]}{\Delta t} \text{ vagy } v = \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

ahol pl. $\Delta[A]$ jelenti az egyik reaktáns koncentrációváltozását Δt idő alatt.

A reakciósebesség kifejezésében a + előjel érvényes, ha a termékekre használjuk, mivel ennek koncentrációja nő a reakció során. Ha a kiindulási anyag koncentrációjával számolunk, akkor a – előjel érvényes.

A koncentráció, a nyomás, a hőmérséklet és az érintkezési felület a legfontosabb tényezők, amelyeken a kémiai reakció sebessége függ. **A kémiai reakció sebessége növekszik, ha a reagáló anyagok koncentrációját növeljük.** Egy reakcióban a reakciósebesség az idővel csökken, mivel a reakciósebesség a reaktánsok koncentrációjától függ. A reakció előrehaladtával a reaktáns fogy és koncentrációja csökken. Ez a koncentrációváltozás viszont csökkenti a reakciósebességet.

A reakciók sebessége általában növekszik a hőmérséklet emelésével. A kémiai átalakuláshoz a reagáló anyagok részecskéinek ütközniük kell egymással. A gázok és folyadékok molekulái állandó mozgásban vannak és ütköznek egymással. Minden egyes ütközés magában hordozza a kémiai átalakulás lehetőségét, így „pillanatszerű” reakciót várhatunk. A valóságban az átalakulás gyors, de nem „pillanatszerű”. Egyes gázmolekulák bomlási reakciója nagyon lassú, ugyanakkor a másodpercenkénti ütközések száma közel azonos lehet.

Az *ütközés szükséges előfeltétele a kémiai reakciónak*, de nem minden ütközés vezet átalakuláshoz. Csak azok az ütközések hatásosak, amelyekben az átlagosnál nagyobb energiájú részecskék találkoznak. Ezt az energiaküszöböt nevezzük **aktiválási energiának, E_a** .

A reakciók túlnyomó többségénél *az aktiválási energia a hőmozgásból származik.* A hőmérséklet emelésével nő az *aktivált molekulák* száma, amelyek az aktiválási energiánál nagyobb energiával rendelkeznek. Ezért növekszik a reakció sebessége is, mivel az ütközésekben nagyobb valószínűséggel találkoznak az aktivált molekulák. Kellően magas hőmérsékleten a molekulák nagy hányada rendelkezik az aktiválási energiával, ezért a reakció sebessége igen nagyvá válik.

Az aktiválási energián kívül a *molekulák megfelelő térbeli orientációja* is szükséges ahhoz, hogy az ütközés kémiai átalakulással járjon. Ez a feltétel akkor válik jelentőssé, ha a részecskék nagyobb méretűek.

A **katalizátor** jelenléte *meggyorsítja a kémiai reakció sebességét.* A katalizáló hatás abban áll, hogy *megváltozik a reakció mechanizmusa*, új reakcióút nyílik meg. Eközben a *katalizátor átmenetileg részt vesz a reakcióban*, valamelyik kiindulási anyaggal *kisebb aktiválási energiájú átmeneti komplexet alkot.* A katalizátor csak a termodinamikailag lehetséges folyamat sebességét gyorsítja meg, *nem befolyásolja az egyensúlyi állapotot*, ezért az előre és visszahaladó reakciók sebességét azonos módon fokozza.

1.7. Kémiai egyensúlyok

Egyirányú reakciókban a kiindulási anyagok teljes mennyisége terméké alakul, addig futnak, amíg az egyik reagens el nem fogy. Sok esetben a visszaalakulás egyébként is gátolt, pl. ha nyitott

rendszerrel a termék eltávozik. Az oldatokban lejátszódó reakciók is egyirányúak, ha rosszul oldódó gáz vagy szilárd anyag képződése kíséri az átalakulást.

Ha egy kémiai reakció, pl. A és B molekulák egyesülése $A + B \rightarrow C$ teljes mértékben lejátszódik, akkor a reakcióközeg kizárólag sztöchiometriai mennyiségű C terméket tartalmaz. Az egyesülési reakcióban egyensúly is kialakulhat, amikor az **egyensúlyi elegyben** A, B és C molekulák egyaránt megtalálhatók. Az egyensúlyban a résztvevő anyagok koncentrációi állandóak, a kémiai folyamatok látszólag „leálltak”. Az egyensúlyi állapot megvalósulhat úgy, hogy az átalakulatlan, reagáló anyagok koncentrációja lényegesen nagyobb, mint a terméké, vagyis $A + B \rightleftharpoons C$ a kémiai egyensúly a reaktánsok irányába van eltolva. A termék(ek) irányába eltoltság egyensúlyi állapotot is létrejöhet.

A **kémiai egyensúly valójában dinamikus**, az előrehaladó és visszahaladó reakciók egyidejű lejátszódásával magyarázható. Az egyensúly kialakulását a fenti reakciók időbeli lefolyásával, sebességével is érzékeltethetjük. A kezdeti időpillanatban az előrehaladó reakció sebessége maximális, majd fokozatosan csökken. A visszahaladó reakció sebessége a kezdeti időpillanatban nulla (nincs még termék jelen), majd fokozatosan nő, mivel egyre több termék keletkezik. A gázelegyben a kémiai egyensúly kialakulásáig változik az anyagok koncentrációja, ill. az előrehaladó és visszahaladó reakciók sebessége.

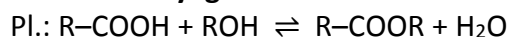
A **kémiai rendszer dinamikus egyensúlyi** állapotában az **előre- és visszahaladó reakciók sebessége egyenlővé válik**, ezért az egyensúlyi koncentrációk állandóak. A koncentrációk állandóságát az biztosítja, hogy időegységenként azonos számú reaktáns- vagy termékmolekula keletkezik, ill. bomlik el. Általános esetben az alábbi egyensúlyi rendszerre $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, az **egyensúlyi**

állandó: $K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$, ahol [A], [B], [C] és [D] a megfelelő anyagok egyensúlyi koncentrációit, míg a, b, c és d a sztöchiometrikus együtthatókat jelentik.

Az **egyensúlyi állandó kifejezésének számlálójába a termékek, míg nevezőjébe a kiindulási anyagok egyensúlyi koncentrációit írjuk**. A koncentrációk kitevői a reagáló anyagok megfelelő együtthatói a reakcióegyenletben. Minden olyan szilárd vagy tiszta folyadék koncentrációja, amely részt vesz a reakcióban, kizárt, mert ezek a koncentrációk soha nem változnak. Vizes oldatban lejátszódó reakció esetében a víz koncentrációja nem játszik szerepet a kifejezésben, mivel a víz koncentrációja szinte állandó a reakció ideje alatt. Adott kémiai reakció egyensúlyi állandójának értéke adott hőmérsékleten kísérletileg vagy számítással (termodinamikai és elektrokémiai adatokból) meghatározható. A K értéke **adott hőmérsékleten** a vizsgált kémiai rendszer jellemző fizikai-kémiai adata.

A legkisebb kényszer elve: A **Le Chatelier-Braun elv** kimondja, hogy az egyensúlyi rendszerekben valamilyen külső hatásra mindig olyan irányú változás indul meg, amely a külső hatás csökkenő érvényesülését eredményezi. Ez lehetőséget ad arra, hogy az egyensúlyi reakciók lejátszódását a kívánt irányba befolyásoljuk:

1. Anyagmennyiségekkel: Az egyensúlyi reakciók lejátszódásának **kedvez, ha a rendszerből elvonjuk a keletkezett anyagot**.



Az észterezési reakciónak kedvez, ha a rendszerből kidesztilláljuk az észtert (vagy a vizet).

Hasonlóan kedvez az egyensúlyi reakciók lejátszódásának, ha **a kiindulási anyagok valamelyikét feleslegben alkalmazzuk**.

2. Nyomás változtatással: Térfogat-növekedéssel járó reakció egyensúlyának eltolása a keletkezés (felső nyíl irányába) **nyomás csökkentésével lehetséges**. (Gázfázisú reakciók esetén a térfogat-növekedés az anyagmennyiség növekedésével együtt jár.) A nyomás csökkentésre, mint külső hatásra, a rendszer úgy válaszol, olyan folyamattal indul be, ami növeli az anyagmennyiséget, ezáltal a nyomáscsökkentést kompenzálni igyekszik.

Térfogat-csökkenéssel járó reakció egyensúlyának eltolása a keletkezés (felső nyíl irányába) **nyomás növelésével lehetséges**. (Gázfázisú reakciók esetén a térfogat-csökkenés az anyagmennyiség csökkenésével együtt jár.) A nyomás növelésére, mint külső hatásra, a rendszer úgy válaszol, olyan folyamattal indul be, ami csökkenti az anyagmennyiséget, ezáltal a nyomásnövekedést kompenzálni igyekszik.

