

# KÉMIA

## Szintre hozó oktatási anyag

az Agrármérnöki osztatlan képzés,  
Lótenyésztő, lovassportszervező agrármérnöki BSc,  
Mezőgazdasági mérnöki BSc,  
Természetvédelmi mérnöki BSc,  
Mezőgazdasági FOSZK és a  
Ménestudományi FOSZK  
képzések hallgatói számára

**SZÉCHENYI** 



MAGYARORSZÁG  
KORMÁNYA

Európai Unió  
Európai Szociális  
Alap



**BEFEKTETÉS A JÖVŐBE**



# KÉMIA

## Szintre hozó oktatási anyag

az Agrármérnöki osztatlan képzés,  
Lótenyésztő, lovassportszervező agrármérnöki BSc,  
Mezőgazdasági mérnöki BSc,  
Természetvédelmi mérnöki BSc,  
Mezőgazdasági FOSZK és a  
Ménestudományi FOSZK  
képzések hallgatói számára

**Szerkesztette**

Vargáné Visi Éva



MATE • Gödöllő, 2022

### **Szerzők**

Vargáné Dr. Visi Éva, egyetemi docens  
(MATE Élettani és Takarmányozástani Intézet, Élettani és Állategészségügyi Tanszék)  
Lóki Katalin, egyetemi tanársegéd  
(MATE Matematika és Természettudományi Alapok Intézet, Kémia Tanszék)

### **Szerkesztő**

Vargáné Dr. Visi Éva

### **Lektor**

Prof. Dr. Csapó János, ny. egyetemi tanár

Kézirat lezárva: 2021. november 30.

**A tananyag az EFOP-3.5.1-16-2017-00005 azonosító számú projekt támogatásával készült.**

© A szerzők, 2022

Szerkesztő © Vargáné Visi Éva, 2022

A műre a Creative Commons 4.0 standard licenc alábbi típusa vonatkozik:

CC-BY-NC-ND-4.0.



### **Kiadja**

Magyar Agrár- és Élettudományi Egyetem  
2100 Gödöllő, Páter Károly utca 1.

### **Felelős kiadó**

Prof. Dr. Gyuricza Csaba, rektor

Felelős szerkesztő

G. Szabó Sára

ISBN 978-963-623-008-1 (pdf)

# TARTALOMJEGYZÉK

BEVEZETÉS.....	7
ÁLTALÁNOS KÉMIA (Vargáné Visi Éva).....	9
1. Az atom felépítése és szerkezete.....	9
1.1. Az atomok elektronszerkezete.....	11
2. A kémiai kötés.....	14
3. Az anyagi halmazok.....	20
4. Az oldatok.....	21
5. Kémiai változások.....	24
5.1. A kémiai folyamatok során bekövetkező energiaváltozások.....	24
5.2. A kémiai reakciók végbemenetelének reakciókinetikai feltételei.....	25
5.3. A kémiai folyamatok lezajlása az idő függvényében.....	26
5.4. A kémiai egyensúly.....	27
6. Sav-bázis reakciók, kémhatás.....	29
7. Redoxireakciók, galvánelemek, elektrolízis.....	31
8. Ellenőrző kérdések.....	33
Felhasznált irodalom az Általános kémia című fejezethez.....	34
SZERVETLEN KÉMIA (Vargáné Visi Éva).....	35
1. A nemfémes elemek és vegyületeik.....	36
1.1. A nemesgázok.....	36
1.2. A hidrogén.....	36
1.3. A halogének és vegyületeik.....	37
1.4. Az oxigéncsoport elemei és vegyületei.....	41
1.5. A nitrogéncsoport elemei és vegyületei.....	46
1.6. A szénsoport elemei és vegyületei.....	51
2. A fémes elemek és vegyületeik.....	56
2.1. A fémek általános jellemzése.....	56
2.2. Az alkálifémek és vegyületeik.....	57
2.3. Az alkáliföldfémek és vegyületeik.....	58
2.4. A földfémek és vegyületeik.....	61
2.5. Az átmenetifémek.....	62
2.6. A negyedik főcsoport fémes elemei.....	64
3. Ellenőrző kérdések.....	64
Felhasznált irodalom a Szervetlen kémia című fejezethez.....	65
SZERVES KÉMIA (Lóki Katalin).....	67
1. A szerves kémia tárgya.....	67

1.1. Szerves vegyületek összetétele.....	67
1.2. A szerves vegyületek nagy száma .....	69
1.3. A szénvegyületek jelölése és az izoméria.....	70
1.4. A szénvegyületek csoportosítása.....	72
2. Szénhidrogének .....	74
2.1. Alkánok .....	74
2.2 Alkének .....	77
2.3. Alkinek .....	78
2.4. Aromás szénhidrogének .....	79
3. Oxigéntartalmú szénvegyületek .....	81
3.1. Hidroxivegyületek .....	81
3.2. Éterek.....	83
3.3. Oxovegyületek.....	84
3.4. Karbonsavak és észterek.....	85
4. Nitrogéntartalmú szerves vegyületek .....	87
4.1. Aminok.....	87
4.2. Amidok.....	88
5. Ellenőrző kérdések .....	89
Felhasznált irodalom a Szerves kémia című fejezethez .....	90

## BEVEZETÉS

Huzamosabb idő óta fennálló tapasztalat, hogy az agrár képzési területhez kapcsolódó szakokra felvételt nyert hallgatók kémiai ismeretei rendkívül változóak. Előképzettségtől, egyéni érdeklődéstől függően vannak olyan hallgatók, akik a graduális tananyag elsajátítása mellett egyes részterületeken azon felüli ismeretek megszerzésére is képesek; azonban előfordul az is, hogy a hallgatók előzetes motivációja, lehetőségei középiskolás éveikben inkább más területekre terjedtek ki, és ezért a kémiai ismeretek elsajátítása nehézségekbe ütközik egyetemi tanulmányaik során.

Ez a rövid oktatási anyag abból a célból készült, hogy az agrár szakokon elősegítse, megalapozza a kémia területéhez köthető ismeretanyag átadását. A szerzők arra törekedtek, hogy az általános, szervetlen és szerves kémia alapszintű ismeretanyagából azokat a részeket mutassák be könnyen megérthető módon, melyek ismerete annak feltétele, hogy a hallgatók sikeresen elsajátíthassák az agrár képzési területhez köthető egyetemi szintű kémiai ismereteket.

*A szerzők*





# ÁLTALÁNOS KÉMIA

Vargáné Visi Éva

## 1. Az atom felépítése és szerkezete

Az „**atom**” (görögül: *a-tomos*, oszthatatlan) kifejezés az Abdérában i.e. V. és VI. században élt **Démokritosz** nevéhez fűződik, aki materialista filozófusként tisztán elméleti úton jutott arra a következtetésre, hogy a létező nem osztható a végtelenségig, végső soron minden anyag parányi, oszthatatlan egységekből, atomokból áll. Elmélete sok száz évig feledésbe merült, és csak a XIX. század elején fedezte fel újra **John Dalton** (1776-1884) angol természettudós, aki már kísérleti úton jutott el az atomelméletig. Ő is úgy vélte, hogy az atomok oszthatatlan alapegységek. Az azonos atomokból felépülő anyagi halmazokat **elemeknek**, míg azokat, melyeket különböző atomok alkotnak, **vegyületeknek** nevezte el.

**Joseph John Thomson** (1856-1940) a katódsugárcsőben végbemenő folyamatok tanulmányozása során megállapította, hogy a katódsugárzást nagyon nagy sebességgel mozgó, parányi, negatív töltésű részecskék okozzák, melyeket **elektronoknak** neveztek el. Ez a felfedezés megindította a daltoni atomelméletet. Kiderült, hogy az atomok un. **elemi részecskékből** állnak. Thomson szerint az atomban a folytonos eloszlású pozitív töltésű részen belül pontszerűen helyezkednek el a negatív töltésű elektronok (u.n. „mazsolás puding” elmélet).

Ezt követően **Henry Becquerel** (1852-1908) megfigyelte, hogy az uránszurokérc láthatatlan sugárzást bocsát ki, és ez a jelenség a **Curie házaspár**, **Pierre Curie** (1859-1906) és **Marie Skłodowska** (1867-1934) munkássága révén nyert magyarázatot. A tapasztalt radioaktív sugárzás két, általuk felfedezett elemtől, a rádiumtól és a polóniumtól származott.

**Ernest Rutherford** (1871-1937) felismerte, hogy a radioaktív sugárzás nem egységes. Az alfa ( $\alpha$ ) sugárzás pozitív, a béta ( $\beta$ ) sugárzás negatív töltésű részecskékből áll, míg a gamma ( $\gamma$ ) sugárzás nem rendelkezik elektromos töltéssel. Rutherford 1911-ben egy nagyon vékony, mindössze 0,0004 mm vastagságú aranyfóliára  $\alpha$ -sugárzást bocsátott. Megfigyelte, hogy az  $\alpha$ -részecskék döntő hányada áthatolt a fémlemezen, és csak kb. minden húszezredik változtatott irányt. Ez az eredmény ellent mondott a Thomson féle atom modellnek, hiszen amennyiben annak lett volna létjogosultsága, akkor nem hatolt volna át a részecskék ilyen nagy hányada a fólián. Rutherford rájött arra, hogy a pozitív töltésű rész az atomnak csupán nagyon kis hányadát teszi ki, annak egy parányi térrészében összpontosul. Ez az **atommag**. Az atom terének döntő hányada, az **elektronburok**, nem jelentett akadályt az  $\alpha$ -részecskék áthaladása szempontjából, csak abban az esetben tapasztalt visszaverődést, mikor az  $\alpha$ -részecskék az atommagot találták el. Rutherford úgy vélte, hogy az atom belsejében az elektronok hasonlóképpen keringenek az atommag körül, mint a bolygók a nap körül. Érdekességként említem, hogy ez az elképzelés megjelenik **József Attila** (1905-1937) Óda című versében is: „csillagképek rezegnek benned”.

A pozitív töltésű részecskét, a **protont** 1919-ben fedezték fel. Az atommag felépítésére vonatkozó elképzelések tovább módosultak, mikor 1932-ben **James Chadwick** brit fizikus felfedezte – kísérleti úton előállította – a **neutront**.

Rutherford atommodellje alapján több jelenség, például a színeképek értelmezése nem volt megoldható. Az atomok nem tekinthetők parányi naprendszernek. Az univerzum működését leíró összefüggések (relativitáselmélet) és az elemi részecskékre vonatkozó törvényszerűségek (kvantummechanika) mások, bár napjainkban folyamatosak a próbálkozások az elméletek egységesítésére. A modern atommodell alapjait **Niels Henrik David Bohr** (1885-1962) dán fizikus dolgozta ki, és ennek továbbfejlesztett változatát tekintjük elfogadottnak napjainkban.

Az atomot felépítő három elemi részecske a proton, a neutron és az elektron (1. táblázat). A neutron elektromosan semleges, a proton pozitív, az elektron negatív töltésű. A proton és az

elektron töltése egymással ellentétes előjelű, azonban töltésük abszolút értéke megegyezik. Ebből következik, hogy atomok elektromosan semlegesek, mivel azonos számú protont és elektront tartalmaznak.

**1. táblázat Az atomot felépítő elemi részecskék**

Részecske		Nyugalmi tömege (g)		Töltése (C)	
neve	jele	abszolút	relatív	abszolút	relatív
elektron	e <sup>-</sup>	$9,109 \cdot 10^{-28}$	0,0005	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1
proton	p <sup>+</sup>	$1,672 \cdot 10^{-24}$	1	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
neutron	n <sup>0</sup>	$1,674 \cdot 10^{-24}$	1	0	0

A proton nyugalmi tömege közel azonos a neutronéval, azonban az elektron tömege ennél jóval kisebb. Körülbelül 1850 darab elektron tömege felel meg egy proton, vagy egy neutron tömegének, ebből következik, hogy az atomok tömegének csak nagyon kis hányadát adják az elektronok, a protonokhoz és a neutronokhoz képest. **Tömegszám** alatt egy adott atomban ezért a protonok és a neutronok számának összegét értjük.

Az atom tömege a protonokat és neutronokat tartalmazó **atommagban** összpontosul, az **elektronburok** tömege ehhez képest elenyésző. Az atommag mintegy százezerszer kisebb méretű (kb.  $10^{-15}$  m), mint maga az atom (kb.  $10^{-10}$  m). Az elektronburok kevésbé van részecskékkel kitöltve, mint a naprendszer.

Az atomok anyagi minőségét a protonok száma határozza meg, amelyet **rendszám**nak nevezünk. Az elemeket olyan atomok építik fel, melyek rendszáma azonos, viszont tömegszámuk – a neutronok eltérő száma miatt – különbözhet egymástól. Azok az atomok, melyek azonos rendszámúak, de különböző tömegszámúak, az adott elem **izotóp atomjai**. A Földön előforduló elemek döntő többségét izotóp atomok keveréke alkotja, például a természetes szénben a 12-es tömegszámú izotóp előfordulási aránya 98,92%, míg a 13-as tömegszámú izotópé csupán 1,108%, és a radioaktív 14-es tömegszámú szénizotóp csupán 0,0000000001%-ban fordul elő. Az egyes izotópok kémiai tulajdonságai azonosak, viszont tömegük értelemszerűen különbözik. Elválasztásuk és meghatározásuk ezért tömegkülönbségükön alapuló eljárásokkal, például tömegspektrometriás módszerekkel történik.

A kis rendszámú atomokban a protonok és a neutronok száma általában megegyezik, azonban a magasabb rendszámú atomokban több neutron van, mint proton, mert az atommag így stabilis. A **radioaktív sugárzás** kibocsátásával bomló atomok magjában megváltozik a protonok száma, így az anyagi minőség is módosul, például ólom lesz a polóniumból.

Az  **$\alpha$ -sugárzást** alkotó részecskék tulajdonképpen két protonból és két neutronból álló hélium atommagok. Ez a sugárzás nagyon nagy energiájú, viszont rendkívül rövid hatótávolságú. Az  $\alpha$ -részecskéket már egy nagyon vékony (0,05 mm) alumínium lemez is képes elnyelni.

A  **$\beta$ -sugárzás** nagy energiájú elektronokból áll. Áthatolóképessége jóval nagyobb, mint az  $\alpha$ -sugárzásnak, még egy 5 mm vastag alumínium lemez sem tudja teljesen elnyelni.