Pl.: a $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ reakciónak a nyomás növelése kedvez.

a $2CH_4 \rightleftharpoons 2C_2H_2 + H_2$ reakciónak a nyomás csökkentése kedvez.

3. Hőmérséklettel: Exoterm, azaz hőtermelő reakció egyensúlyának eltolása a keletkezés (felső nyíl irányába) hőelvonással (hűtéssel) lehetséges. A hőelvonásra, mint külső hatásra, a rendszer úgy válaszol, hogy a hőtermelő folyamattal igyekszik pótolni az elvont hőt, hogy ez által a rendszer hőmérséklete ne változzon.

Endoterm, azaz hőelnyelő reakció egyensúlyának eltolása a keletkezés (felső nyíl irányába) hőközléssel (melegítéssel) lehetséges. A hőközlésre, mint külső hatásra, a rendszer úgy válaszol, hogy a hőelnyelő folyamattal igyekszik felemészteni a közölt hőt, hogy ez által a rendszer hőmérséklete ne változzon.

Pl.: a $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ reakció exoterm, a hűtés kedvez az ammóniatermelésnek.

a $2CH_4 \rightleftharpoons 2C_2H_2 + H_2$ reakció endoterm, a hőmérséklet növelése kedvez az acetiléntermelésnek.

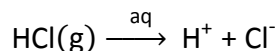
4. Katalizátorral: A katalizátor alkalmazása egyenlően mértékben gyorsítja mind az előrehaladó, mind a fordított reakció sebességét; így egy **katalizátor nem változtatja meg** az egyensúlyi keveréket vagy az egyensúlyi konstans (K) értékét.

1.8. Egyensúlyok vizes oldatban; Savak és Bázisok

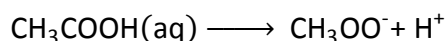
Az ionkristályok vízben történő oldása szintén az ionoknak a rácspontokból történő kiszabadulását és mozgékony, hidratált ionok képződését eredményezi. Ezért az ionok vizes oldatai, akár csak a só olvadékok vezetnek az elektromos áramot.

Az **elektrolitokban** az elektromos áram vezetése a kationoknak a negatív elektród (katód), az anionoknak a pozitív elektród (anód) irányába történő vándorlásával történik

A vizes oldatban teljes mértékben ionokra disszociáló anyagokat **erős elektrolitoknak** nevezzük. A legtöbb, de nem mindegyik, só vizes oldata az erős elektrolitok közé tartozik. Erős elektrolitok a viszonylag nagy polaritású kötések tartalmazó molekulák. Ezek vízben történő oldásakor a víz a kötés polarizációját a töltések szétválásáig fokozza, s ezzel hidratált kationok és anionok képződnek. Így pl. gázállapotú HCl-molekulákat vízbe vezetve felbomlik a hidrogén- és klóratomok közötti kovalens kötés, hidrogén- és kloridionok keletkeznek:



Számos poláris, vízben jól oldódó molekula disszociációja ionokra csak kis mértékben játszódik le. Az ecetsav tömény vizes oldatban csak részben disszociál:



Az ecetsav 1 M vizes oldatában 1000 ecetsav molekulából mindössze 4 bomlik fel CH_3COO^- -ra és H^+ -ra.

Azokat az anyagokat, amelyek vizes oldatban csak kis mértékben disszociálnak ionokra, gyenge elektrolitoknak nevezzük.

Az elektrolitok erősségét a disszociációfokkal (α) jellemezhetjük:

$$\text{disszociációfok } (\alpha) = \frac{[\text{ionizált oldott anyag}]}{[\text{összes oldott anyag}]}$$

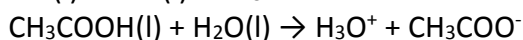
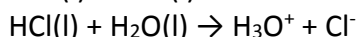
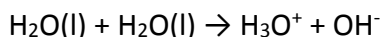
Az elektrolitok disszociációfoka 0 és 1 között, a disszociáció%-értéke pedig 0 és 100% között változhat. A disszociációfok és a disszociáció% az elektrolitok anyagi minőségétől és koncentrációjától

függ. Az erős elektrolitok disszociációfoka gyakorlatilag 1, a nemelektrolitoké pedig 0, koncentrációjuktól függetlenül. A gyenge elektrolitok disszociációfoka a koncentrációtól függően 0 és 1 között változik.

A víz disszociációja (ionizációja): A kémiailag tiszta víz disszociációja (ionizációja) csak kis mértékben játszódik le: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Ezért a tiszta víz az elektromos áramot csak kismértékben vezeti. (A természetes és vezetékes vizek azonban mindig tartalmaznak oldott ionokat, ezért az elektromos áramot jobban vezetik!)

A H^+ a legkisebb pozitív töltésű ion és nagy polarizáló ereje, valamint a vízmolekula dipólus jellege miatt a H^+ és a H_2O között erős vonzás van. Ezért vizes oldatokban a H^+ „szabad” állapotban soha nem fordul elő (függetlenül attól, hogy a víz- vagy más molekulák disszociációjából származik), hanem a H_2O -molekulával kapcsolódik és **H_3O^+ -t, oxóniumiont** alkot. Ezért a víz ionizációját, valamint H^+ -ra disszociáló anyagok vízben való oldását az alábbi egyenletek írják le helyesen:

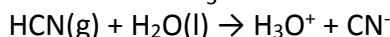
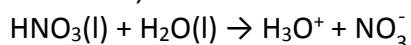


Az oxóniumionban az atomok trigonális piramisos elrendeződésben vannak.

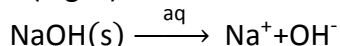
Vizes oldatban a H_3O^+ -t általában négy vízmolekula veszi körül; ezek közül három hidrogénkötéssel, egy ion-dipólus kölcsönhatással kapcsolódik a H_3O^+ -hoz.

Arrhenius sav-bázis elmélete: A víz kismértékű disszociációja azonos számú H^+ és OH^- képződését eredményezi. Arrhenius definíciója szerint a savak, ill. bázisok olyan elektrolitok, amelyek a vizes oldat hidrogénion-, ill. hidroxidion-koncentrációját növelik vagy csökkentik.

Savaknak nevezzük azokat az anyagokat, amelyek vízben hidrogénionokra disszociálnak. Oldatuk savas kémhatású, mivel a H^+ koncentrációja meghaladja a OH^- koncentrációját. Például:

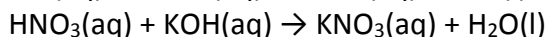
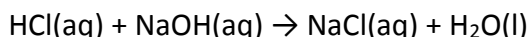


Bázisoknak nevezzük azokat az anyagokat, amelyek vizes oldatban hidroxidionra disszociálnak. A bázikus (lúgos) oldatokban a OH^- koncentrációja meghaladja a H^+ koncentrációját. Például:

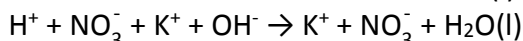
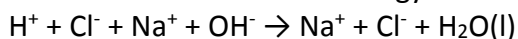


A savakat és bázisokat az elektrolit erőssége szerint is csoportosítjuk. Az **erős savak** és az **erős bázisok** vizes oldatban teljes mértékben disszociálnak ($\alpha=1$). A **gyenge savak** és a **gyenge bázisok** vizes oldatban csak kis mértékben disszociálnak ($\alpha<1$). Az erős savak közé tartozik pl. a HCl , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , míg gyenge savak pl. a HF , CH_3COOH , HCN . Erős bázis pl. a NaOH , KOH , míg az NH_4OH a gyenge bázisok közé sorolható.

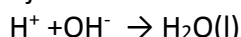
Az erős savak és erős bázisok egymás közötti reakciója a **közömbösítés**, ami só- és vízképződéssel jár. Például:



A közömbösítési reakciókat a disszociált ionok figyelembevételével felírva:



A közömbösítési reakciók a víz ionjaiból történő képződési reakciójára egyszerűsödnek:

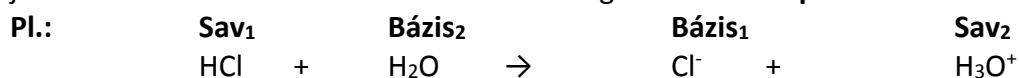


Brønsted-Lowry sav-bázis elmélete: A Brønsted-Lowry-elmélet a proton szerepét hangsúlyozza a sav-bázis reakcióban. Ezek szerint savaknak nevezzük a protonok leadására képes vegyületeket, azaz a savak protondonorok. Bázisoknak nevezzük a protonok felvételére képes anyagokat, a bázisok tehát proton akceptorok.

Brønsted-Lowry sav: H^+ leadására képes

Brønsted-Lowry bázis: H⁺ felvételére képes

Egy sav a protont csak olyan esetben adja le, ha jelen van egy bázis, amely a proton felvételére képes. A savak konjugált bázissá és a bázisok konjugált savvá történő átalakulása egy reakción belül játszódik. Ezért a sav-bázis reakciókban mindig **két sav-bázis pár** vesz részt.

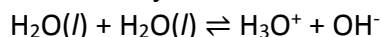


Az Arrhenius-elmélet szerinti savak vagy bázisok a Brønsted–Lowry-elmélet szerint is savaknak, ill. bázisoknak tekinthetők. Ez utóbbi elmélet a savak körét kiterjeszti a proton leadására képes ionokra is, mint pl. az NH₄⁺ vagy HSO₄⁻. A bázisok körét is kiszélesíti a Brønsted–Lowry-elmélet: ide sorolhatók a proton megkötésére alkalmas ionok (pl. SO₄²⁻, HCO₃⁻) valamint molekulák (NH₃, H₂O). Néhány anyag (pl. H₂O- és NH₃-molekula vagy HCO₃⁻ és HSO₄⁻-ion) savként vagy bázisként is reakcióba léphet a reakciópartner sav-bázis erősségétől függően. Azokat az anyagokat, amelyek savként és bázisként is részt vehetnek a sav-bázis reakciókban, **amfoter vegyületeknek** nevezzük.

Savak és bázisok erőssége a Brønsted-Lowry-féle sav-bázis elmélet szerint: a savak és bázisok erősségét azok protonkötő képessége szabja meg. Az erős savak könnyen adnak le protont. Ezzel szemben az erős bázisok nagy protonkötő képességgel rendelkeznek. A fenti definícióból következik, hogy az **erős savakból proton leadással gyenge konjugált bázis**, az **erős bázisból protonfelvétellel gyenge konjugált sav képződik**.

Gyakorlati szempontból a legnagyobb jelentőségű a savak és bázisok vizes közegben mutatott relatív erősségének az összehasonlítása. A savak és bázisok vizes oldatainak abszolút erősségét a disszociációs egyensúlyok segítségével hasonlíthatjuk össze.

A víz disszociációs egyensúlya: K_v, pH: A kémiaileg legtisztább víz is vezet kismértékben az elektromosságot. A vezetőképesség az oxónium- és a hidroxidionok jelenlétével magyarázható, amelyek a víz disszociációjakor keletkeznek:



Mivel a víz amfoter, nem meglepő, hogy molekulái egymással is reagálnak, bár a víz disszociációjának, ionizációjának mértéke nagyon csekély. Szobahőmérsékleten minden 555 milliomodik vízmolekula disszociál, ezért a disszociálatlan vízmolekulák koncentrációja számottevően nem változik. Az egyensúlyi állandó kifejezésében csak a vízből képződött ionok egyensúlyi koncentrációi szerepelnek:

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

A fenti kifejezést a **víz ionszorzatának (K_v)** nevezik. Az egyenlet minden híg vizes oldatra érvényes, függetlenül attól, hogy milyen más feloldott anyagot tartalmaz. A K_v értéke 25 °C-on 1,00·10⁻¹⁴. Az oxóniumion helyett hidrogéniont is írhatunk:

$$K_v = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ (25 °C-on)}$$

A víz disszociációja azonos koncentrációjú H⁺ és OH⁻ képződésével jár, ezért tiszta vízben a két ion koncentrációja egyenlő:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Az olyan vizes oldatokat, amelyekben a [H⁺] = 1·10⁻⁷ mol/dm³, ill. [OH⁻] = 1·10⁻⁷ mol/dm³ *semleges (neutrális)* oldatoknak tekintjük. *Savas* oldatokban a [H⁺] > 10⁻⁷ mol/dm³, míg *lúgos (bázikus)* oldatokban a [H⁺] < 10⁻⁷ mol/dm³.

A vizes oldatok kémhatása kifejezhető az oldatok hidrogénion- vagy hidroxidion-koncentrációjával. **A pH-skálát** azért vezették be, hogy a hidrogénion-koncentráció értékét a hatványkitevős számok használata nélkül is ki lehessen fejezni.

A **pH** a hidrogénion-koncentráció negatív logaritmusát jelenti: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \log \frac{1}{[\text{H}^]}$

A pH jelölés a francia „pouvoir hydrogène” kifejezésből ered, jelentése „hidrogénkitevő”, a

hatványkitevőre utalva. Ily módon a hidrogénion-koncentráció tízszeres változásának 1 pH-egység felel meg. A jelölésmódot kiterjesztették az egyensúlyi állandóra is:

$$pK_v = -\log K_v = 14,00$$

$$pH + pOH = 14,00$$

Semleges oldatban: $pH = pOH = 7,00$

Savas oldatok pH értéke kisebb 7-nél, míg lúgos oldatokban a pH nagyobb 7-nél.

Az oldatok pH-ja sav-bázis **indikátorokkal** és **pH mérővel** is meghatározható. A sav-bázis indikátorok olyan gyenge savak vagy gyenge bázisok, amelyeknek konjugált ionjai más színűek, mint a semleges molekula.

Az indikátor színátcsapásának pH-tartományát disszociáció állandója határozza meg. Sok szerves vegyület használható indikátorként, és rendszerint lehet olyat találni, amely a kívánt pH-tartományban használható. Az indikátorokkal kevésbé pontosan határozható meg az oldatok pH-ja, mint pH mérő használatával.

1.9. Elektrokémia

Az *oxidációs-redukációs*, röviden **redoxireakciók** a legfontosabb kémiai folyamatok közé tartoznak. A redoxireakciók közös vonása, hogy *elektronfelvétellel és elektronleadással járnak, ill. változik a részt vevő anyagok oxidációs száma.*

A redoxireakciók legfőbb jellemzői:

(1) *az oxidáció és redukció mindig együtt játszódik le, az oxidációt mindig redukció kíséri és a redukcióval egy időben mindig oxidáció is végbemegy;*

(2) *az elektronátmenet során megváltozik a részecskék töltése.* A töltésváltozás voltaképpen elektronok leadása, ill. felvétele. **Oxidáció** minden olyan reakció, amelyben egy anyag (atom, ion, molekula) *elektront ad le*. **Redukció** során *elektronfelvétel* játszódik le. Az elektront leadó anyagot *elektrondonornak* tekintjük. A redoxireakcióban oxidálódik, ezért **redukálószer**. Az elektront felvevő anyag az *elektron akceptor*, a redoxi reakcióban redukálódik, ezért **oxidálószer**.

Az oxidációs szám: Az oxidációs számon a vegyület (molekula vagy ion) atomjainak töltését értjük, úgy tekintve a vegyületet, mintha minden atomja ionos állapotban lenne jelen.

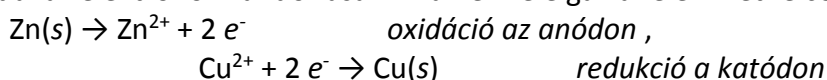
Az oxidációs szám alkalmazását néhány szabály és példa segítségével mutatjuk be.

1. Az elemek oxidációs száma nulla, függetlenül a molekulát felépítő atomok számától (pl., He, O₂, P₄).
2. Az egyszerű (egyatomos) ionok oxidációs száma az ion töltésével egyenlő. Az alumíniumion (Al³⁺) oxidációs száma +3, a kloridioné (Cl⁻) -1, a nátriumioné (Na⁺) +1, a szulfidioné (S²⁻) -2 és így tovább. Az alkálifémek vegyületeikben mindig +1, az alkáliföldfémek mindig +2 oxidációs állapotúak.
3. A fluor oxidációs száma mindig -1, mivel elektronegativitása nagyobb a többi eleménél. Az oxigén oxidációs száma a legtöbb vegyületben -2, de peroxidokban -1, szuperoxidokban -1/2. A hidrogén oxidációs száma legtöbb vegyületében +1, de a fémekkel alkotott hidridekben -1.
4. Egy részecskén belül az egyes atomok oxidációs számainak algebrai összege egyenlő a részecske töltésével. A NaCl-ban az oxidációs számok összege nulla, míg a szulfátionban -2.
5. Az oxidációs szám pozitív vagy negatív előjelét az elektronegativitás különbsége határozza meg. Az elektronegatívabb atom oxidációs száma negatív lesz: ezért az ammóniában a nitrogén oxidációs száma -3, mivel elektronegativitása nagyobb a hidrogénénél. Az NF₃-molekulában viszont a nitrogén oxidációs száma +3, mivel a F az elektronegatívabb atom. Egy elem oxidációs száma más-más értékű lehet különböző vegyületeiben.