A legnagyobb áthatolóképességű radioaktív sugárzás a  **$\gamma$ -sugárzás**, melynek csak mintegy felét tartja vissza a 6 cm vastag alumíniumlemez. Nagy energiájú fotonokból álló elektromágneses sugárzás, amely a radioaktív bomlási folyamatok során nem önmagában keletkezik, hanem az  $\alpha$ - vagy a  $\beta$ -sugárzást kíséri.

Az atomok abszolút tömege nagyon kicsi, ezért ennek megadása helyett tömegüket inkább egy un. atomi tömegegységhez viszonyítjuk. Az **atomi tömegegység**, megállapodás szerint, a 12-es tömegszámú szénatom tömegének egy-tizenketted része, amely hozzávetőlegesen  $1,66 \times 10^{-24}$  gramm. A **relatív atomtömeget** ( $A_r$ ) úgy számoljuk ki, hogy az adott atom tömegét elosztjuk az atomi tömegegységgel.

Gyakran sok atomot és egyéb részecskéket tartalmazó un. anyagi halmazokkal foglalkozunk, ezért célszerű volt bevezetni az anyagmennyiség alap mértékegységét. Az **anyagmennyiség** mértékegysége a mól, jele: **n** [mol]. Egy mól anyagban  $6 \cdot 10^{23}$  darab részecske van; ugyanannyi, ahány szénatom van 12 gramm olyan szénben, amely csak a 12-es tömegszámú szénizotópot tartalmazza. A  $6 \cdot 10^{23}$  értéket **Avogadro-számnak** nevezzük, amely valójában nem egy kerek szám, értéke körülbelül  $6,0221415 \cdot 10^{23}$ , azonban a gyakorlatban sokszor kerekített értékét használjuk.

Egy mól részecske tömegét a **moláris tömeggel** jellemezhetjük, jele: **M** [g/mol]. Az Avogadro-szám kapcsolatot teremt a relatív atomtömeg és a moláris tömeg között, ugyanis a relatív atomtömeg számértéke megegyezik az atomok moláris tömegének a számértékével, például a vas relatív atomtömege 55,847, míg moláris tömege 55,847 g/mol. A moláris tömeg ismeretében kiszámolhatjuk ismert tömegű anyagban a részecskék számát úgy, hogy a tömeget (**m** [g]) osztjuk a moláris tömeggel:

$$n = \frac{m}{M}$$

### 1.1. Az atomok elektronszerkezete

Az egyes anyagok fizikai tulajdonságait az anyagi halmazokat alkotó részecskék sajátjaiból adódó kémiai kölcsönhatások szabják meg. A kémiai reakciókban az elektronok vesznek részt, az atommag változatlan marad, ezért a kémiai folyamatok megértéséhez szükségünk van az atomok elektronszerkezetének ismeretére.

A Heisenberg-féle határozatlansági elv alapján az elektronok térbeli helyzetét és sebességét nagy pontossággal nem tudjuk egyidejűleg meghatározni. Az elektronok úgynevezett **atomi pályákon** helyezkednek el. Ezek olyan térrészek az elektronburokban, melyeknek nincs szigorúan elkülönülő határfelülete. Egy elektron atomi pályájának nevezzük azt a térrészt, ahol az adott elektron 90 százalékos valószínűséggel megtalálható.

Az elektronok elhelyezkedését alapvetően két tényező befolyásolja. Az ellentétes töltésű atommag vonzó hatást gyakorol rájuk, azonban ahogy közelebb kerülnek az atommaghoz, egyre közelebb lesznek egymáshoz is, és egyre inkább hat rájuk a többi elektron taszító hatása. Az un. **alapállapotú atomban** az elektronok a lehető legkisebb energia-szinten helyezkednek el, ilyenkor kötődnek a legerősebben az atommaghoz. Amennyiben az atomoknak energiát adunk át, például izzítással, akkor az elektronok egyre inkább eltávolodnak az atommagtól, és megfelelő mennyiségű energia hatására leszakadnak az atomról. Az atomnak azt az állapotát, mikor az elektron, vagy elektronok energia-befektetés hatására eltávolodnak a magtól – de a leszakadás még nem következik be, így lehetséges a visszatérés – **gerjesztett állapotnak** nevezzük. A gerjesztett állapotú atomok alapállapotba való visszatérését rekombinációnak nevezzük.

Az atomok gerjesztéskor és alapállapotba való visszatérésük során nem folyamatosan, hanem meghatározott adagokban veszik fel, illetve adják le az energiát. Az így leadott vagy felvett energia-adagok arányosak az elektronpályák energiaszintjei között lévő különbséggel. A pályá-energiák közötti különbséget hő és elektromágneses sugárzás formájában is kisugározhatják.

Az atompályákat un. **kvantumszámokkal** jellemezhetjük (2. táblázat), melyek az elektronok által elfoglalt térrész helyzete és energiaszintje alapján lehetőséget adnak a pályák megkülönböztetésére és azonosítására. A főkvantumszám a pálya méretét jellemzi; értéke minél kisebb, annál közelebb helyezkedik az elektron az atommaghoz. A mellékkvantumszám a pálya által behatárolt térrész alakjával áll összefüggésben. Értéke a főkvantumszámtól függ, például amennyiben  $n=1$ , akkor értéke csak nulla lehet. A mellékkvantumszámokat betűkkel is jelölhetjük, így beszélhetünk s-, p-, d- és f-pályákról. A mágneses és a spinkvantumszám az adott pálya mágneses erőterében történő viselkedésére utal, az elektronok mágneses tulajdonságait jellemzik az atomban.

## 2. táblázat Az atompályák jellemzésére használt kvantumszámok

Név	Jelölés	Érték
Főkvantumszám	n	1, 2, 3...
Mellékkvantumszám	l	0, 1, 2, 3... n-1 s, p, d, f
Mágneses kvantumszám	m	-1 ... 0 ... +1
Spinkvantumszám	s	+1/2; -1/2

Hogyan épül fel az atomok elektronszerkezete? Az **energiaminimumra való törekvés** elvével összhangban, az elektronok mindig a lehető legkisebb energiájú helyet foglalják el az alapállapotú atomban. A **pályaenergia** adott atomi pályán lévő elektron energiáját jelenti az alapállapotú atomban.

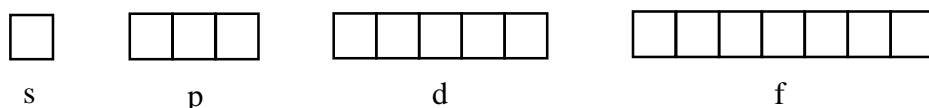
A **Pauli-elv** értelmében egy atomon belül nem lehetnek olyan elektronok, melyeknek az összes kvantumszáma megegyezik. Amennyiben két atom esetében a fő-, mellék- és a mágneses kvantumszám is azonos, akkor a spinkvantumszámuk különbözik, az egyik atomé +1/2, a másiké -1/2.

Az azonos főkvantumszámú pályák héjakat képeznek. Egy adott héjon belül az azonos mellékkvantumszámú pályák alhéjakat alkotnak. A pályaenergia a fő- és a mellékkvantumszám határozza meg. Ebből következik, hogy adott héjon lévő alhéjon belül az atompályák pályaenergija ugyanakkora.

A **Hund szabály** vagy más szóval a maximális multiciplicitás elve szerint azonos energiaszinten lévő pályákra, tehát egy adott héj alhéjára, először ún. párosítatlan (azonos spinkvantumszámú) elektronok épülnek be. A párosítatlan elektronokra is érvényes a Pauli elv, hiszen ezek mágneses kvantumszámukban különböznek egymástól.

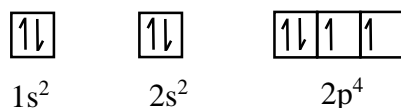
A Pauli elv és a kvantumszámokra vonatkozó szabályszerűségek egyértelművé teszik, hogy hányféle kvantumszám kombináció lehetséges. Először vezessük le a fentiek alapján, hogy hány héj lehet egy alhéjon belül. Mivel „l” értéke 0 és „n-1” közötti egész szám lehet, ezért az első héjon egy (1s), a másodikon kettő (2s 2p), a harmadikon három (3s 3p 3d), míg a negyedikken négy (4s 4p 4d 4f) alhéj lehet. A következő kérdés az, hogy hány elektron tartózkodhat maximálisan egy alhéjon? Mivel a „m” értéke „-l” és „+l” között változhat, valamint „s” két értéket vehet fel, +1/2, vagy -1/2 lehet, ezért egy adott héj s alhéján kettő, a p alhéján hat, a d alhéján 10, míg az f alhéján legfeljebb 14 elektron tartózkodhat. A fenti két adat alapján megmondhatjuk, hogy legfeljebb hány elektron tartózkodhat egy adott héjon. Az első héjon maximálisan kettő (1s<sup>2</sup>), a másodikon nyolc (2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>), a harmadikon 18 (3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 3d<sup>10</sup>), míg a negyedikken 32 (4s<sup>2</sup> 4p<sup>6</sup> 4d<sup>10</sup> 4f<sup>14</sup>) elektron tartózkodhat.

Az elektronszerkezet kiépülésének szemléltetése érdekében négyzetekkel jelölhetjük az s-, p- d- és f-pályákat (1. ábra).



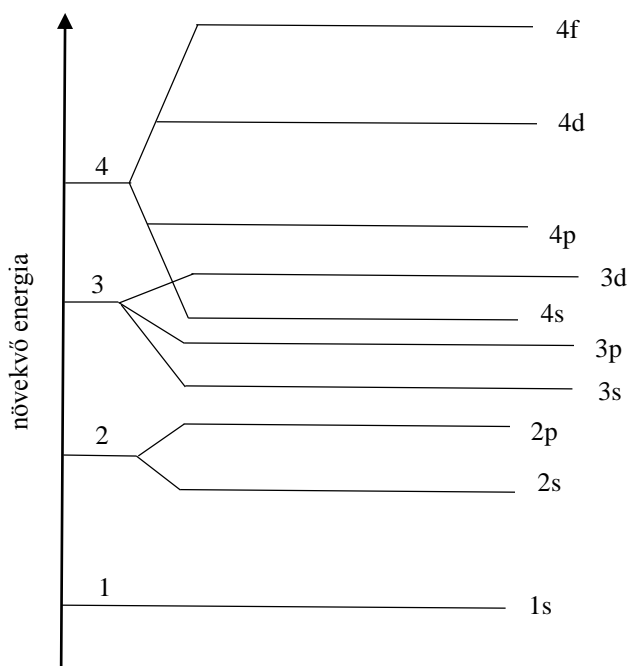
1. ábra Az atompályák szimbolikus ábrázolása

Egy négyzetbe maximum két olyan elektron kerülhet, melyeknek a spinkvantumszám kivételével az összes kvantumszáma megegyezik. Az alapállapotú oxigénatom nyolc elektronja közül négy az s alhéjakon, míg a többi négy a p alhéjon helyezkedik el. A 2p pályán, a Hund szabálynak megfelelően, két párosított és két párosítatlan (azonos spinkvantumszámú) elektron található. Az oxigénatom 2p alhéja ( $2p^4$ ) telítetlen, mivel kevesebb elektron van rajta, mint amit a Pauli elv maximálisan megengedne (2. ábra). Ezzel szemben a neon atom 2p alhéja telített, mivel ennél az atomnál ezen az alhéjon rajta van a maximális számú hat elektron ( $2p^6$ ).



### 2. ábra Az alapállapotú oxigénatom elektronszerkezetének szimbolikus jelölése

Milyen sorrendben épülnek be az elektronok az atompályákra? Az energiaminimumra való törekvés alapján elmondható, hogy az egyes pályák növekvő energiaszintjüknek megfelelően töltődnek fel elektronokkal. A 3. ábrán látható, hogy az energiaszint a fő- és mellékkvantumszámok növekedésével összhangban nő, egészen a 3p pályáig, ezt követően azonban a 4s pálya következik, és csak utána a 3d, tehát a kisebb főkvantumszámú d pálya és a nagyobb főkvantumszámú s pálya mintegy „megcserélődik”.



### 3. ábra Az egyes alhéjak energiaszintjei és beépülési sorrendjük

A **periódusos rendszerben** az elemek vegyjelei az atomok növekvő rendszáma (és egyben elektronszáma) szerint helyezkednek el. A sorok (**periódusok**) és az oszlopok (**csoportok**) kialakítása az elektronszerkezet kiépülését modellezi. Egy adott elem helyzete megadja, hogy alapállapotú atomjában melyik pályán mennyi elektron található. A külső, még nem lezárt héj, vagy a lezárt belső alhéj elektronjait **vegyértékelektronoknak** nevezzük, ezen elektronok

száma adja meg az atom vegyértékét, például a szén atom négy vegyértékű. A vegyérték határozza meg, hány kötőelektronpárt létesíthet egy atom, miközben molekulává alakul. A lezárt többi héjat az atommaggal együtt **atomtörzsnek** nevezzük. A kémiai reakciók tekintetében a vegyértékhéjnak van nagy jelentősége, mivel ezeknek az elektronoknak az állapotában történik általában jelentős változás. Az atomtörzset szimbolikusan jelölhetjük úgy, hogy felírjuk az adott elem vegyjelét, a vegyértékhéjon lévő elektronokat pedig a vegyjel köré rajzoljuk úgy, hogy a vonalak párosított elektronokat, míg a pontok párosítatlan elektronokat jelölnek. Az egyes elemeket csoportosíthatjuk annak megfelelően, hogy elektronszerkezetükben melyik pálya épül ki. Az **s** és a **p mező elemei** adják a nyolc **főcsoportot**, ebben az esetben a legkülső héjon találhatóak az atommagtól legtávolabbi elektronok. A **d** és az **f mező elemei** alkotják a **mellékcsoportokat**, ezekben az esetekben nem a legkülső, hanem egy belső héj töltődik fel elektronokkal, a pályaenergia-szintek sorrendje alapján (3. ábra)

Az egyes periódusokban az elemek növekvő rendszám szerint helyezkednek el. Az azonos csoportban lévő elemek atomjainak vegyértékhéja hasonló, és ebből következik, hogy kémiai tulajdonságaik is hasonlóak, például a hetedik ( $s^2p^5$ ) főcsoport a halogének, míg a nyolcadik ( $s^2p^6$ ) a nemesgázok csoportja. (Az első periódusban még csak az s pálya épül ki, így a hélium elektronszerkezete:  $1s^2$ .)