Az oxidációban az oxidációs szám értéke nő, míg redukcióban csökken. Az oxidálószer oxidációs száma csökken, a redukálószerké pedig nő.

Az **elektrokémia** a kémiai reakciók által előidézett elektromos jelenségekkel, valamint az elektromos áram hatására bekövetkező kémiai változásokkal foglalkozik

Galvánelemekben a térbelileg elválasztott oxidáció és redukció elektronátmenete használható fel elektromos energia termelésére. A *galvánelemben* (cellában) az egy fém oxidációja és egy másik fém kationjának redukciója elkülönítve játszódik le. Az egyik fémlemez saját ionjait tartalmazó sóoldatba merül (pl. $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4$), a másik fém ionjait tartalmazó oldatba (pl. CuSO_4) pedig a másik fémlemez (pl. Cu) merül. Ezek alkotják a galvánelem két **elektrodját**. Az elektródokon lejátszódó elektronátmenetet **félcella-reakcióknak** is nevezzük. Amikor a két elektródot fémes vezetővel összekötve, az elektronáramlás még nem indul meg. Az áram kialakulásához lehetővé kell tenni az ionok vándorlását is, amit egy *KCl-sóhíd* old meg, összekapcsolva a két elektródot. Ahogy cinkionok keletkeznek a bal oldali elektródon, úgy vándorolnak a negatív ionok (Cl^-) az oldatba a sóhídból. Közben a sóhídon keresztül pozitív ionok (K^+) jutnak a jobb oldali elektródba, hogy semlegesítsék a Cu(II) ionok leválása folytán felgyülemlt negatív töltést. Így áramkör alakul ki, és a fémes vezetőben megindul az elektronok vándorlása. A Daniell-féle galvánelem két félcella-reakciója:



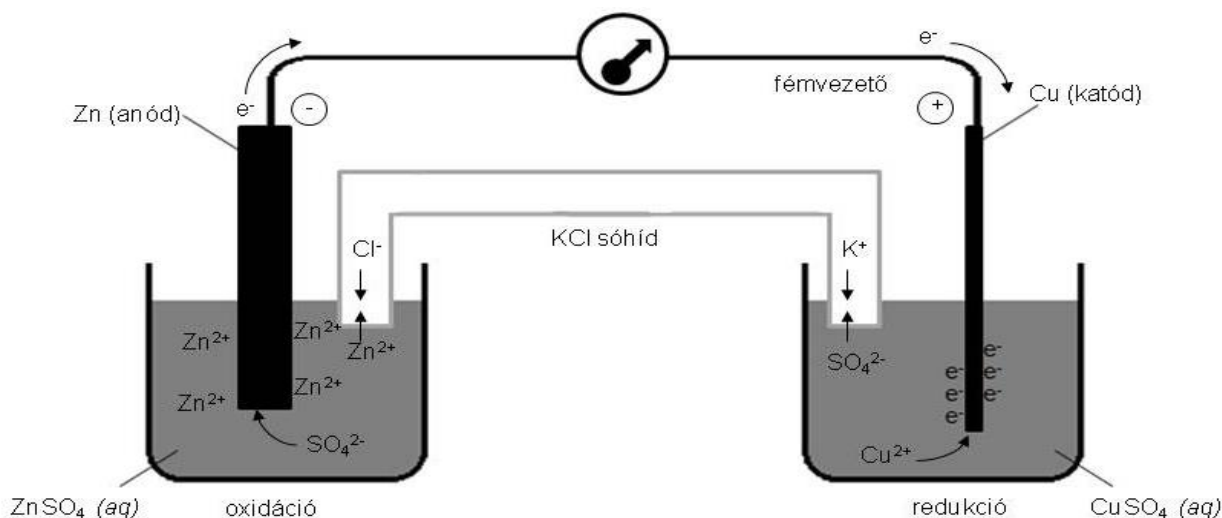
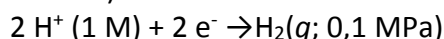
Bármilyen két redoxirendszer felhasználható galvánelem készítésére. A *galvánelemek olyan berendezések, amelyekben az anódon* (negatív pólus) *oxidáció*, és ettől térben elválasztva a *katódon* (pozitív póluson) *redukció játszódik le*. Az áramtermeléshez szükséges ionvándorlást sóhíd vagy pórusos diafragma biztosítja.

Elektrodpotenciál: A galvánelem *elektromotoros ereje* (E_{el}) az elem maximális munkavégző képességének mértéke, az elektromotoros erő a katód és az *anód potenciálkülönbségeként* ($\Delta\varepsilon$) adható meg:

$$E_{el} = \Delta\varepsilon = \varepsilon_{\text{red, katód}} - \varepsilon_{\text{red, anód}}$$

Nem lehet azonban egyetlen elektród abszolút potenciálját megmérni, mivel sem az oxidáció, sem a redukció nem játszódhat le önmagában. *Mindig két elektród közti potenciálkülönbség mérhető. Az elektródpotenciál relatív* (összehasonlítható) *értékének* megadására vonatkoztatási alapra, standard elektródra van szükség. Ez a *standard hidrogénelektrod*, és az összes többi elektródpotenciálját ehhez viszonyítva mérik.

A standard hidrogénelektrod 0,1 MPa (1 bar) nyomású hidrogéngázt, 1 M hidrogénion-oldatot és finom eloszlású platinával bevont („kormozott”) Pt-elektrodot tartalmaz. *Standard redukciós potenciálja* az alábbi folyamatra:



definíciószerűen nulla, $\varepsilon^\circ = 0,00 \text{ V}$. Adott elektródból és standard hidrogénelektrodból álló galvánelem elektromotoros ereje (potenciálkülönbsége) az adott elektródpotenciáljával egyenlő. A

standard elektródpotenciál (jelölése ϵ°) az anyagok standard állapotára vonatkozik 25°C-on, amikor az elektród vizes oldatában az ionok egységnyi aktivitásúak, a gázok nyomása 0,1 MPa és a szilárd anyagok pedig a termodinamikailag legstabilabb állapotukban vannak.

Elektrolízis: Az elektromos áram hatására lejátszódó kémiai reakciót elektrolízisnek nevezzük. Az *elektrolizáló cellában* lévő elektrolitba (ez lehet oldat vagy olvadék) két *elektród* merül. A két elektródra egyenfeszültségű áramforrást kapcsolva a cellában az elektrolit pozitív és negatív ionjai elmozdulnak. Az *anódon* az anionok oxidációja játszódik le, míg a *katódon* a kationok redukciója.

Michael Faraday állapította meg, hogy az elektrolízis során a katódon vagy az anódon leválasztott anyagmennyiség egyenesen arányos az áthaladó áram erősségével (I) és az elektrolízis időtartamával (t), vagyis az elektromos töltéssel. Egységnyi elektromos töltés pedig az atomtömegekkel arányos mennyiséget (pl. fémionok esetén az atomtömeg osztva a töltéssel) választ le. Egy mólnyi elektronnak megfelelő töltést: $1 \text{ mol } e^- = 96487 \text{ C} = \text{áramerősség (C/s)} \times \text{idő (s)}$, Faraday tiszteletére jelölik F betűvel.

Korrózió: A fogalmat köznapiban értelemben általánosan használják valamely anyag tulajdonságainak károsodására a környezet hatására. A *fémek felületén lejátszódó korrózió elektrokémiai oxidációs folyamat*. A fémek korróziója két részreakcióra bontható. Az anódreakcióban a fém oxidálódik és fémionok keletkeznek. Az elektronokat a katódreakció használja fel a környezetben található O_2 , ill. H^+ redukciójára. A H^+ forrása a víz mellett a gyenge savak (H_2CO_3 ; savas esőből: H_2SO_3) disszociációja.

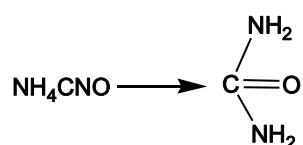
A korrózió elleni védekezés sokféle lehet. Elektrokémiailag érdekes a **védőkatódos módszer**, ami acélcsővezetékek (pl. olajvezeték) hatékony védelmét biztosítja. A földbe süllyesztett acélcsőhöz fém magnéziumot kapcsolnak. A kialakuló magnézium-vas galvánelemben a magnézium az anód (standard elektródpotenciálja negatívabb), ezért ez fog oxidálódni, megvédve a vastartalmú acélcsövet az oxidációtól, rozsdásodástól. A védőkatódot időről időre pótolni kell, de lényegesen olcsóbb, mint a teljes csővezeték kicserélése.

2. SZERVES kémia

2.1 A szerves vegyületek általános jellemzői

2.1.1 A szerves anyag fogalma

Szerves kémián ma a szénvegyületek kémiáját értjük. A korábbi „*vis vitalis*”, *életerő* elmélet megdöntése *Wöhler* nevéhez fűződik, aki 1828-ban az ásványi eredetűként ismert ammónium-cianátból hőkezeléssel a vizeletben előforduló (tehát "szerves" eredetű) karbamidot állított elő:



2.1.2 A szerves vegyületek csoportosítása

Szénhidrogének (csak szén és hidrogén atomot tartalmazó szerves vegyületek)

Funkciós csoporttal rendelkező vegyületek

A szerves kémiában a **funkciós csoport** az atomok egy molekulán belüli olyan csoportja, amely az adott molekula jellemző kémiai reakcióért felelős. Ugyanaz a funkciós csoport ugyanolyan vagy hasonló módon lép reakcióba, függetlenül attól, hogy mekkora molekulában van jelen, viszonylagos reakcióképességét azonban módosíthatják a közelében levő más funkciós csoportok.

Az alábbi táblázatban összefoglaljuk a legfontosabb funkciócsoportokat

alkán		amin	
alkén		nitrovegyület	
alkin		aldehid	
aromás		keton	
halogénezett szh.		karbonsav	
alkohol		karbonsavanhidrid	
fenol	Ar-OH	karbonsavészter	
éter	C-O-C	karbonsavhalogenid	
tiol		karbonsavamid	
tioéter	C-S-C	karbonsvanitril	
szulfonsav		heterogyűrűs	

A funkciócsoportok nevének és az alap szénhidrogén nevének kombinálásával a szerves vegyületek elnevezésére hatékony rendszeres nevezéktan hozható létre.

2.1.3 A szerves kémiai reakciók csoportosítása

- A **szubsztitúciós (S) reakció** egyszeres kötés hasadásával és új egyszeres kötés kialakulásával játszódik le. A kilépő atom vagy atomcsoport helyére egy új csoport lép be.
- Az **addíciós (A) reakció** során egy telítetlen molekulába új csoportok lépnek be. Az eredeti π -kötés megszűnése közben két új σ -kötés alakul ki.
- Az **eliminációs (E) reakció** lényegében az addíció megfordítása: két σ -kötés helyébe egy π -kötés lép.

SZERVES VEGYÜLETEK (nevezéktan, izoméria, anyag- és molekulaszervezet, tulajdonságok, kémiai reakciók, előfordulás, felhasználás, élettani hatás)

2.2 Szénhidrogének

Az **alkánok** olyan szerves vegyületek, melyeknek molekulái csak σ -kötésekkel összekapcsolt szén- és hidrogénatomokból épülnek fel, C,C kettős-, vagy hármaskötéseket nem tartalmaznak. Ezeknek a "telített" szénhidrogéneknek szénlánc "négy szomszédos" (négy szén és/vagy

hidrogénatomhoz kapcsolódó) szénatomokból áll. A **cikloalkánokban** a molekula vázát alkotó szénlánc (vagy annak egy része) gyűrűt, "ciklust" alkot. A szénatomok gyűrűvé kapcsolódása természetesen merevíti a molekulát: a vázalkotó szénatomok mozgási lehetősége kisebb, mint a nyílt szénláncban.

Telítetlen szénhidrogének: kettős kötést tartalmazó alkének, hármas kötést tartalmazó alkinek.

Aromás vegyületek, a benzol és származékai.

2.2.1 Alkánok, cikloalkánok

Általános képletük: C_nH_{2n+2} ; a cikloalkánok általános képlete C_nH_{2n}

Nevezéktan: A szerves vegyületek elnevezésére általában használhatunk

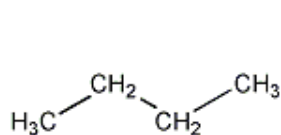
- **triviális** nevet, amely nem szisztematikusan levezetett, de megszokás alapján a gyakorlatban elterjedt, többnyire rövid elnevezés, vagy
 - **racionális**, (szisztematikus) nevet, amely a vegyület molekulaszervezetéről is felvilágosítást ad.
- A molekulaszervezetet legtökéletesebben a **IUPAC nevezéktannal** tudjuk megadni.

Az alkánok elnevezése

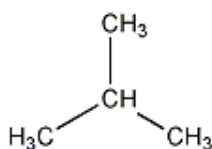
az alkánok neve - általános nevükkel összhangban - mindig "-án" végződésű. Az elnevezéshez a leghosszabb szénláncot kell kiválasztani.

Izoméria

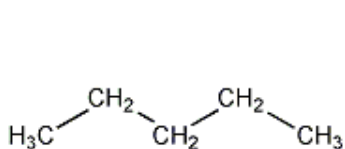
A négyszénatomos vagy annál hosszabb szénláncot tartalmazó alkánoknak többféle eltérő szerkezetű képviselője is lehet. Így pl. a C_4H_{10} összegképletű alkánnak két képviselője lehet, a bután és a 2-metil-propán, ezek egymásnak *szerkezeti izomerei*. Ugyanígy a C_5H_{12} összegképletű telített szénhidrogén lehetséges szerkezeti izomerei is felírhatók:



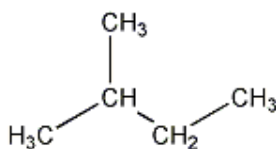
n-bután



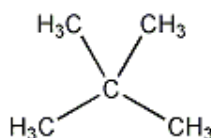
2-metilpropán



n-pentán



2-metilbután



2,2-dimetilpropán

Ha a molekulát felépítő (azonos számú és minőségű) atomok kapcsolódási sorrendje vagy a kémiai kötések elrendeződése különbözik, **szerkezeti izomériáról** beszélünk.

Az alkánok fizikai tulajdonságai

Halmazállapot

Az alkánok fizikai tulajdonságait a molekulák közötti erőhatások határozzák meg. A molekulákat igen kis hatótávolságú van der Waals-erők kapcsolják össze, az egyforma láncszerkezetű szénhidrogének homológ sorában az olvadáspont és forráspont a szénlánc hosszával fokozatosan emelkedik. Szobahőmérsékleten a butánnál hosszabb egyenesláncú alkánok már folyadékok, a hexadekántól (C₁₆) kezdve pedig szilárd halmazállapotúak

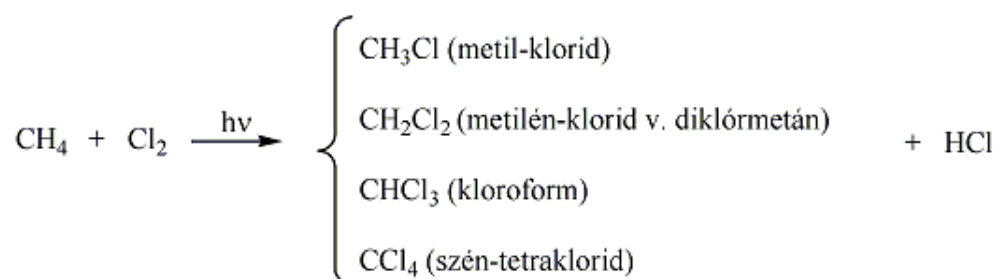
- az elágazó láncú alkánok olvadás- és forráspontja alacsonyabb, mint az egyenesláncú izomereké.

Az alkánok kémiai reakciói

-Tökéletes égés: $C_nH_{2n+2} + (3n + 1)/2 O_2 \rightarrow n CO_2 + (n + 1) H_2O$

-Klórozás (szubsztitúció)

A metán klórozása di-, tri-, tetraklór származék képződéséhez is vezethet:



Előfordulás

Alkánok nagy mennyiségben állnak rendelkezésre a természetben a földgázban és kőolajban, de minden esetben egymáshoz fizikai és kémiai tulajdonságaikban közelálló vegyületek elegyeinek formájában. A homológ sor első tagjai (C₁-C₅) megfelelő módszerekkel tisztán elkülöníthetők a természetes előfordulásokból;

2.2.2 Alkének (olefinek)

Ezek a vegyületek az ún. telítetlen szénhidrogének közé tartoznak, szénláncuk ugyanis olyan szénatompár(oka)t is tartalmaznak, mely(ek)ben két egymással szomszédos szénatom kétszeres (σ,π) kötéssel kapcsolódik egymáshoz. A kétszeres C,C-kapcsolat - viszonylag nagy elektronkoncentrációja következtében - sokkal könnyebben polározható s ezért reakcióképesebb, mint az egyszeres C,C-kapcsolat. A C,C kettőskötés tehát az alkének szelektíven reagáló, jellegzetes **"funkciós csoportja"**.