A nemesgázok közül a héliumra ( $1s^2$ ) és a neonra ( $1s^2 2s^2 p^6$ ) jellemző, hogy a legkülső héjuk telített. A többi nemesgáz esetében a „teljes külső héj” nincs telítve, csak az s és a p alhéj ( $ns^2p^6$ ), mivel a külső d, (és f) pályák még nem épültek ki. Például az argonnál a hármas főkvantumszámú héj 3s és 3p pályái telítettek, azonban a 3d alhéj kiépülése még nem kezdődik meg, mivel pálya energetikai szempontból erre csak a 4s pálya betöltődése után kerül sor a 20-nál nagyobb rendszámú elemeknél.

Az  $s^2p^6$  elektronkonfigurációt **nemesgázhéj-szerkezetnek** nevezzük. A nemesgázok elektronszerkezete energetikailag stabil, ezért ezek az atomok kémiailag inaktívak. Azok az elemek, melyeknél a külső s vagy p héj telítetlen (többi főcsoport egytől hétig), vagy lezártan belső alhéjuk van (mellékcsoportok elemei), hajlamosak kémiai reakciók révén a nemesgázhéj-szerkezet kialakítására.

## 2. A kémiai kötés

A nemesgázok stabil elektronszerkezettel rendelkeznek, a többi atom kémiai reakciók révén arra törekszik, hogy elektronszerkezete olyan legyen, mint a periódusos rendszerben a hozzájuk legközelebb álló nemesgázé.

Az első főcsoport elemei a nemesgázhéj-szerkezetet egy elektron leadásával tudják megvalósítani. Ezzel szemben a hetedik főcsoport elemei a legegyszerűbb módon egy elektron felvételével tudják kialakítani az  $s^2p^6$  szerkezetet. A fenti folyamatok során az eredetileg semleges töltésű atomokból ionok képződnek. Az elektron-leadás azt eredményezi, hogy a részecskében több proton lesz, mint elektron, tehát pozitív töltésű **kation** képződik, például a nátrium atomból nátrium-ion. Az elektron felvétel miatt a részecske negatív töltésű lesz, így jönnek létre az **anionok**, például a klór atomból a klorid-ion. A kationok és az anionok töltésüknek megfelelően kristályrácsba rendeződnek, úgy, hogy egymás mellé az ellentétes töltésűek kerülnek. Az így létrejött **ionrácsos kristályt** az ellentétes töltésű ionok között fellépő elektrosztatikus kölcsönhatás, az **ionos kötés** tartja össze. Az ionos kötés elsőrendű kémiai kötés, erősségét a rácsenergiaival jellemezhetjük. A rácsenergia az az energia, amely ahhoz szükséges, hogy 1 mol kristályos anyagot szabad ionokra bontsunk (J/mol).

Az elektron atomból való eltávolítása energiaigényes, mivel először a gerjesztési folyamat során energia befektetéssel kell az elektront egyre nagyobb energiájú pályákra eljuttatni, majd ezt követően az elektron leszakad az atomról, tőle teljesen függetlenné válik, és létrejön a kation. Az **ionizációs energia** azt fejezi ki, hogy mekkora energia szükséges ahhoz, hogy egy mol

alapállapotú atomból a legkönnyebben leszakítható elektront eltávolítsuk (J/mol). Az első ionizációs energia a periódusos rendszerben egy perióduson belül a rendszám növekedésével nő. Az alkálifémeknél a legkisebb, mivel a legkülső  $s^1$  pályán lévő elektron az atommagtól relatíve távol van, így kisebb energiával leszakítható. Stablis szerkezetük miatt a nemesgázok ionizációs energiája a legnagyobb. Az ionizációs energia egy csoporton belül alulról felfelé haladva nő, mivel a legkülső elektron atommagtól való távolsága csökken, ezért egyre jobban hat rá a magvonzás. Minél kisebb az ionizációs energiája egy atomnak, annál hajlamosabb elektron leadással kationná alakulni.

Az atomok egy része elektronfelvétellel anion képzésére hajlamos. Ennek a képességnek a mértékét az **elektronaffinitással** fejezzük ki, amely azt az energiát jelenti, amely ahhoz szükséges, hogy egy mol gázhalmazállapotú negatív töltésű ionból (anionból) a töltést okozó elektronokat eltávolítsuk. Minél nagyobb az elektronaffinitás, annál hajlamosabb az adott atom aniont képezni.

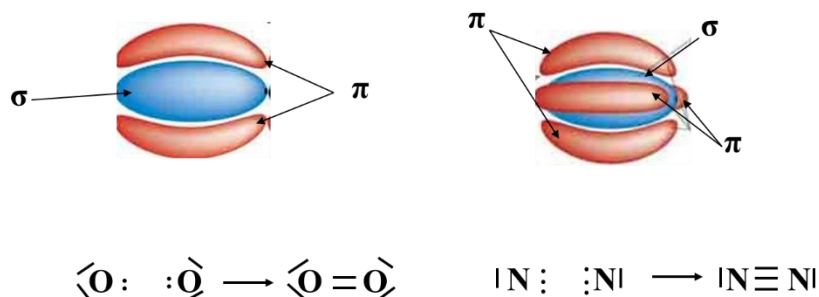
Az ionizációs energia és az elektronaffinitás közösen jellemzi annak mértékét, hogy az atomok mennyire kötődnek vegyértékelektronjaikhoz. Célszerűnek tűnt egy olyan viszonyszámot képezni, amely önmagában arról ad tájékoztatást, hogy milyen mértékű az egyes atomok elektronvonzó képessége. Ez az **elektronegativitás**, amely a kötött atomok elektronvonzó képességét jelenti. A lítium elektronegativitása a megállapodás szerint 1,0, a fluoré 4,0 a többi atom elektronegativitását e két atomhoz viszonyítva határozták meg. Az elektronegativitás értéke adott periódusban a rendszám növekedésével nő, csoporton belül alulról fölfelé nő. A fluoré a legnagyobb érték, tehát ennek az atomnak a legerősebb az elektronvonzó képessége, míg a legkisebb érték – a leggyengébb elektronvonzó képesség – a franciumé.

Az ionos kötés akkor alakul ki, amennyiben a vegyületet alkotó atomok elektronvonzó képessége lényegesen eltér egymástól, ilyenkor a kisebb elektronegativitású atomok átadják elektronjaikat a nagyobb elektronegativitású atomoknak. Vannak azonban olyan vegyületek, melyeket hasonló elektronegativitású atomok építenek fel. Ezen kívül, az elemek azonos atomokból állnak, melyek elektronegativitása azonos. Ezekben az esetben kation és anion nem jöhet létre, a nemesgázhéj-szerkezet kialakítása máshogy valósul meg, ennek egyik lehetséges módja a kovalens kötés létrehozása.

A **kovalens kötés** úgy alakul ki az atomok között, hogy az atomok vegyértékhéján lévő párosítatlan (azonos spinű) elektronokból kötő elektronpárok lesznek, míg a párosított elektronokból nemkötő elektronpárok. A kötő elektronpárok kettő, míg a nemkötő elektronpárok csak egy atommag vonzása alatt állnak. A kovalens kötés kialakítása során az atomok **molekulává** vagy kristályrácsos (pl. atomrácsos) szerkezetű anyaggá alakulnak. A kötő elektronpárokkal kialakított kötés a kovalens kötés, amely az ionos kötéshez hasonlóan erős, elsőrendű kémiai kötés. A **kötési energia** számértéke kifejezi, hogy mennyi energia szükséges egy mól molekulában két adott atom közötti kovalens kötés felbontásához (J/mol). Minél nagyobb az atomok mérete, annál nagyobb a molekulában a **kötéstávolság** – a két atommag közötti távolság – és annál kisebb a kötési energia. Például a halogén elemek esetében a jódmolekula ( $I_2$ ) két atomja közötti kötéstávolság nagyobb (267 pm), mint a klórmolekula ( $Cl_2$ ) esetében (199 pm), ezért a jódmolekulában az atomok közti kovalens kötés kötési energiája kisebb (151 kJ/mol), mint a klórmolekulában (243 kJ/mol).

A **vegyérték** (lásd még 1.1. Az atomok elektronszerkezete fejezet), az adott atomhoz kapcsolódó kötő elektronpárok számát jelenti, például a metán molekulában ( $CH_4$ ) a szén atom négy vegyértékű. Azokban a molekulákban, melyek kis atomtörzsű és viszonylag erős magvonzású atomokat (pl. C, N, O) tartalmaznak, **több kovalens kötés** (u.n. többszörös kötés) is kialakulhat két atom között. A 4. ábrán az oxigén és a nitrogén példáján bemutatva látható a kétszeres és a háromszoros kovalens kötés kialakulása. Az első kötőelektronpár a két atom között, a kötés tengelye mentén helyezkedik el, az általuk létesített kötést szigma kötésnek ( $\sigma$ -kötés) ne-

vezzük. A második kötőelektronpár a molekula síkja alatt és felett helyezkedik el, olyan térben, ahol kevésbé hat rá a magvonzás, ezért az így létrejövő pi kötés ( $\pi$ -kötés) kötési energiája kisebb, mint a  $\sigma$ -kötésé. A kisebb kötési energia miatt a  $\pi$ -kötés könnyebben felszakad, mint a  $\sigma$ -kötés. A nitrogénmolekulában a nitrogénatomok, valamint az etinben (acetilénben) a szénatomok között három kovalens kötés alakul ki, melyekből egy  $\sigma$ - és két  $\pi$ -kötés. A harmadik kötőelektronpár (a „második”  $\pi$ -kötés) az „első” pi kötésre merőleges térrészben helyezkedik el, tehát a két  $\pi$ -kötés merőleges egymásra.



#### 4. ábra A többszörös kovalens kötés kialakulása az oxigén és a nitrogén példáján bemutatva

A több kovalens kötést tartalmazó molekulákban a szigma és a pi kötések kötési energiájának az összege adja meg a kovalens kötés kötési energiáját. Két szénmolekula közti egyszeres kovalens kötés kötési energiája hozzávetőlegesen 344 kJ/mol (etán), kétszeres kovalens kötésnél 615 kJ/mol (etén), háromszoros kovalens kötésnél 812 kJ/mol (etin). A kötések számának növekedésével tehát nő a kötési energia, emiatt az atomok egyre közelebb kerülnek egymáshoz, ebből következik, hogy a kötéstávolság viszont csökken. Az etánmolekulában a két szénatom kötéshossza 155 pm, míg az eténnél ez az érték 135 pm, az etinnél 120 pm.

A csupán  $\sigma$ -kötést tartalmazó anyagokat **telített vegyületeknek** nevezzük. Azokat a molekulákat, melyekben  $\pi$ -kötés is van, azaz tartalmaznak legalább egy kétszeres és/vagy háromszoros kovalens kötést, **telítetlen vegyületeknek** hívjuk.

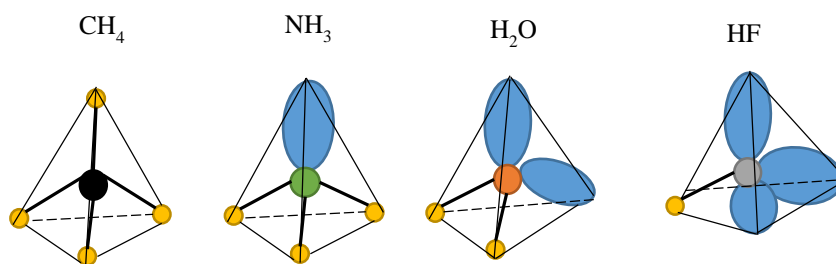
A **kovalens kötés apoláros vagy poláros jellegét** a kötésben részt vevő atomok elektronegativitásának különbsége határozza meg. Azonos atomok esetében a kötő elektronpár azonos valószínűséggel tartózkodik mindkét atom közelében, a kovalens kötés **apoláros**, mint például a hidrogén-molekula ( $\text{H}_2$ ) esetében. Azonban, ha a molekulát különböző atomok építik fel, mint például a hidrogén-kloridban ( $\text{HCl}$ ), ezek elektronvonzó képessége (elektronegativitása) eltér egymástól, így a kötő elektronpár megtalálási valószínűsége nagyobb a nagyobb elektronegativitású atom közelében ( $\text{Cl}$ ), ezáltal ott egy parciálisan (részlegesen) negatív töltés alakul ki a molekulában, míg a kisebb elektronegativitású atomnál ( $\text{H}$ ) parciálisan pozitív töltés jön létre. A kovalens kötés **poláros** és a molekula **dipólusos**, mivel az aszimmetrikus töltéeloszlás miatt rendelkezik részlegesen pozitív és negatív töltéssel.

Kéttomos molekulákban a kovalens kötés polaritása egyben a molekula polaritását is jelenti. Többatomos molekulákban a molekula polaritásának megítélésénél figyelembe kell venni az összes kovalens kötés egymáshoz viszonyított helyzetét és polaritását, mivel az egyes kötések erősíthetik, gyengíthetik, vagy akár ki is olthatják egymás hatását.

A **molekulák térszerkezetét** az atommagok egymáshoz viszonyított helyzete adja meg. A legnagyobb vegyértékű atomot központi atomnak nevezzük. A központi és a többi atom közti kötések kötéstávolsága, valamint a kötések által bezárt szögek (kötésszögek) határozzák meg a molekula térbeli felépítését.

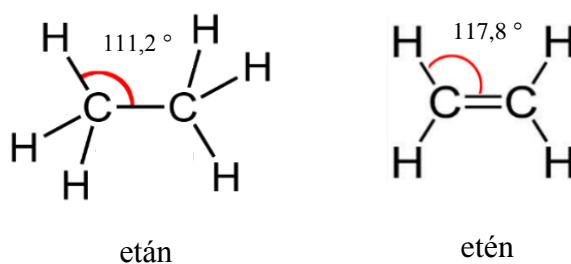


A kötő és nemkötő elektronpárok taszító hatásuk miatt a lehető legtávolabb helyezkednek el egymástól. Ennek megfelelően, a berillium kloridban ( $\text{BeCl}_2$ ) található két kötőelektronpár egymáshoz képest 180 fokos szöget zár be, a molekula lineáris alakú:  $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ . A bór-trifluoridban ( $\text{BF}_3$ ) a kötő elektronpárok kötésszöge 120 fok, a molekula háromszög alakú. Amennyiben a központi atomhoz négy kötő elektronpár kapcsolódik a molekula tetraédes elrendeződésű, a kötésszögek 109,5 fokosak (**5. ábra**).