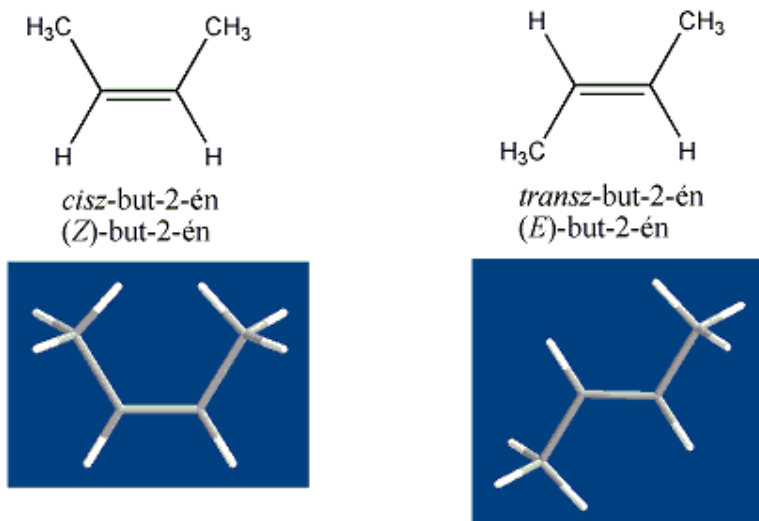
Az alkének elnevezése

C,C kettős kötés jelenlétét a molekulában a IUPAC nevezéktan a név "-én" végződésével jelöli. Az elágazó szénláncú alkének nevét a C,C kettős kötést tartalmazó leghosszabb lánc szénatomszáma, a kettős kötés helyét pedig a lánc végéhez közelebb eső szénatom sorszáma határozza meg. (A számozást általában úgy kezdjük, hogy a kettős kötések helyét jelölő számok minél kisebbek legyenek).

Izoméria

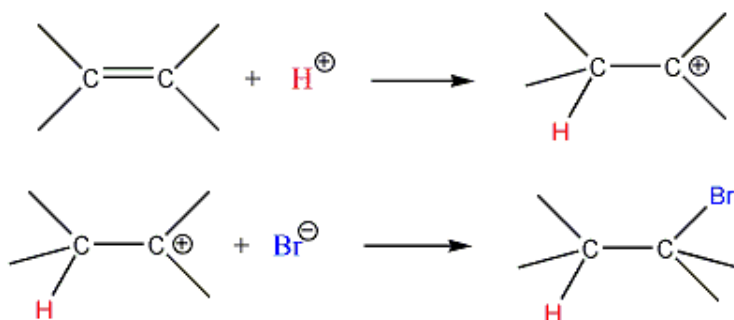
Geometriai izoméria (cisz-transz izoméria)

A szén-szén kettős kötés mentén az olefinekben gátolt a rotáció, mert ez a p -pályák átlapolásának a megszűnésével, a π -kötés felbomlásával járna. Ezért az 1,2-diszubsztituált etének esetében *cisz-transz* (*Z-E*) izoméria jelensége lép fel. Az izomerek közül azt nevezzük *cisz*-nek, vagy *Z*-nek (a német *zusammen* = együtt), amelyekben a két kiválasztott ligandum a sík azonos oldalán helyezkedik el, és *transz*-nak, vagy *E*-nek (*entgegen* = ellentétes) amelyben az ellentétes oldalon találhatók:



Az alkének kémiai reakciói; Addíciós reakciók

Az alkének könnyen addíciónálnak hidrogén-halogenideket, és alkil-halogenidekké alakulnak.



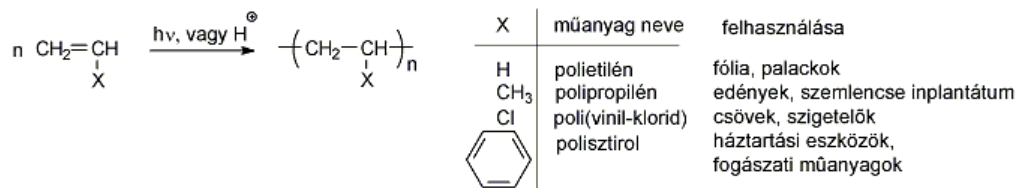
Markovnyikov szabály: „ az aszimmetrikus olefinek HX-addíciója során a hidrogén mindig ahhoz a szénatomhoz kapcsolódik, amelyik eredetileg is több hidrogént tartalmazott”.

Az alkének vízzel, halogénnel szintén addíciós reakcióval reagálnak.

A hidrogén addíció (redukció) telített szénhidrogént eredményez. A hidrogénezés azonban más mechanizmussal Pt, vagy Pd katalizátor jelenlétében történik.

Polimerizáció

A gyakorlati felhasználás szempontjából az alkének legfontosabb reakciója. A folyamat lényegét tekintve poliaddíció.



Az alkének polimerizációja a kiindulási alkén (a **monomer**) sorozatos önaddíciója: a monomerből megfelelő iniciátorral kialakított instabilis származék a kettős kötések felszakadása révén sorozatosan reagál további monomermolekulákkal, miközben a növekvő molekula instabilis (tehát növekedésre képes) marad mindaddig, amíg valamilyen lánczáró lépésben nem stabilizálódik. Az így képződött nagy molekulatömegű **polimer** szerkezetileg sok azonos kisebb részből álló molekulának tekinthető.

Az alkének fontosabb képviselői

Etén: Az etén a szerves vegyipar legnagyobb mennyiségben gyártott terméke. Kőolajból és földgázból állítják elő. A polimerizációs műanyagok mellett számos más terméket, így etanolt, vinil-acetátot, acetaldehidet, ecetsavat is előállítanak belőle.

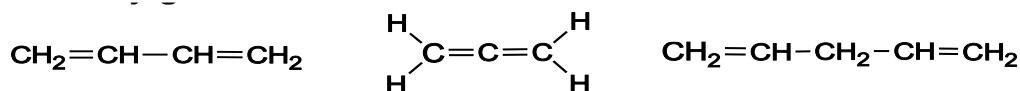
Sztirol: A polisztirol az egyik legfontosabb műanyag, jó villamos szigetelő. Habosítva hőszigetelő anyagként használják nagy mennyiségben különböző márkaneveken (Hungarocel).

Buta-1,3-dién: A szintetikus gumi előállításának alapanyaga. Főleg kőolajból állítják elő.

2.2.3 Több kettős kötést tartalmazó vegyületek

Diének

A diének két kettős kötést tartalmazó alkének. Elnevezésük az alkénekhez hasonlóan történik, a nevükben dién végződéssel jelezve a több kettős kötés jelenlétét. A kettős kötések helyzete alapján konjugált, kumulált és izolált kettős kötésű vegyületeket:



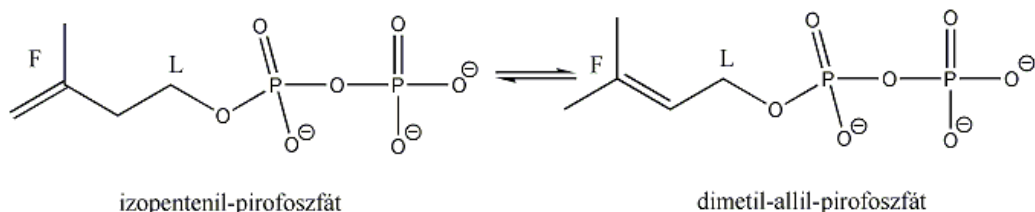
Konjugált kettős kötéses rendszereknek nevezzük azokat a szerkezeteket, amelyekben az egyes (σ) kötések és a kettős (σ, π) kötések felváltva követik egymást a szénatomok láncában.

Az izoprén a butadién homológja: 2-metil-1,3-butadién. A természetes kaucsuk "építőköve" (a kaucsuk száraz hevítésekor izoprén keletkezik). A természetes kaucsuk mellett más természetes eredetű szerves vegyületek között is gyakoriak az olyanok, amelyek szénváza az izoprén szénvázát tartalmazó egységekből épül fel (pl. terpének, szteroidok, stb.)

Izoprénvázas vegyületek

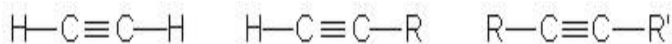
A terpének izoprén – 2-metilbuta-1,3-dién – egységekből felépülő, többnyire növényekben található vegyületek.

Az öt szénatomos izoprénváznak a metilcsoport melletti részét fej (F), a távolabbit láb (L) jelöléssel különböztetjük meg. Bár a terpének izoprénegységekből épülnek fel, bioszintézisük során az építőkövük az izopentenil-pirofoszfát illetve annak izomerje, a dimetil-allil-pirofoszfát.