### 5. ábra A nemkötő elektronpárok hatása a molekulák térszerkezetére

Abban az esetben, ha a központi atomhoz nemkötő elektronpár kapcsolódik egy kötő elektronpár helyett (**5. ábra**), a kötésszög módosul. A nemkötő elektronpár térigénye nagyobb, mint a kötő elektronpáré, mivel a nemkötő elektronpár csak egy atomtörzs vonzása alá tartozik, amely egyedül nem képes az elektronok mozgását annyira korlátozni, mint a kötő elektronpárnál a két atomtörzs. A három kötő és egy nemkötő elektronpárt tartalmazó ammónia molekulában a kötésszög csak 107 fok. A vízmolekulában már két nemkötő elektronpár van, így a kötésszög tovább csökken, 105 fokra, a molekula V alakú.

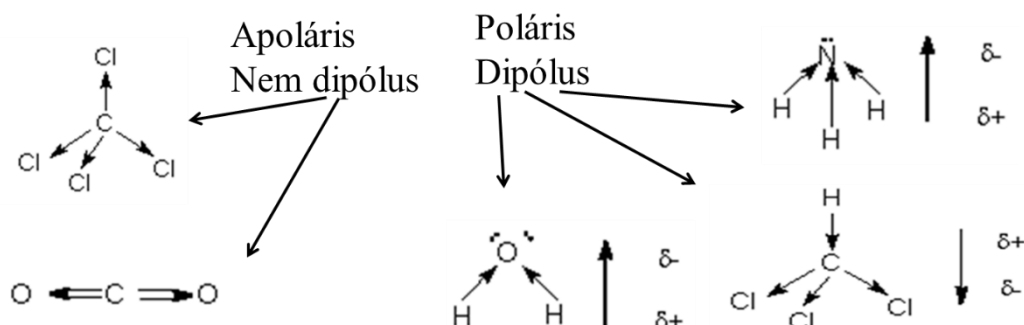


### 6. ábra A szénatomok közötti kovalens kötések számának hatása a C–C és a C–H kötések által bezárt szögre

A kovalens kötések számának növekedése, a  $\pi$ -kötések nagyobb helyigénye miatt, a kötésszöget kis mértékben megváltoztatja (**6. ábra**), azonban a molekulák térbeli szerkezetét alapvetően a szigma-kötések összessége, a molekula úgynevezett szigma-váza határozza meg.

Mint már említettük, **több atomból álló molekulák polaritása** nemcsak a bennük lévő kötések polaritásától, hanem a kötések egymáshoz viszonyított helyzetétől is függ. A szemléltetés érdekében a kötések polaritását vektorokkal ábráztuk. A **7. ábrán** a nyilak a negatív pólus felé mutatnak. A molekula polaritását a vektorok összeadásával tudjuk megállapítani. A szén-dioxid ( $\text{CO}_2$ ) és a szén-tetraklorid ( $\text{CCl}_4$ ) apoláros molekulák, dipólussal nem rendelkeznek, mivel a bennük lévő poláris kovalens kötések által létrehozott dipólusmomentumok kioltják egymás hatását. Ezzel szemben a kloroform ( $\text{CHCl}_3$ ) molekulája poláris, mivel a  $\text{H}-\text{C}$  kötés, valamint

a három C – Cl kötés erősíti egymás hatását. A poláros molekulák dipólussal rendelkeznek. Egy molekula tehát abban az esetben poláros, amennyiben tartalmaz poláros kovalens kötések és nem rendelkezik központi szimmetriával.



### 7. ábra Többatomos molekulák polaritása

Elemi állapotú fémekben az atomok között elsőrendű kémiai kötés, **fémek kötés** alakul ki, a fémek **fémrácsos kristályt** alkotnak. A fématomok vegyértékhéján kevés elektron van, melyek viszonylag könnyen eltávolíthatóak; a fémek ionizációs energiája kicsi. A fémek többsége az s- és a d-mező elemei közé tartozik, melyek legkülső elektronhéján egy vagy két s-elektron található. A fémek rács úgy épül fel, hogy a rácspontokban fém atomtörzsek helyezkednek el, és köztük a kapcsolatot a vegyértékelektronok biztosítják olyan módon, hogy elszakadnak saját atomjuk atomtörzsétől és egyforma valószínűséggel fordulnak elő a kristály bármely atomjának erőterében. Azokat az elektronokat, melyek kettőnél több atomot kötnek össze kémiai kötéssel, **delokalizált elektronoknak** nevezzük. A delokalizált elektronok kiegyenlítik a pozitív töltésű atomtörzsek közötti taszítóerőt.

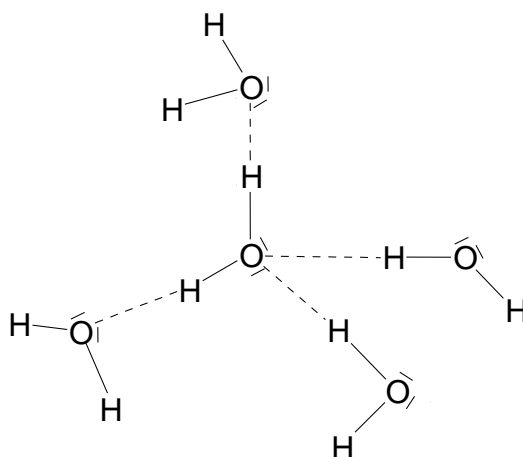
A fémek rácsban feszültség (potenciálkülönbség) hatására a delokalizált elektronok elmozdulnak, ezért a **fémek elektromos vezetőképessége** jó. A hőmérséklet növelésével a fémek vezetőképessége csökken, mivel a kristályrácsban lévő részecskék rezgőmozgása fokozódik, gyakrabban ütköznek az elektronokkal, így az elektromos ellenállás növekszik. Alacsony hőmérsékleten a fémrács rácspontjaiban lévő részecskék rezgőmozgása csekély, ezért az elektronok áramlásával szemben csak kis ellenállást fejtenek ki. Az elektromos ellenállás megszűnése, a **szupravezetés** fémek esetében nagyon kis hőmérsékleten, néhány kelvin fokon következik be. A fémek **átlátszhatatlansága** a delokalizált elektronok fény abszorpciójával (fény elnyelésével) magyarázható. **Fémek fényüket** az okozza, hogy a felületen lévő elektronok gerjesztődnek, majd az elnyelt fény egy részét visszasugározzák. A fémek kovácsolhatósága, **nyújthatósága** annak köszönhető, hogy a rácsszerkezet pozitív töltésű részecskéi elmozdulást követően ugyanolyan környezetbe kerülnek, tehát megváltoztathatják szerkezetüket anélkül, hogy a fémek kötés gyengülne.

A fémek kötés elsőrendű kémiai kötés, azonban erőssége a fématomok méretétől és a kötésben részt vevő vegyértékelektronok számától függően eltérő lehet. Ennek következtében a fémek fizikai tulajdonságai tág határok között változnak, például **olvadáspontuk** lehet 3000 °C fölötti (volfram), vagy 100 °C alatti (pl. nátrium).

Az anyagok **szilárd halmazállapotban** az elsőrendű kémiai kölcsönhatások révén **ionrácsos, fémrácsos, vagy atomrácsos kristályok** formájában vannak jelen, azonban a molekulák is képesek szilárd formában úgynevezett **molekularácsos kristályokat** képezni. A molekularácsot másodrendű kémiai kölcsönhatások tartják össze. Az elsőrendű kötés energiája általában 80-850 kJ/mol között változik, míg a másodrendű kötéseké legfeljebb 40 kJ/mol lehet.

A **másodrendű (intermolekuláris) kémiai kölcsönhatások** csoportjába tartozik a hidrogénkötés, melyben a két molekula közötti kötés az egyik molekulában lévő hidrogénatomon keresztül valósul meg; valamint olyan kölcsönhatások, melyek átmeneti vagy állandó dipólussal rendelkező részecskék között alakulnak ki (diszperziós és dipólus-dipólus kölcsönhatás).

A **hidrogénkötés** kialakulásának feltételei, hogy a molekula központi atomja nagy elektromegativitással rendelkezzen (például oxigén, nitrogén vagy fluor atom legyen), nemkötő elektronpárt tartalmazzon, valamint H-atom(ok)hoz kapcsolódjon a molekulában. Az így kialakult dipólus molekulában a hidrogén részlegesen pozitív töltéssel rendelkezik, és képes hidrogénkötést kialakítani a szomszédos molekula negatívan polározott központi atomjának nemkötő elektronpárjával. Azt a molekulát (vagy molekularészletet), amely a hidrogén révén kapcsolódik, **hidrogén donornak** nevezzük; az a molekula, amelyik a központi atom nemkötő elektronpárja révén kapcsolódik, a **hidrogén akceptor**. A vízmolekulák között kialakuló hidrogénkötés a 8. ábrán látható. Az ábra közepén lévő vízmolekula hidrogén donor és akceptor is egyben. Oxigén atomjához négy hidrogén atom kapcsolódik, ebből kettő kovalens kötéssel, a másik kettő hidrogénkötéssel. A hidrogénkötés a legerősebb másodrendű kötés, kötési energiája 8 és 40 kJ/mol között van; azonban még így is lényegesen gyengébb, mint a kovalens kötés, így az ábrán a hidrogénkötés szaggatott vonallal jelölt kötéstávolsága nagyobb, mint a folytonos vonallal jelölt kovalens kötésé.



8. ábra Hidrogénkötés kialakulása vízmolekulák között

A **dipólus-dipólus kölcsönhatás** dipólussal rendelkező molekulák között alakul ki olyan módon, hogy azok ellentétes töltésű részei vonzzák egymást, egymáshoz képest irányítottan helyezkednek el és molekulahalmazokat képeznek. A dipólus lehet állandó (**permanens dipólus**) vagy kölcsönhatás során kialakuló, úgynevezett **indukált dipólus**. Utóbbi esetben a dipólus egy permanens dipólussal rendelkező molekula hatására alakul ki, melynek eredményeképpen egy eredetileg apoláros molekulában jön létre aszimmetrikus töltéeloszlás. A **dipólus-dipólus kölcsönhatás** kötési energiája általában kisebb, mint 10 kJ/mol.

A **diszperziós kölcsönhatás (London-féle erők)** a leggyengébb kémiai kölcsönhatás. Apoláris molekulák vagy nemesgáz atomok között lép fel, mellyel magyarázható, hogy nagyon alacsony hőmérsékleten és nagy nyomáson még ezek is cseppfolyósíthatók. Az egyik molekula (vagy nemesgáz atom) elektronfelhője az elektronok véletlenszerű mozgása során deformálódik, és ez a részecske átmenetileg polárisává válik. Elektromos tere gyengén polarizálja a szomszédos részecskét, majd ezt követően gyenge vonzóerő lép fel köztük.

### 3. Az anyagi halmazok

Eddig az atomok, ionok és molekulák tulajdonságait tárgyaltuk. Ezek a részecskék nagy számban előfordulva makroszkópiusan is érzékelhető, sok részecskéből felépített rendszereket, úgynevezett **anyagi halmazokat** alkotnak. Az anyagi halmazok sajátosságait (például **halmazállapotát**) az őket felépítő részecskék szerkezete, és a részecskék között kialakuló kölcsönhatások jellege és erőssége, valamint az úgynevezett állapothatározók (a nyomás, a térfogat és a hőmérséklet) határozzák meg.

A gáz halmazállapotú anyagi halmazoknak nincs állandó térfogata és alakja. A folyadékoknak hozzávetőlegesen állandó a térfogata (nagyértékben összenyomhatatlanok), de nincs állandó alakja; míg a szilárd anyagok alakja és térfogata is állandó.

Az anyagi halmazok lehetnek úgynevezett **homogén rendszerek**, ezek belsejében nincsenek makroszkopikus elválasztó felületek (határfelületek). A **heterogén rendszerek** határfelülettel elkülönített, különböző tulajdonságú homogén részekből (fázisokból) állnak. Heterogén rendszer tartalmazhat azonos anyagot különböző halmazállapotban, például jeget és olvadékát. Előfordulhat az is, hogy a heterogén rendszer kémiaiilag különböző, de azonos halmazállapotú anyagokat, például hexánt és vizet tartalmaz, melyek egymással nem elegyednek, ezért elkülönülő fázisokat alkotnak.

A **gázok** molekulái a rendelkezésre álló teret teljesen kitöltik, állandó rendezetlen mozgást végeznek. A gázmolekulák átlagos sebessége a molekula tömegétől és a hőmérséklettől függ. Minél kisebb a molekulák tömege, annál nagyobb sebességgel mozognak. A hőmérséklet növelésének hatására a molekulák átlagos sebessége nő. A részecskék között nincsen számottevő kémiai jellegű kölcsönhatás, ütközésük rugalmas, a gázmolekuláknak a tartóedény falával való ütközése hozza létre a gáz nyomását.

A gázok térfogata az anyagmennyiségtől, a nyomástól és a hőmérséklettől függ. Adott anyagmennyiségű gázt összenyomva annak térfogata csökken. Adott anyagmennyiségű gázt melegítve annak térfogata nő, amennyiben a tartóedény fala ezt meg nem akadályozza. Azonos nyomás és hőmérséklet esetében a gázok térfogata az anyagmennyiséggel (a mólok számával) egyenesen arányos. **Avogadro tétele** szerint ez az arányosság független az anyagi minőségtől, azaz, amennyiben különböző gázokból azonos anyagmennyiséget veszünk, és nyomásuk és hőmérsékletük azonos, akkor térfogatuk is egyenlő.

A **gázok moláris térfogatát** úgy kapjuk meg, hogy a térfogatot elosztjuk az anyagmennyiséggel. Standard állapotban (25 °C hőmérséklet; 0,1 MPa nyomás) az anyagi minőségtől függetlenül, egy mól gáz térfogata 24,5 dm<sup>3</sup>. Amennyiben a hőmérsékletet csökkentjük, a nyomás változatlan szinten tartása mellett, a moláris térfogat kisebb lesz, 0 °C-on és 0,1 MPa nyomáson már csak 22,41 dm<sup>3</sup>/mol.

A fenti összefüggések összegzése alapján felírható a **gázok állapotegyenlete (egyetemes gáz-törvény)**, amely az úgynevezett tökéletes (ideális) gázokra érvényes:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

ahol

p = nyomás [Pa]

V = térfogat [m<sup>3</sup>]

n = anyagmennyiség [mol]

R = egyetemes gázállandó = 8,314 J·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>

T = hőmérséklet [K]

A **folyadékok** részecskéi között – a gázmolekulákkal szemben – számottevő kölcsönhatás van, távolságukat a vonzó és taszító erők együttesen határozzák meg. A taszító erők fellépése miatt

nagymértékben összenyomhatatlanok, ezért térfogatuk állandó. Viszont a folyadékok alakja változó, mivel a részecskék nem helyhez kötöttek, egymáshoz viszonyított helyzetük pillanatról-pillanatra változik. A részecskék elmozdulhatnak egymáshoz képest, helyükön „lyuk” keletkezik a folyadékszerkezetben, melyet újabb részecskék töltenek ki elmozdulásuk révén, így máshol is „lyukak” keletkeznek. A **diffúzió** jelensége során a folyadékok külső behatás nélkül is képesek egymással elkeveredni, melyet szemléltetni is lehet, például a színes káliumpermanganát oldat keverés nélkül, magától széteszlik a vízben.

A folyadékok felszínén lévő részecskékre ható erők eredője a gőztér felé mutat, ezért a folyadék felszínén lévő molekulák egy része elegendő energiára tesz szert ahhoz, hogy a folyadékból kilépve a gőztérbe kerüljön. Ezt a folyamatot **párolgásnak** nevezzük. A hőmérséklet emelésével a párolgás fokozódik és egyre több részecske kerül a gőztérbe, emelkedik a folyadék **gőznyomása**. Azt a hőmérsékletet, ahol a folyadék telített gőzének nyomása eléri a külső légnyomást (0,1 MPa), **forráspontnak** nevezzük.

A **szilárd** halmazállapotú anyagok részecskéi közti kölcsönhatás lényegesen erősebb, mint a folyadékokban. A részecskék helyhez kötöttek, az anyagban elfoglalt helyüket elhagyni nem tudják, csupán egyensúlyi helyzetük körüli rezgőmozgást végeznek, ezért – szemben a folyadékokkal – a szilárd anyagoknak nemcsak a térfogata, hanem az alakja is állandónak tekinthető.

A szilárd anyagok a részecskék elrendeződése alapján két csoportba sorolhatók. A **kristályos** anyagokban a részecskék (atomok, ionok vagy molekulák) szabályos térbeli elrendeződést mutatnak, térrácsos szerkezetűek. A térrácson belül meghatározható egy olyan részlet, az úgynevezett elemi cella, melynek ismétlődéséből az egész anyag felépül. Az **amorf** anyagok egyáltalán nem rendelkeznek szabályos szerkezettel, vagy csak minimális rendezettséget mutatnak.

A kristályos anyagok a rácspontokban lévő részecskék alapján alapvetően négyféle **kristályrács típusba** rendeződhetnek. Az **ionrácsos** kristályos anyagokban a rácspontokban pozitív és negatív töltésű ionok, kationok és anionok találhatóak, melyek ionos kötéssel kapcsolódnak egymáshoz. A **fémrácsban** a rácspontokban lévő fém atomtörzseket a delokalizált elektronok révén megvalósuló fémes kötés tartja össze. Az **atomrácsban** a rácspontokban lévő atomok kovalens kötéssel kapcsolódnak egymáshoz. A fenti három kristályrács típusal szemben, a **molekularács** részecskéit nem elsőrendű, hanem másodrendű kémiai kötések (hidrogénkötés, dipólus-dipólus kölcsönhatás vagy diszperziós kölcsönhatás) tartják össze.

#### 4. Az oldatok

A legalább két különböző kémiai szerkezetű anyagból álló homogén anyagi halmazok az **oldatok**. **Oldószernek** azt az anyagot nevezzük, amely az oldat döntő hányadát adja, **oldott anyagoknak** azokat a vegyületeket, melyek az oldószerrel lényegesen kisebb mennyiségben találhatóak az oldatban. Az olyan anyagi halmazokat, ahol a komponensek mennyisége közel azonos, **elegyeknek** nevezzük. Az oldatok és elegyek lehetnek gáz, folyékony vagy szilárd halmazállapotúak.

Az oldat kialakulása, az **oldódás** során az **oldószer** kölcsönhatásba lép az **oldandó anyag** részecskéivel, és ennek eredményeként kialakul az oldat. **Ionrácsos kristályos vegyületeket** poláris folyadékban oldva oldószerburok, úgynevezett **szolvátburok** alakul ki a kationok és az anionok körül. Abban az esetben, mikor az oldószer víz, az ionok körül kialakuló vízburokot **hidrátburoknak**, a folyamatot **hidratációnak** nevezzük. A kristályrácsban, az oldás előtt, az ionok helyhez kötöttek, viszont az oldás következtében szabadon mozgó, szolvátburokkal vagy hidrátburokkal rendelkező ionokká alakultak. Azokat a folyamatokat, amelyek során szabadon mozgó ionok jönnek létre, **elektrolitos disszociációnak** nevezzük, az így létrejövő anyagi halmazok az **elektrolitok**. Oldáskor **elektrolitoldat** jön létre. Ionvegyület megolvastásakor is lejátszódik elektrolitos disszociáció, mivel a folyékony oldadékban az ionok elmozdulhatnak; ebben az esetben **elektrolit** jön létre, mivel oldatképződés ebben az esetben nincs.

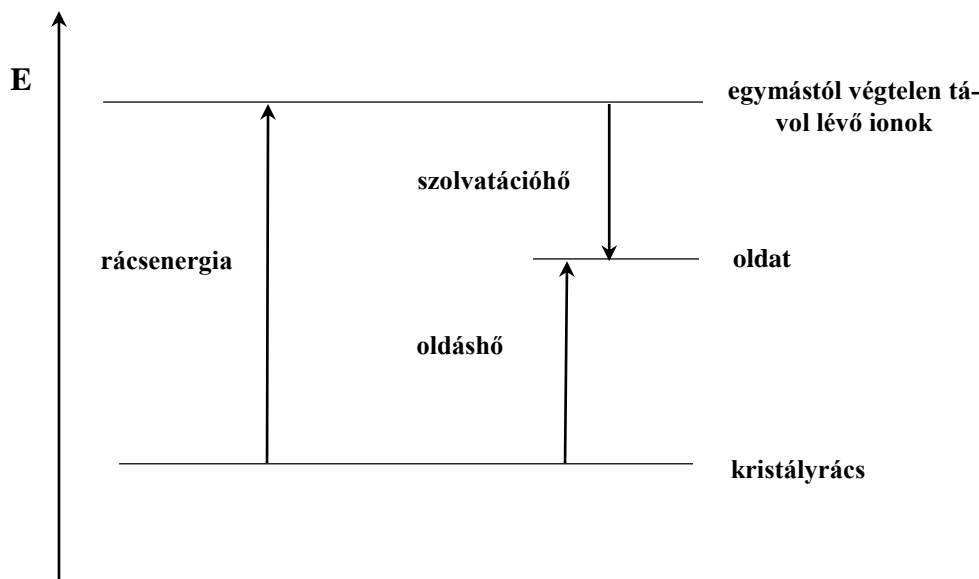
**Dipólusmolekulájú vegyületeknél** is létrejöhet elektrolitoldat, abban az esetben, amennyiben a molekula az oldószer polarizáló hatására ionokra „esik szét”. Például hidrogén-klorid molekulát vízben oldva sósavat kapunk, amely kloridionokat és oxóniumionokat tartalmaz. Poláris molekulák poláris oldószerben dipólus-dipólus kölcsönhatás kialakítása révén oldódnak, ilyenkor ionok nem keletkeznek. Amennyiben az oldószer és az oldandó anyag hidrogén donor és akceptor sajátsággal rendelkezik, a hidrogénkötés kialakulása nagyban elősegíti a poláros anyagok oldódását. Ez az oka például annak, hogy a cukor jól oldódik vízben.

**Jelentékeny dipólussal nem rendelkező, apoláros molekulák** a poláros vegyületekben nem oldódnak, például a zsírfoltot a ruhából nem lehet vízzel eltávolítani. Ezzel szemben az apoláros oldószerek, például a kloroform vagy a dieti-léter, jó oldószerei a szintén apoláros zsíradékoknak. Összességében elmondható, hogy a polaritás tekintetében a „hasonló a hasonlóban oldódik jól” elv érvényesül.

Abban az esetben, ha az oldatban már nem lehet több oldandó anyagot feloldani, **telített oldatról** beszélünk. Vizes oldatban ionrácsos vegyületet oldva a telített oldathoz hiába adunk több kristályos szilárd anyagot, az már nem képes feloldódni, az oldattól szilárd fázisban elkülönül. Az anyagok **oldhatóságát** telített oldatuk összetételével jellemezzük. Az oldhatóság függ az oldandó anyag és az oldószer anyagi minőségétől, valamint az állapotváltozóktól (hőmérséklet, nyomás).

Az oldás sok esetben **hőváltozással** jár. Azt a folyamatot, amely során egy rendszer energiát vesz fel hő formájában a környezetből, **endoterm folyamatnak**, míg az ellenkezőjét **exoterm folyamatnak** nevezzük. Amennyiben nincs hőátadás a rendszer és környezete között, a folyamat **adiabatikus**. Oldás során az oldatot tekintjük rendszernek. Exoterm oldódásról beszélünk, ha az oldat, a készítése közben, felmelegszik és hőt ad át a környezetnek; az oldódás endoterm abban az esetben, ha az oldat készítése közben lehűl és hőt von el a környezetből.

Az **oldáshő** (kJ/mol) az a hőváltozás, amely akkor következik be, mikor egy mól anyagból híg oldatot készítünk. Az oldódás során a rács felbomlása és a szolvatáció (hidratáció) egyidejűleg, egymással párhuzamosan megy végbe. A kristályrács felbomlása endoterm folyamat, mivel a részecskék eltávolításához energiára van szükség. Ezzel szemben a szolvatáció (hidratáció) exoterm folyamat, mivel a szolvátburok (hidrátburok) kialakulása során kémiai kötések jönnek létre. Ennek értelmében, a kristályrács felbontásához szükséges **rácsenergia** értéke mindig pozitív, míg a **szolvatációs (hidratációs) energia** értéke mindig negatív. Abban az esetben, ha a kristályrács felbontásához több energia szükséges, mint amennyi a szolvátburok (hidrátburok) kialakulása során felszabadul, akkor e két energiaváltozás összegeként kapott oldáshő értéke pozitív, az **oldódás endoterm**, az oldat hőt nyel el (9. ábra). Ezzel szemben, mikor a rácsenergia abszolút értéke kisebb, mint a hidratációs energia abszolút értéke, hő szabadul fel az oldatból az oldódás során, az oldáshő negatív, az **oldódás exoterm** folyamat. Amennyiben ugyanannyi energia szükséges a kristályrács felbontásához, mint amennyi a szolvatáció során felszabadul, akkor az oldódás során nincs hőváltozás, a folyamat **adiabatikus**.



### 9. ábra A rácsenergia és a szolvatációhő viszonya endoterm oldódási folyamat esetében

Kristályos anyag oldása során a kristályból eltávozó részecskéket a hőmozgás visszajuttathatja a kristályhoz, ahol újra beépülhetnek a szerkezetébe. Telített oldat készítésekor kezdetben az oldatba jutás sebessége ( $\text{mol/s} \cdot \text{cm}^2$ ) nagyobb, mint a kiválás sebessége ( $\text{mol/s} \cdot \text{cm}^2$ ). A folyamat előrehaladtával az oldatba jutás sebessége csökken, míg a kiválás sebessége nő, végül a két ellentétes irányú folyamat sebessége azonosává válik, azaz egy idő múlva ugyanannyi részecske jut az oldatba, mint amennyi belőle kiválik, tehát az oldat koncentrációja nem változik tovább. Amennyiben két egymással ellentétes folyamat azonos sebességgel megy végbe, **dinamikus egyensúlyról** beszélünk. Az oldódási egyensúlyban ugyanannyi anyagmennyiségű részecske hagyja el a kristály felületét, mint amennyi kiválik rá.

**A Le Chatelier - Braun elv** (legkisebb kényszer elve) értelmében amennyiben egy rendszeren belül dinamikus egyensúly van, és egy külső hatás ezt az egyensúlyt megzavarja, a rendszer olyan folyamattal reagál, amelynek hatása a zavaró hatással ellentétes. Az **oldhatóság** tárgyalásakor említettük, hogy annak mértéke a **hőmérséklet függvényében** változhat. Endoterm oldódási folyamatnál melegítés hatására olyan folyamat játszódik le, amelyek eredménye a külső hatással (a melegítéssel) ellentétes hatású, azaz magasabb hőmérsékleten az oldhatóság nagyobb lesz, és a rendszer az oldódás révén hőt von el a környezetből. Exoterm oldódási folyamatnál az oldat hűtése hatására nő meg az oldhatóság, mivel oldódás során hő szabadul fel az oldatban, amely a hűtéssel (hőelvonás) ellentétes hatású. Fentiekből következik, hogy amennyiben egy anyag oldáshője pozitív, akkor magasabb hőmérsékleten, ha negatív, akkor alacsonyabb hőmérsékleten oldódik jobban.

Ha egy olyan anyagból, melynek endoterm folyamat az oldódása (tehát nagyobb hőmérsékleten jobban, kisebb hőmérsékleten kevésbé oldódik) telített oldatot készítünk, és az oldatot hirtelen lehűtjük, akkor az oldott anyag koncentrációja nagyobb lesz, mint a telített oldat koncentrációja. Az olyan oldatot, amely több oldott anyagot tartalmaz, mint ami az adott hőfokon az oldhatóságának megfelelne, **túltelített oldatnak** nevezzük. A túltelített oldat úgynevezett metastabil állapotban van, nincs dinamikus egyensúlyban. Kristálygóc híján a feleslegben lévő részecskék nem tudnak visszajutni és beépülni a kristályrácsba. Amennyiben szilárd szemcséket, kristályokat adunk a túltelített oldathoz, az oldhatósághoz képest többletben lévő részecskék ki tudnak válni a szemcsék felületére. A kristályosodás megindulását mechanikai hatással (rázás, ütögetés) is elő lehet segíteni. A túltelített oldat átalakulása telítetté a részecskék szintjén

azt jelenti, hogy a kiválás sebessége nagyobb lesz, mint az oldódás sebessége, egészen addig, amíg a dinamikus egyensúly, a stabil állapot, újra be nem áll, és a telített oldatra jellemző koncentráció ki nem alakul.