2.2.4 Alkinek

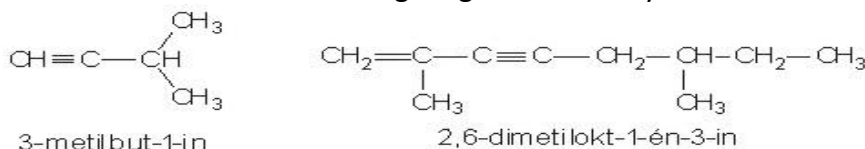
Szénláncuk két, egymáshoz hármassal kötött szénatomot tartalmaz. A legegyszerűbb ilyen típusú szénhidrogén az **etin (acetilén)**, melyben az egymással hármassal kötött két szénatomhoz csak egy-egy hidrogénatom kapcsolódik. A nagyobb szénatomszámú alkinekben a hármassal kötött szénatomok egyikéhez vagy mindkettőhöz kapcsolódhat (elvében tetszőleges) szénlánc:



A hármassal kötött azonos helyzetben tartalmazó alkinek - az alkánokhoz és alkénekhez hasonlóan - homológ sorot alkotnak $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ általános képlettel. Az 1-alkinek homológ sorának első tagja az acetilén.

Elnevezés

A IUPAC-nevezéktan a C,C hármassal kötött jelenlétét a szénláncban "-in" szóvégződéssel jelöli. A IUPAC elnevezésekre vonatkozó eddig megismert szabályok az alkinekre is érvényesek. Példák:



Az acetilén (a szénhidrogének többi tagjával ellentétben) endoterm képződéshőjű vegyület, vagyis elemeire való szétesése hőfejlődéssel jár:

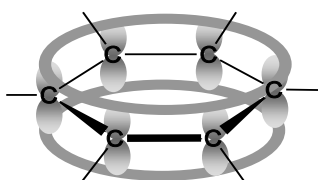
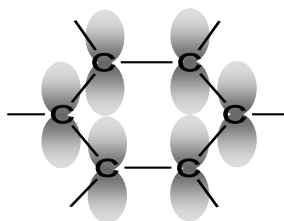
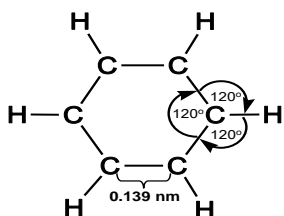
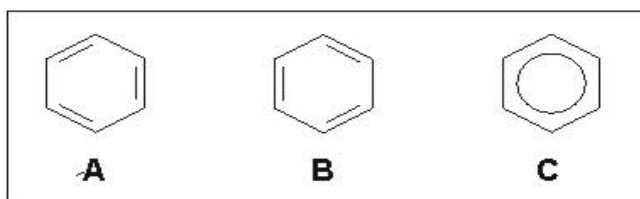


Az acetilén ipari **felhasználása** nagyon jelentős. Nagy égéshője (1300 kJ/mol) következtében az oxigénnel keverten elégetett acetilén igen forró lángot hoz létre; az acetilén hegesztőlámpa lángjának hőmérséklete kb. 3000 °C. Az acetilén rendkívül instabilis, spontán bomlása már kis energiaközlésre is beindulhat és robbanássá fejlődik. Így pl. önmagában nem is komprimálható. Ezért az acetilént acélbombában kovafölddel felitatott acetonban oldva szokás tárolni vagy szállítani (disszugáz).

2.2.5 Aromás szénhidrogének

A szénhidrogéneknek a szénlánc szerkezete szerinti rendszerezésekor az aromás szénhidrogéneket formailag a gyűrűs telítetlen szénhidrogének közé kellene besorolnunk. A formai hasonlóság ellenére azonban mégis külön tárgyaljuk őket, mert - a cikloalkénektől eltérően - reakcióik többségében nem telítetlen kötésrendszerként viselkednek. Ennek oka az, hogy az aromás szénhidrogének szénvázára jellemző, hogy a planáris (többnyire hattagú) gyűrűn a π -elektronok sajátos kapcsolatrendszert, hat π -elektronból álló **zárt konjugációt** hoznak létre. Az ezáltal különlegesen stabilissá vált szerkezeten pedig addíciós reakciók helyett már inkább **szubsztitúciós reakciók** játszódnak le, vagyis az aromás szénhidrogének kémiája alapvetően eltér az alkének kémiájától.

Az aromás szénhidrogének legegyszerűbb képviselője ("alapvegyülete") a **benzol**, C_6H_6 . Az aromás π -elektron-szextett hat elektronjának a benzolgyűrűnél a Kekulé-féle, lokalizált konjugált kettős kötéses képletek nem konkrét molekulákat, hanem csak mezomer határformákat ábrázolnak. A benzol π -elektronok tényleges delokalizációját a (C) ábrázolásmód tükrözi.

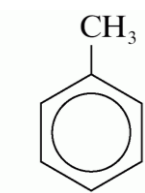


Mai felfogásunk szerint a benzolmolekula szénváza hat szénatom által feszültségmentesen kialakított szabályos hatszögű, planáris gyűrű, melynek minden szénatomjához radiális irányban, a gyűrű síkjában kapcsolódik egy-egy hidrogénatom. A hat egyenértékű, egymáshoz páronként egyenletes távolságban kapcsolódó szénatom mindegyike egy-egy - a gyűrű síkjára merőlegesen orientált - egy elektronnal feltöltött *p*-orbitállal rendelkezik. Ezek a *p*-orbitálok egymással átfedésben vannak, vagyis a 6 π -elektronnak a teljes gyűrűre kiterjedt (a gyűrűben "záródó") delokalizációjára van lehetőség. A Hückel-szabály szerint $(4n+2)$ elektron delokalizációja jellemző az aromás vegyületekre.

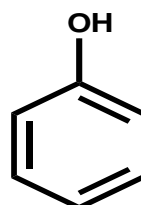
A benzolt elsőként Faraday különítette el 1825-ben, a benzol nevet Liebig javaslatára fogadták el. A ma érvényes IUPAC nomenklatúrával ez a név nincs összhangban, mivel az -ol végződés az alkoholok elnevezésére van fenntartva). A magyar szakirodalomban német hatásra terjedt el. Az angolszász irodalom a vegyületre - tekintettel alkénnes jellegű telítetlenségére - a benzene elnevezést használja. Ez az elnevezés (Benzen) ma már a német nyelvterületen is terjed.

Számos benzolszármazék elnevezésére a triviális név használatos.

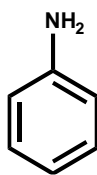
toluol



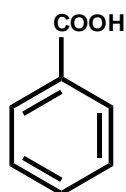
fenol



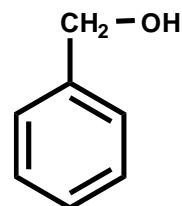
anilin



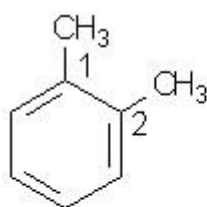
benzoesav



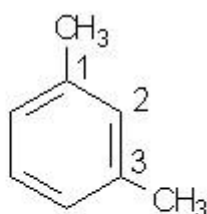
benzil-alkohol



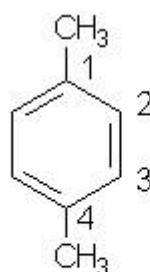
Két csoport (szubsztituens) háromféle módon kapcsolódhat a benzolgyűrűhöz: 1,2-, 1,3- vagy 1,4- helyzetben. A számozás helyett az *o-* (*orto-*), *m-* (*meta-*) és *p-* (*para-*) jelöléseket is szokás használni. Példaként a dimetilbenzol (triviális néven: xilol; *xylene*) izomereket mutatjuk be:



1,2-
orto-



1,3-
meta-



1,4-
para-

dimetilbenzol
xilol

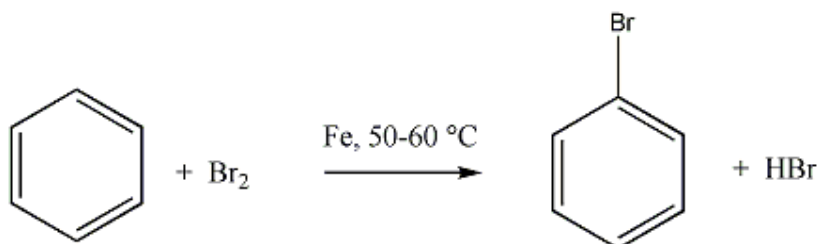
Aromás vegyületek kémiai reakciói

A benzolgyűrű (és általában az aromás vegyületek) legjellegzetesebb reakciója a **szubsztitúció**,

Ezzel a mechanizmussal lejátszódó reakciók pl. az aromás szénhidrogén-származékok előállítása szempontjából nagy jelentőségű halogénezés, nitrálás, szulfonálás, valamint a Friedel-Crafts-reakció, melyeknek segítségével halogént, nitro- ($-\text{NO}_2$), szulfo- ($-\text{SO}_3\text{H}$), illetve alkil- ($-\text{R}$), vagy acilcsoportot ($-\text{CO-R}$) tudunk az aromás gyűrűhöz kapcsolni.