## 5. Kémiai változások

### 5.1. A kémiai folyamatok során bekövetkező energiaváltozások

Az oldódáshoz hasonlóan, a kémiai reakciókat is hőváltozás kíséri. Az exoterm reakciók hőfelszabadulással járnak, míg az endoterm reakciók hőfelvétellel. A **reakcióhő** ( $\Delta H$ ) az az energiamennyiség, amely a reakcióegyenletben feltüntetett mennyiségű és minőségű anyagok átalakulása során felszabadul, vagy elnyelődik (kJ/mol). A termokémiai egyenlet egy olyan reakcióegyenlet, ahol a reakcióhő is feltüntetésre kerül. Például a metán égése exoterm folyamat, amely során hő szabadul fel, ezért a reakcióhő értéke negatív:



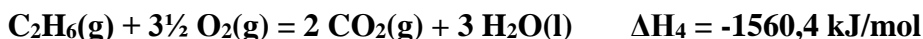
A **termokémia főtétele (Hess tétele)** értelmében a reakciót kísérő hőváltozás csak attól függ, hogy milyen kiindulási anyagokból milyen termékek keletkeztek. Abban az esetben, ha egy reakció több lépésből áll, és többféle úton juthatunk el a kiindulási anyagoktól a termékig, a reakcióhő nem függ a részfolyamatok milyenségétől és sorrendjétől, hanem csupán attól, hogy milyen kiindulási anyagokból milyen termékek jöttek létre, illetve milyen azok állapota. Például egy mól etén és egy mól hidrogén tökéletes égése során ugyanannyi hő szabadul fel (1), mint abban az esetben, ha az eténből és a hidrogénből először etánt állítunk elő, és utána az etánt égetjük el (2):

(1)



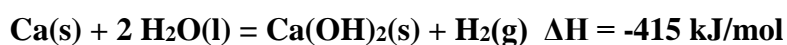
$$\Delta H_1 + \Delta H_2 = -1592,7$$

(2)



$$\Delta H_3 + \Delta H_4 = -1592,7$$

Elvileg minden vegyület elemeire bontható, és elemeiből minden vegyület előállítható. **Képződési reakcióikban** az egyes vegyületek elemeiből jönnek létre. A képződéshő a képződési reakciók reakcióhője. A **képződéshő** ( $\Delta H_k$ ) egy mol anyag meghatározott állapotú elemeiből való képződése során bekövetkező hőváltozás (kJ/mol). Az elemek képződéshője megállapodás szerint zérus. A kémiai folyamatok reakcióhője meghatározható olyan módon, hogy a termékek képződéshőjének az összegéből kivonjuk a kiindulási anyagok képződéshőjének az összegét. A kalciumot pontosan számított mennyiségű vízzel elreagáltatva a kialakuló kalcium-hidroxid nem képez oldatot, szilárd halmazállapotú lesz:

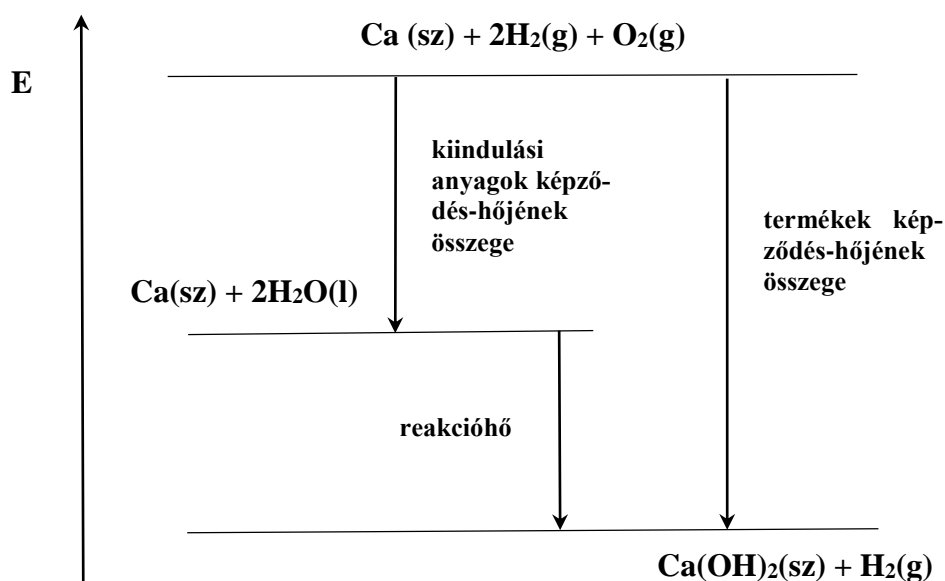


A 10. ábrán a reakcióhő kiszámításának grafikus értelmezése látható.

A kalcium és a hidrogén képződéshője zérus. A víz képződéshője -286 kJ/mol, a kalcium-hidroxidé -987 kJ/mol. A reakcióhőt, a Hess tétel alapján, az alábbi módon számoljuk ki:



$$\Delta H = \Delta H_k [\text{Ca}(\text{OH})_2] - (2 \cdot \Delta H_k [\text{H}_2\text{O}]) = -987 \text{ kJ/mol} - (2 \cdot -286 \text{ kJ/mol}) = -415 \text{ kJ/mol}$$



**10. ábra** A kalcium és a víz reakciója során felszabaduló reakcióhő értelmezése a Hess tétel alapján

## 5.2. A kémiai reakciók végbemenetelének reakciókinetikai feltételei

A kémiai reakció alapvető feltétele, hogy a részecskék találkozzanak, és megfelelő helyzetben **ütközzenek** egymással. Gázelegyekben szabadon mozognak a részecskék, oldatokban is az oldott anyag részecskéi. Abban az esetben, ha az egyik reagáló anyag szilárd halmazállapotú, akkor a reakció csak a szilárd anyag felületén megy végbe. A gázokban vagy folyadékokban végbemenő kémiai folyamatok úgynevezett **homogén reakciók**, mivel a reaktánsok **azonos fázisban vannak**. A szilárd anyag felületén lejátszódó kémiai folyamatok **heterogén reakciók**, mivel az elreagáló anyagok **egymástól eltérő fázisban** vannak jelen.

A kiindulási anyagok (reaktánsok) részecskéinek nem minden ütközését követi kémiai átalakulás. A kémiai reakciók további feltétele, hogy részecskék aktiváltak legyenek, azaz **kellő energiával rendelkezzenek** ahhoz, hogy ütközésüket követően a régi kötések meglazuljanak. Az ütköző részecskék energiája részben rezgési energiává alakul, amely gyengíti a kémiai kötéseket. **Hatékony ütközés** esetében a régi kötések felbomlanak, majd új kötések alakulnak ki. Az atomoknak az a csoportja, melyben a képződő és a megszűnő kötések együtt vannak jelen, az **aktivált komplex**. Az aktivált komplex élettartama rendkívül rövid, mivel a kötések átrendeződésével, új kötések kialakulásával, nagyon gyorsan létrejön a termék.

Az aktivált komplex létrejöttéhez szükséges energia többlet az **aktiválási energia**, amely konkrétan azt fejezi ki, hogy egy mól aktivált komplex kialakulásához mennyi energiára van szükség; azaz az aktivált állapot és a kiindulási állapot energia-szintjei közti különbséget jelenti, egy mól anyagra vonatkoztatva. Az aktiválási energia a molekulák szintjén úgy is értelmezhető, mint egy energiaküszöb, amellyel a részecskéknek rendelkeznie kell ahhoz, hogy a kémiai reakció végbemenjen. A reakciók jelentős részénél az aktiválási energiát a részecskék hőmozgása fedezi. Adott hőmérsékleten az egyes részecskék kinetikus (mozgási) energiája egy adott elosz-

lást mutat. A reakció aktiválási energia igénye miatt, csak a nagyobb energiájú részecskék lesznek képesek arra, hogy elreagáljanak egymással. A **hőmérséklet** növelésével a részecskék átlagos kinetikus energiája nő, ebből következik, hogy magasabb hőmérsékleten több részecske képes átalakulni.

Amennyiben a reaktor egységnyi térfogatába több kiindulási anyagot juttatunk, azaz növeljük a **reaktánsok koncentrációját**, az ütközések bekövetkezési valószínűsége megnövekszik, azonban a reakció csak abban az esetben fog végbemenni számottevő sebességgel, amennyiben annak energetikai feltétele is teljesül.

### 5.3. A kémiai folyamatok lezajlása az idő függvényében

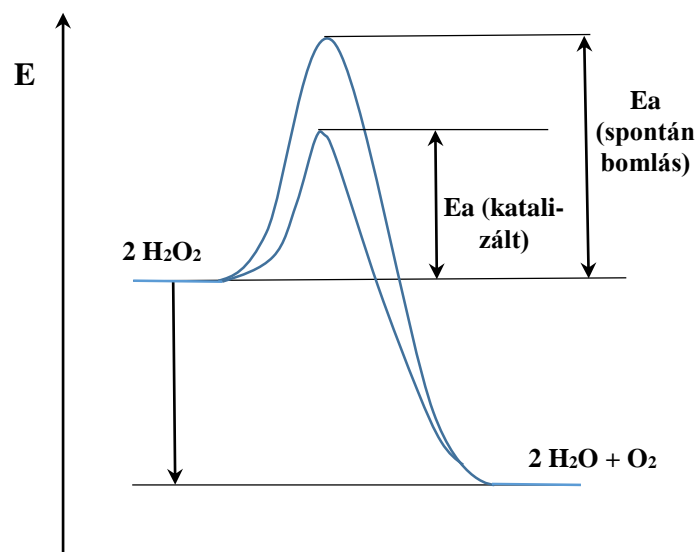
Egy kémiai reakció sebessége annál nagyobb, minél gyorsabban következik be az adott folyamat során a részecskék átalakulása. A **reakciósebesség** azt fejezi ki, hogy egy adott reakcióban időegység alatt hány mól anyag alakul át egységnyi térfogatban. Az egységnyi térfogatban lévő mólok száma az **anyagmennyiség koncentráció**, vagy **molaritás** ( $\text{mol/m}^3$ ), ezért a reakciósebességet tulajdonképpen az időegység alatt bekövetkező koncentráció változás adja meg.

A reakciósebesség a **kiindulási anyagok anyagi minőségén** kívül azok **koncentrációjától** is függ. Minél több mól reaktáns található egységnyi térfogatban, annál több ütközés zajlik le időegységenként. Például a szén-monoxid és a nitrogén-dioxid reakciójában a reakciósebesség ( $v$ ) mindkét kiindulási anyag koncentrációjától függ.



A „ $k$ ” arányossági tényező a **reakciósebességi állandó**, amely a reakció sebessége abban az esetben, mikor a reaktánsok koncentrációja egységnyi ( $1 \text{ mol/dm}^3$ ). A reakciósebességi állandó értéke az anyagi minőségen kívül függ az állapothatározóktól is. A hőmérséklet emelésével „ $k$ ” értéke nő, ugyanis a kinetikus energia növekedése miatt több ütközés lesz, valamint a részecskék nagyobb hányada éri el az aktivált komplex kialakulásához szükséges energia szintet.

Egy adott kémiai reakció eltérő részfolyamatokon keresztül valósulhat meg, melyek aktiválási energia igénye között különbség lehet. Azokat az anyagokat, melyek elősegítik, hogy egy kémiai folyamat kisebb aktiválási energia igényű útvonalon keresztül valósuljon meg, katalizátoroknak nevezzük (*11. ábra*). A **katalizátorok** lehetővé teszik, hogy kisebb energiájú részecskék is át tudjanak alakulni, ezáltal a reakciósebességet meggyorsítják. A katalizátorok közvetlenül részt vesznek a kémiai folyamatban, azonban a reakciót követően változatlan formában visszamaradnak.

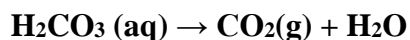
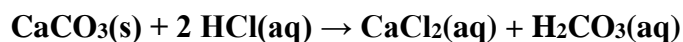


**11. ábra** Aktiválási energia ugyanazon folyamat esetében katalizátorral és katalizátor nélkül

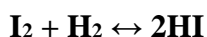
A kémiai reakciók sebességét a kiindulási anyagok minősége és koncentrációja, a hőmérséklet, valamint a katalizátorok jelenléte egyaránt befolyásolja.

#### 5.4. A kémiai egyensúly

Elméletileg minden reakció megfordítható, reverzibilis. A gyakorlatban viszont sokszor előfordul, hogy a folyamat során keletkező termék eltávozik a rendszerből. Ebben az esetben a visszazaalakulás lehetősége megszűnik, és ezért csak egy irányban, irreverzibilis módon zajlik le a reakció. Például egy kalcium-karbonát darabkára feleslegben sósav oldatot öntve a kalcium-karbonát teljes mértékben elreagál, mivel a keletkező szén-dioxid eltávozik a gázfázisba:



Zárt rendszerben egyensúly áll be az előrehaladó és a visszahaladó reakció között, és ennek eredményeként kialakul a **dinamikus kémiai egyensúly**, amikor egy kémiai folyamat ellentétes irányú reakciói azonos sebességgel mennek végbe. Ilyenkor a kiindulási anyagok és a termékek koncentrációi már nem változnak tovább, és az egyensúlyi elegyben a kiindulási anyag részecskéi is számottevő mennyiségben jelen vannak. Például az alábbi reakcióban az ibolyaszínű jódgőz hidrogéngázzal 400 °C körüli hőmérsékleten szüntelen hidrogén-jodidot képez:



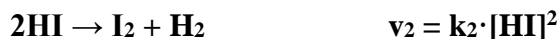
Megfigyelhetjük a reakció végbemenetele során, hogy az ibolyaszín fokozatosan halványul, azonban egy idő után már nem látunk változást, ebből az következik, hogy még számottevő mennyiségű jód van jelen, melynek mennyisége nem változik az egyensúly beállta után.

A folyamat értelmezéséhez az előrehaladó ( $v_1$ ) és a visszahaladó folyamat sebességét ( $v_2$ ) külön kell megvizsgálni. A jód és a hidrogén egyesítésének pillanatában volt a legnagyobb a kiindulási anyagok koncentrációja, és az előrehaladó folyamat reakciósebessége:



Idővel a kiindulási anyagok koncentrációja csökken, és ezzel arányosan  $v_1$  egyre inkább csökken.

A két anyag elegyítésének pillanatában még nem volt jelen termék, ezért a visszahaladó reakció sebessége  $t=0$  időpontban zérus. A termék megjelenésével viszont a visszaalakulási reakció is megjelenik, és ahogy a hidrogén-jodid koncentrációja nő, azzal arányosan fog a  $v_2$  folyamat sebessége növekedni:



Egy idő múlva a két folyamat sebessége azonossá válik, amely azt jelenti, hogy amennyi hidrogén-jodid kialakul, az el is bomlik, beáll a **dinamikus kémiai egyensúly**.