Halogénezés

Benzol és bróm elegye vaskatalizátor jelenlétében enyhe melegítés hatására brómbenzollá alakul, aromás elektrofil szubsztitúciós reakció játszódik le.



2.3 Halogéntartalmú szerves vegyületek

Az élő természetben ritkán fordulnak elő halogéntartalmú szénvegyületek. Gyakorlati szempontból viszont igen hasznos anyagok, mivel a kovalensen kötött halogénatomot könnyen ki lehet cserélni más atomcsoportra. Az alkil-halogenidek jellemző **kémiai reakciója: szubsztitúció**.

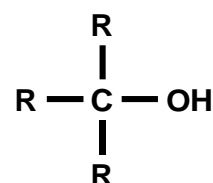
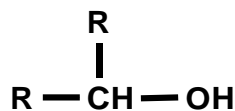
Felhasználásuk: ipari és laboratóriumi oldószerek, növényvédőszer, műanyagok stb.

2.4 Oxigéntartalmú szerves vegyületek

2.4.1 Hidroxivegyületek

Az oxigénatom az alkoholokban telített, „négszomszédos” szénatomhoz, a fenolokban az aromás gyűrű szénatomjához kapcsolódik.

Az alkoholos hidroxilcsoport különböző rendűségű szénatomhoz kapcsolódhat:

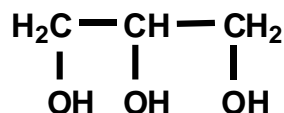
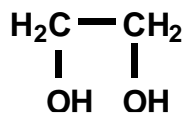


primer alkohol

szekunder alkohol

tercier alkohol

Az alkoholok kémiai nevét az alapszénhidrogén neve után illesztett *-ol* végződéssel képezzük, ha a molekulában több hidroxilcsoport van, a végződés: *-diol*, *-triol* stb.



1,2-etándiol
etilénglikol

1,2,3-propántriol
glicerol (glicerin)

2.4.2 Éterek

Általános képlet: **R-O-R**

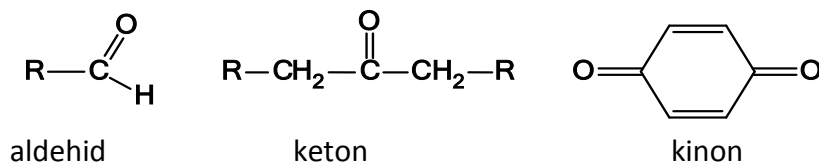
Fontosabb éterek: **Dietil éter** ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$), röviden éter, alacsony forráspontú, illékony, kis sűrűségű folyadék. Számos apoláris szerves vegyület kitűnő oldószere. Az éter narkotizálószer, műtétek közben altatásra használták. Toxiku hatása miatt már nem használják altatásra.

2.4.3 Oxovegyületek

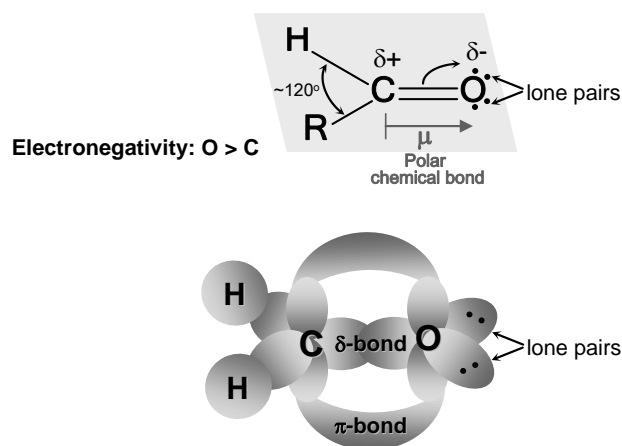
Az oxovegyületek molekuláiban egy oxigénatom kettős kötéssel kapcsolódik egy szénatomhoz. A kettős kötésű oxigénatomot oxocsoportnak nevezzük, a szén és oxigénatom együttesét pedig funkciós csoportnak tekintjük, elnevezése karbonilcsoport.

Aldehidek: a karbonilcsoport egyik vegyértékével szénhidrogén-csoporthoz, másikkal hidrogénatomhoz kapcsolódik.

Ketonok: a karbonilcsoport mindkét vegyértékével szénhidrogén-csoporthoz kapcsolódik.



A karbonilcsoport szerkezete:



Az aldehidek és ketonok elnevezése: az aldehidek szisztematikus neve *-al* végződést kap, a ketonoké *-on* végződést.

Néhány vegyületnél a triviális nevet részesítjük előnyben.

Formaldehid, HCHO

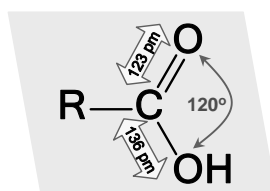
Acetaldehid, CH_3CHO

Aceton, CH_3COCH_3

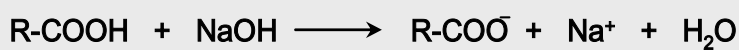
2.4.4 karbonsavak és sói

A karbonsavak általános képlete: **R-COOH** ; R is $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$. A funkciós csoport ($-\text{COOH}$) neve: karboxilcsoport.

Szerkezete:



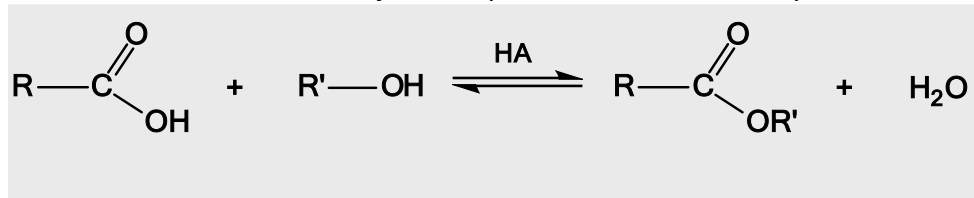
A karbonsavak bázisokkal sókat képeznek:



2.4.5 Észterek

Általános képlet: **R-COOR**

Savak alkohollal való reakciója vízkilépéssel észtert eredményez:



2.5 Nitrogéntartalmú szerves vegyületek

2.5.1 Aminok

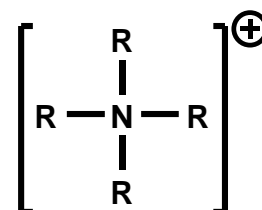
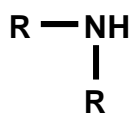
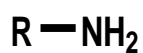
Az aminok általános képlete és osztályozása

primer amin

szekunder amin

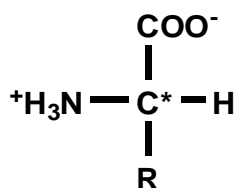
tercier amin

kvaterner ammóniumion

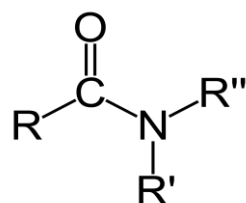


2.5.2 Aminosavak

α -aminosav ikerionos szerkezeti képlete



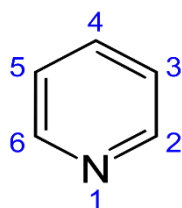
2.5.3 Savamidok



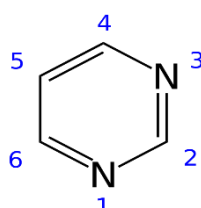
R= H, vagy alkilcsoport

2.5.4 Nitrogéntartalmú heterociklusos vegyületek

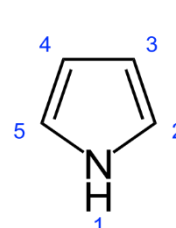
Piridin



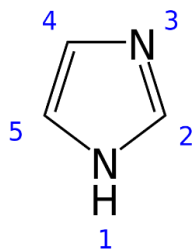
Pirimidin



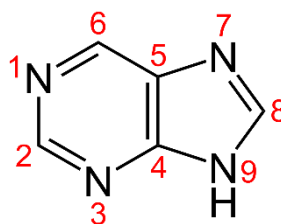
Pirrol



Imidazol



Purin



Felhasznált irodalom:

Középszintű kémia érettségi vizsgakövetelmények, 2017. évi vizsgaidőszak

Szerves kémia alapjai, Környezettudományi Intézet Nyíregyházi Főiskola 2011

Markó László: *Szerves kémia I* Veszprémi kiadó 2005