Mivel  $v_1 = v_2$ , ennek értelmében:  $k_1 \cdot [\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2] = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$

Az egyenletet úgy átrendezve, hogy egyik oldalán a két állandó hányadosa szerepeljen, megkapjuk a folyamatra jellemző **kémiai egyensúlyi állandó (K)** értékét. A kémiai egyensúlyi állandó a reakciópartnerek koncentrációi között kémiai egyensúlyban fennálló összefüggés alapján számolható:

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{k_1}{k_2} = K$$

A folyamat kezdetekor a rendszer nincs egyensúlyban, az anyagok koncentrációi pillanatról pillanatra változnak. Az egyensúly beálltát követően azonban a koncentrációk már nem változnak tovább, amelynek oka, hogy a kialakulás és a bomlás sebessége azonos.

Gyors reakció esetében az egyensúly hamar beáll, lassú reakciónál viszont az egyensúly elérése sokáig tart. **Katalizátorokkal gyorsítani lehet az egyensúly elérését**, csökkenteni lehet az egyensúly beállásáig tartó időt. A katalizátor mindkét irányú folyamatot azonos mértékben gyorsítja, ebből következik, hogy a katalizátor nem módosítja az egyensúlyi koncentráció viszonyokat, és nem befolyásolja az egyensúlyi állandó értékét.

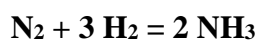
Meghatározott kiindulási anyagból adott termék többféle úton nyerhető ([lásd 5.1. fejezet](#)), és az eltérő útvonalak részfolyamatai aktiválási energia igénye különböző lehet. A reakcióhő azonban, Hess tétele értelmében, csak a kiindulási anyagok és a termékek energia szintjei közti eltérés határozza meg. A reakcióhő nem függ a részfolyamatok sorrendjétől és milyenségétől, ebből következik, hogy a részfolyamatok aktiválási energia igénye sem befolyásolja. Ennek eredményeként **a katalizátorok nem változtatják meg a kezdeti és a végállapot közti energia-különbséget, és ezáltal a reakcióhő értékét nem módosítják**. Például a hidrogén-peroxid bomlása jodid-ionok jelenlétében ugyanannyi hőfelszabadulással jár, mint spontán bomlása (*II. ábra*).

Kémiai egyensúlyban lévő rendszer **külső hatásra** olyan folyamattal válaszol, amely e külső hatással ellentétes. Amennyiben az egyensúly beállta után **megváltoztatjuk a kiindulási anyagok** vagy a **termékek koncentrációját**, olyan változások mennek önként végbe, hogy az egyensúly újra megvalósuljon. A kiindulási anyagok koncentrációjának növelése vagy a termék elvétele hatására olyan folyamat megy végbe, amely a külső hatással ellentétes, azaz a termék-képződési folyamat felgyorsulásával a kiindulási anyagok koncentrációja csökken, a termékeké nő, egészen addig, míg az egyensúly újra be nem áll.

Egyensúlyra vezető reakciókban a két egymással ellentétes irányú folyamat közül az egyik exoterm, a másik endoterm reakció, a két folyamat reakcióhőjének számértéke azonos abszolút értékű, viszont eltérő előjelű. Például a hidrogén-jodid képződése hőfelszabadulással járó folyamat, míg bomlása hőfelvétellel jár.

Az egyensúlyi állandó értéke függ a **hőmérséklettől**. Hőmérséklet emelés hatására a rendszer olyan folyamatot produkál, amely a hőmérséklet csökkenésével jár, azaz az egyensúly az endoterm folyamat irányába tolódik el, míg a hőmérséklet csökkentése az exoterm folyamatnak kedvez. A hidrogén-jodid direkt szintézisének egyensúlyban több terméket kapunk alacsonyabb hőmérsékleten, mivel a képződési reakció hőtermeléssel jár. Ezzel szemben, ha növeljük a hőmérsékletet, az egyensúlyi állandó értéke csökkenni fog, mivel a magasabb hőmérséklet nem kedvez az exoterm folyamatnak.

A kémiai egyensúlyra a nyomás is hatást gyakorol, amennyiben egy gázfázisú reakció molekulaszám változással jár. Molekulaszám csökkenéssel járó reakciókban úgy lehet a termék-képződést elősegíteni, ha megnöveljük a nyomást, például ezért végzik az ammónia direkt szintézisét nagy nyomáson.

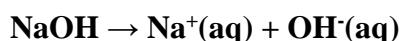
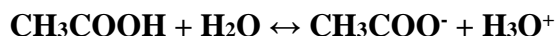


Ezzel szemben, molekulaszám növekedéssel járó reakcióknál a nyomáscsökkentés jár több termék jelenlétével egyensúlyban.

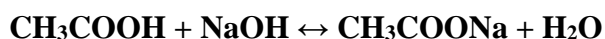
**A kémiai egyensúlyra ható legfontosabb tényezők: a reaktánsok és a termékek koncentrációjának megváltoztatása, a hőmérséklet, valamint a nyomás változása.**

## 6. Sav-bázis reakciók, kémhatás

Az Arrhenius féle sav-bázis elmélet értelmében a savak vizes oldatában oxóniumionok ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), a bázisokéban hidroxidionok ( $\text{OH}^-$ ) vannak, például:



Ha egy vizes oldatban az oxóniumionokból van több, savas, ha a hidroxidionokból, lúgos (bázikus) kémhatású az oldat. A savak és a bázisok egymással reagálva **sókat képeznek**, melyek savmaradék-anionból és bázismaradék kationból állnak, például:



Az elmélet szerint a folyamat lényege a víz ionjaiból való képződési reakciója.



Közömbösítésnek nevezzük a sav és a bázis egymással való reakcióját. A folyamatot akkor nevezzük semlegesítésnek, amennyiben a közömbösítéskor keletkezett só nem hidrolizál, azaz nem lép reakcióba a vízmolekulákkal, ezért a folyamat semleges kémhatást eredményez.

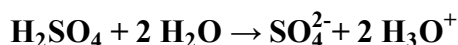
A **Brönsted-Lowry** féle elmélet értelmében a sav-bázis reakció hidrogénion ( $\text{H}^+$ , tulajdonképpen proton) átadással járó, úgynevezett **protolitikus folyamat**. Savnak azt a vegyületet nevezzük, amely protondonorként viselkedik, azaz leadja a protont. Bázis az a komponens, amely protonakceptorként a protont felveszi. Egy adott vegyület savként és bázisként is viselkedhet a reakciópartner függvényében, ezért a „sav” és „bázis” fogalom a vegyületek adott reakcióban játszott szerepére vonatkozik, és nem csupán a vízzel szemben való viselkedésre, mint az Arrhenius féle elméletben.

A Brönsted-Lowry féle elmélet szerint az előrehaladó reakcióban a savak konjugált bázissá, míg a bázisok konjugált savvá alakulnak a hidrogénion-átadás során. A termékeket a visszahaladó reakcióban játszott szerepük szerint soroljuk be a savak és a bázisok közé.

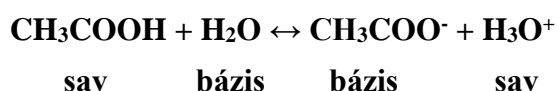
Azokat az anyagokat, melyek – a reakciópartner függvényében – savként és bázisként is viselkedhetnek, **amfoter** vegyületeknek nevezzük.

Az Arrhenius féle elmélet értelmében a **savak, illetve a bázisok erőssége** azok vízben való disszociációjának mértékétől függ, és a disszociációs folyamat egyensúlyi állandója alapján ítéltető meg. A Brönsted-Lowry elv szerint az erős savak nagy protonleadó képességgel bírnak, míg az erős bázisok jelentős protonfelvívő képességgel rendelkeznek.

A kénsav disszociációjának egyensúlya a termékképződés irányába van eltolva, a kénsav disszociációja nem túl tömény vizes oldatában gyakorlatilag teljes, mivel nagy protonleadó képességű erős sav.



Az ecetsav disszociációs egyensúlyi állandója viszont kis érték, mert az ecetsav kis protonleadó képességű gyenge sav, így disszociációja részleges.



A **víz-molekulák egymással protolitikus reakcióba lépnek**, mely során nagyon kis mennyiségű oxóniumion és hidroxidion keletkezik. A fenti folyamat ellentétes irányból jut el az egyensúlyig, mikor savas és lúgos kémhatású oldatokat öntünk össze.



A folyamat egyensúlyi állandója az alábbi módon írható fel:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = K$$

A víz koncentrációját állandónak tekintve és összevonva K-val, a víz ionszorzatát ( $K_v$ ) kapjuk:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_v \approx 10^{-14} \quad (25 \text{ }^\circ\text{C})$$

A fenti összefüggés alapján szobahőmérsékletű vízben  $10^{-7}$  mol/dm<sup>3</sup> oxóniumion, és ezzel azonos mennyiségű hidroxidion található. Kis mennyiségű sav hozzáadása az oxónium-, míg lúg hozzáadása a hidroxidion mennyiségét növeli meg, miközben koncentrációjuk szorzata nem változik híg vizes oldatukban. Ebből következik, hogy elég csupán az egyik ion koncentrációját megadni.

A **pH-értéket** az alábbi módon számoljuk ki:

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$$

ahol a szögletes zárójel a hidrogénion (illetve pontosabban: az oxónium-ion) koncentrációját jelenti. Az oldatok kémhatása savas, ha a pH érték kisebb hétnél; lúgos, ha a pH érték nagyobb, mint hét. Amennyiben az oxónium- és a hidroxidionok koncentrációja azonos, pH=7, a kémhatás semleges.

Az oldatok kémhatását nemcsak a savak vagy bázisok, hanem a sók hozzáadása is befolyásolhatja. Oldáskor a só kationja és anionja körül szolvátburok (hidrátburok) alakul ki, azonban ezen kívül a só valamelyik, vagy mindkét ionja sav-bázis reakcióba léphet a protolitikus oldószer (víz) molekulákkal is. A savmaradék-anion vagy a bázismaradék kation vízzel való reakcióját **hidrolízisnek** nevezzük. **Gyenge sav és erős bázis vízben oldható sója** lúgos kémhatású, mivel a savmaradék anion protolitikus reakcióba lép a vízzel; például a nátrium-acetát vizes oldata lúgos kémhatású, mivel az acetácion a vízmolekulával szemben proton akceptorként viselkedik és ecetsavmolekulává alakul át, miközben hidroxidion keletkezik.



**Erős sav és gyenge bázis vízben oldható sója** savas kémhatású, mivel a bázismaradék kation protolitikus reakcióba lép a vízzel; például az ammónium-klorid vizes oldata savas kémhatású, mivel az ammóniumion proton donorként viselkedik a vízmolekulával szemben és ammónia-molekulává alakul, miközben oxóniumion keletkezik.



**Erős sav és erős bázis sója**, például a nátrium-klorid, nem hidrolizál, a vízmolekulákkal nem lép reakcióba, csupán hidratburok alakul ki az oldódás során. **Gyenge sav gyenge bázissal alkotott sójának** oldásakor kation- és anionhidrolízis is fellép, és a pH – a reakciók egyensúlyának beálltát követően – a két hidrolízisfolyamat egyensúlyi állandóinak az értékétől függ.

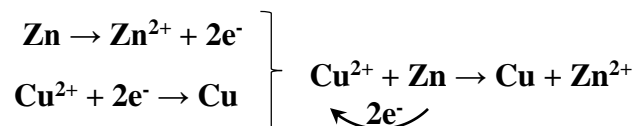
## 7. Redoxireakciók, galvánelemek, elektrolízis

Az elektronátmenettel járó reakciókat **redoxireakciónak** nevezzük. Ha egy atom, ion, vagy molekula elektront vesz fel, **redukálódik**; ha elektront ad le, **oxidálódik**. Az elektron átmenet reakciópartner nélkül értelemszerűen nem játszódik le, a redukció és az oxidáció mindig egymással párhuzamosan megy végbe.

A **redukálószer**ek oxidálódnak, miközben más vegyületeket redukcióra készítenek. Az **oxidálószer**ek redukálódnak, miközben más anyagokat oxidálnak.

Az **oxidációs szám** megadja, hogy valamely atom vegyületbe jutva hány elektront ad le, vagy hány elektront vesz fel. Egy elektron felvétele eggyel csökkenti, míg egy elektron leadása eggyel növeli az oxidációs szám értékét. Ionos kötés kialakulásakor a leadott vagy felvett elektronok száma a kialakuló ionok töltése révén határozható meg. Kovalens kötésű molekulákban úgy járunk el, hogy a kötőelektronpárt a nagyobb elektronegativitású atomhoz rendeljük. Azonos atomok között kialakuló kötés – az elektronegativitás érték azonossága miatt – nem változtatja meg az oxidációs számot. A fentiek értelmében a kémiai elemek oxidációs száma zérus. Egyszerű ionok oxidációs száma megegyezik az ion töltésszámával. Mivel a molekulák általában elektromosan semlegesek, a molekulát felépítő atomok oxidációs számának összege zérus. Összetett (több atomból álló) ionokban az oxidációs számok összege megegyezik az ion töltésszámával. Az oxidációs számok révén értelmezhetjük a redoxireakciókat, rendezhetjük a reakcióegyenleteket.

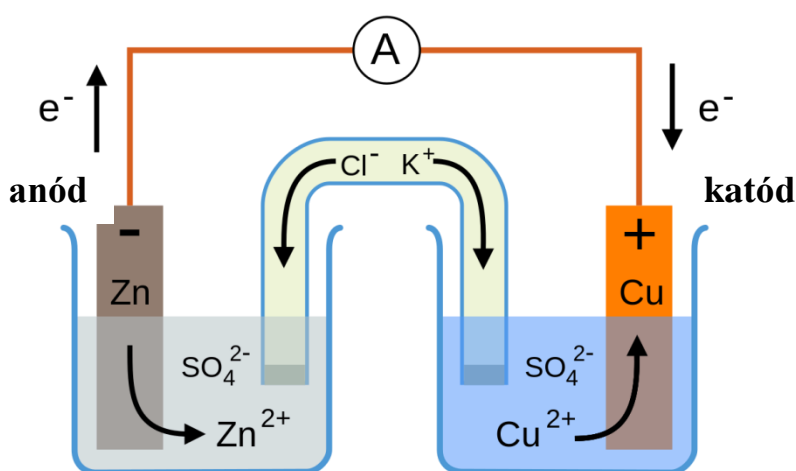
A redoxireakciók egy része önként végbemegy, azaz az egyensúly a termékképződés irányába tolódik el. Réz szulfát vizes oldatában az elemi állapotú cink feloldódik. A redoxifolyamat során a rézionok redukálódnak, ezzel párhuzamosan az elemi állapotú cink oxidációvak cink-ionná alakul. A reakció lényege az elektron átadás a cink és a rézion között.



Amennyiben az elektron leadással, illetve elektron felvétellel járó folyamatokat térben elválasztjuk, akkor elektromos energia nyerésére alkalmas rendszer, **galvánelem** (vagy Volta féle elem) jön létre. A galvánelemekben önként végbemenő redoxifolyamatok kémiai energiája alakul át elektromos energiává.

Egy anyag oxidált és redukált módosulatát együttesen redoxirendszernek nevezzük. A galvánelemekben a redoxirendszereket elektródok képviselik. Az imént ismertetett reakción alapuló **Daniell féle elem**ben két úgynevezett **fémlelektrod** található. A cinkelektrod a Zn/Zn<sup>2+</sup>, míg a rézelektrod a Cu/Cu<sup>2+</sup> redoxirendszert képviseli. Mindkét elektródban a fémlemez saját

ionjait tartalmazó oldatba merül. Az anódon (negatív pólus) oxidáció, míg a katódon (pozitív pólus) redukció zajlik le. A redoxireakció a cink oxidációja és a réz redukciója irányában megy végbe önként, ezért a cinkelektrod lesz az anód, a rézelektrod pedig a katód. A galvánelemben az anód és a katód fémteste elsőfajú vezetővel (fémvezetékkel) kapcsolódik a fogyasztóhoz. Az elektrodok oldatot tartalmazó részei ionokat tartalmazó sóhíd révén létesítenek kapcsolatot (12. ábra). Az elektronáramlással egyidejűleg, a cinkionok keletkezése miatt az anód oldatába negatív ionok (jelenlegi példában klorid-ionok) vándorolnak a sóhídból; míg a katód oldatába pozitív ionok (jelenlegi példában kálium-ionok) jutnak, hogy a rézionok redukciója miatt felgyülemlött negatív töltést semlegesítsék.



12. ábra A cink-réz galvánelem vázlatos felépítése, a katód- és anódfolyamatok

A **fémelektrodban** a fém és az elektrolitoldat (a fém saját ionjait tartalmazó oldat) között potenciálkülönbség van, amelyet **elektrodpotenciálnak** nevezünk. A galvánelem pólusai (katód és anód) között mért feszültség a két elektrod elektrodpotenciáljának a különbsége. Fogyasztóval ellátott galvánelemben ezt az értéket **kapocsfeszültségnek** nevezzük. Ebben az esetben a galvánelem irreverzibilis módon működik, a kapocsfeszültség az elem merülése során folyamatosan csökken. Amennyiben fogyasztó helyett feszültségmérő berendezést kapcsolunk a galvánelemre, annak nagy ellenállása miatt a rendszeren áram nem folyik át, a galvánelem reverzibilis módon működik, az így mért feszültség, az **elektromotoros erő** mértéke ezért nem változik.

Az elektrodpotenciál közvetlenül nem mérhető. Meghatározása azon alapul, hogy egy reverzibilisen működő galvánelemből készítik a mérni kívánt elektrodból, valamint egy úgynevezett **standard hidrogén elektrodból**, melynek elektrodpotenciálja megállapodás szerint zérus. Az így készített galvánelem elektromotoros erejét tekintik az adott redoxirendszer elektrodpotenciáljának. Annak függvényében, hogy melyik elektrodon megy végbe oxidáció és a redukció, a redoxirendszerek elektrodpotenciálja negatív és pozitív értéket is felvehet.

A **standardpotenciál** annak az elektrodnak az elektrodpotenciálja, amelyben az elektrolitoldat koncentrációja egységnyi ( $1 \text{ mol/dm}^3$  fémion található benne) és standard körülmények között ( $25 \text{ }^\circ\text{C}$  hőmérséklet és  $0,1 \text{ MPa}$  nyomás) működik.

A galvánelemben a nagyobb (pozitívabb) elektrodpotenciálú redoxirendszer redukálódik, míg ezzel párhuzamosan a kisebb (negatívabb) elektrodpotenciálú redoxirendszer oxidálódik. A



Daniell féle elembe a rézelektrod elektródpotenciálja nagyobb, mint a cinkelektrodé, ezért a rézelektrodon elektronfelvétel (redukció), míg a cinkelektrodon elektronleadás (oxidáció) megy végbe.

Az **elektrolízis** során elektromos áram hatására kémiai változások mennek végbe, miközben az elektromos energia kémiai energiává alakul át. Az **elektrolizáló cella** szabadon mozgó ionokat tartalmazó úgynevezett elektrolitból áll, amely lehet olvadék vagy oldat. Az elektrolitba két elektród merül. A két elektródra adott megfelelő mértékű egyenfeszültség hatására az elektrolit ionjai elmozdulnak, az ellentétes pólusú elektródhoz vándorolnak, és töltésüket elveszítik. Kősó olvadékelektrolízise során a nátriumionok a katódon elemi nátriummá redukálódnak, míg a kloridionok az anódon elemi klórrá oxidálódnak. Az elektrolizáló cellában a redoxifolyamatok során keletkező anyagok reakcióba léphetnek az elektródok anyagával, amennyiben ezt el akarjuk kerülni, kémiailag közömbös, indifferens elektródokat (pl. grafit-elektrod) alkalmazunk.

**Faraday I. törvénye** alapján, az elektrolízis során képződött anyag tömege ( $m$ ) arányos az elektroliton áthaladt töltéssel ( $Q$ ):

$$m = k \cdot I \cdot t = k \cdot Q$$

ahol

$I$  = áramerősség,

$t$  = idő.

**Faraday II. törvénye** szerint, az elektrolizáló cellán áthaladt töltés ( $Q$ ) és az elektródreakcióban résztvevő elektronok anyagmennyisége ( $n$ ) arányos egymással.

$$\frac{Q}{n} = F = 96494 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \approx 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$$

Az arányossági tényező, a **Faraday állandó (F)** tulajdonképpen egy mól elektron töltését jelenti.

## 8. Ellenőrző kérdések

1. Jellemezze az atomot alkotó elemi részecskéket töltésük, tömegük és az atomban való elhelyezkedésük alapján!
2. Mi határozza meg az atomok rendszámát?
3. Hogyan számoljuk ki az atomok tömegszámát?
4. Miben azonosak és miben különböznek egymástól adott elem izotóp atomjai?
5. Mi az anyagmennyiség mértékegysége, és mit jelent?
6. Mit nevezünk moláris tömegnek?
7. Sorolja fel az elsőrendű kémiai kötések típusait!
8. Hogyan alakulnak ki az anionok és a kationok?
9. Milyen módon jön létre az ionos kötés?
10. Mit nevezünk elektronegativitásnak?
11. Hogyan alakul ki a kovalens kötés?
12. Írja fel egy egyszeres és egy többszörös kovalens kötést tartalmazó molekula szerkezeti képletét!
13. Hogyan jön létre a fémes kötés?
14. Sorolja fel a másodrendű kémiai kötések típusait!

15. Milyen részecskék között és milyen módon alakul ki a diszperziós kölcsönhatás, valamint a dipólus-dipólus kölcsönhatás? Miben hasonlítanak és miben térnek el egymástól?
16. Melyek a hidrogénkötés kialakulásának feltételei?
17. Mit mond ki az Avogadro-tétel?
18. Milyen összefüggést határoz meg a gázok állapotegyenlete (az egyetemes gáztörvény)?
19. Milyen fő kristályrács típusok fordulnak elő a szilárd anyagokban?
20. Mely tényezők határozzák meg az oldáshő mértékét?
21. Mit nevezünk reakcióhőnek?
22. Mire vonatkozik, és mit mond ki a Hess-tétel?
23. Mit nevezünk képződéshőnek?
24. Mit nevezünk reakciósebességnek?
25. Mely tényezők befolyásolják a reakciósebességet?
26. Mely esetben beszélünk dinamikus kémiai egyensúlyról?
27. Milyen módon lehet a kémiai egyensúlyban lévő rendszer egyensúlyi állapotát megbon-  
tani?
28. Mit nevezünk savnak és bázisnak az Arrhenius-féle elmélet alapján?
29. Mit nevezünk savnak és bázisnak a Brönsted-Lowry-féle elmélet alapján?
30. Miben különbözik egymástól az Arrhenius-féle és a Brönsted-Lowry-féle sav-bázis elmé-  
let?
31. Mely kémiai folyamatokat nevezünk redoxireakciónak?
32. Mit nevezünk oxidációs számnak? Hogyan határozzuk meg az oxidációs számot az egy-  
szerű és összetett ionok, valamint a molekulák esetében?
33. Írja fel a Daniell-elem működése során az anódon és a katódon lejátszódó kémiai reak-  
ciók egyenletét!
34. Mivel arányos az elektrolízis során kivált anyag tömege?

### **Felhasznált irodalom**

1. Balázs L-né, Török F., Boksay Z. és Pintér I-né: Kémia I. (eds.: Perczel S., Orlai M., Michalovszky Cs-né), Nemzeti Tankönyvkiadó, 1998; ISBN: 9631887499
2. Benkő Z., Kómívesné Tamás I. és Stankovics É.: Kémiai alapok (ed.: Benkő Z.), Typotex Kiadó, 2011; ISBN: 9789632794792
3. Csapó J.: Általános kémia, KE, AKK, Kaposvár, 2000.
4. Csányi L. és Rauscher Á.: Általános kémia, JATEPress, 2014; ISBN: 9789633151730
5. Erdődi F., Gergely P. és Vereb Gy.: Általános és bioszervetlen kémia (szerk: Gergely P.), Semmelweis kiadó, Budapest, 2005; ISBN: 9789639214828
6. Lengyel B., Proszjt J. és Szarvas P.: Általános és szervetlen kémia, Tankönyvkiadó, Bu-  
dapest, 1971
7. Náray-Szabó G.: Kémia, Akadémiai Kiadó, 2016; ISBN: 9789630582407
8. Pais I.: Általános, szervetlen és analitikai kémia, Mezőgazdasági Kiadó, 1981; ISBN:  
9632311043
9. Szűcs Á.: Általános kémia, JATEPress, 2013; ISBN: 9789633151075
10. Veszprémi T.: Általános kémia, Akadémiai Kiadó, 2011; ISBN: 9789630586177

# SZERVETLEN KÉMIA

Vargáné Visi Éva

A **szervetlen kémia tárgykörébe** az anyagi világunkat felépítő kémiai elemek és a belőlük képződő szervetlen vegyületek tulajdonságainak bemutatása tartozik.

**John Dalton** (1776-1884) már említett felfedezése óta (lásd 1. Az atom felépítése és szerkezete) az azonos anyagi minőségű (rendszámú) atomokból felépülő anyagi halmazokat **elemeknek**, míg a legalább kétféle atomot tartalmazó anyagokat **vegyületeknek** nevezzük. Földünkön az atomok túlnyomó többsége vegyületek formájában fordul elő, és csak kis részük van elemi állapotban. A fluor atomok nagy reakciókészségük miatt gyakorlatilag nem találhatóak meg elemi állapotban. A nemesgáz atomok és a nemesfémek viszont inkább elemi állapotban lelhetőek fel. E két szélső állapot között található például a nitrogén és az oxigén, melyek elemi állapotban a Föld légkörének döntő hányadát teszik ki, azonban emellett vegyületeik formájában is jelentékeny mennyiségben találhatóak meg bolygónkon.

A periódusos rendszer (lásd 1.1. Az atomok elektronszerkezete) egyes elemeit annak alapján is csoportosíthatjuk, hogy fémes, vagy nem fémes tulajdonsággal rendelkeznek. A Földünkön található elemek döntő hányada, mintegy négyötöde a **fémek** csoportjába tartozik. A periódusos rendszerben a bór-polónium vonaltól jobbra helyezkednek el a **nemfémek**. E két csoport közötti átmenetet jelentik a **félfémek**. Esetenként a kategóriába sorolást nehezíti, hogy egy adott elem szilárd állapotban többféle kristályos szerkezetet vehet fel. A szelénnek és a tellúrnak például fémes és nem fémes módosulata is van.

A **nemfémes elemek** atomjaira jellemző, hogy általában kovalens kötéssel kapcsolódnak egymáshoz, szilárd állapotban atomrácsos vagy molekuláris kristályokat képeznek, és az elektromos áramot nem vezetik. A **fémes elemek** fémrácsos kristályt alkotnak, és a delokalizált elektronok jelenléte miatt elsőfajú vezetők.

A szilárd halmazállapotú anyagi halmazok **kristályos** vagy **amorf** formában fordulnak elő. A kristályos anyagok szerkezete szabályos térrács; egy alapelem, az úgynevezett **elemi cella** ismétlődéséből épül fel. Ezzel szemben az amorf anyagok térbeli elrendeződése szabálytalan, vagy csak minimális rendezettséget mutat. A kristályrács a rácspontokban lévő részecskék illetve az őket összetartó kölcsönhatás alapján lehet ionrács, atomrács, fémesrács, vagy molekulárisrács (lásd még 2. A kémiai kötés).

Egy adott **elem** különféle kristályrácsos módosulatban fordulhat elő. Ezt a jelenséget **allotropiának** nevezzük. Amennyiben adott összegképletű **vegyület** eltérő kristályos módosulatokban fordulhat elő, **polimorfjáról** beszélünk.

A **vegyületeket** két fő csoportba, a **szerves** és a **szervetlen** anyagok csoportjába soroljuk. A definíció eredete az úgynevezett „*vis vitalis* (életerő) elv” meglétéig nyúlik vissza, melynek értelmében úgy vélték, hogy az élő szervezetben megtalálható vegyületeket csak élő organizmus képes előállítani egy különleges erő, az úgynevezett életerő révén. Később ez az elv megdőlt (lásd bővebben Szerves kémia rész), mivel kiderült, hogy az élő szervezetet felépítő anyagokat azoktól függetlenül, laboratóriumban is elő lehet állítani. Ennek értelmében a szerves és szervetlen vegyületek definíciója is új jelentést nyert. Manapság szerves vegyületek alatt – a szén oxidjai, karbonátjai kivételével – a szén vegyületeit értjük. A szerves vegyületek tehát mind szénvegyületek. Köztük sok olyan van, amelynek előfordulása emberi tevékenységhez köthető és természetes úton nem fordul elő az élőlények szervezetében; például a halogénezett szénhidrogének csoportjába tartozó, régóta betiltott inszekticid, a DDT (diklór-difenil-triklór-etán), amely környezeti szennyeződés révén és a táplálékláncon keresztül került be az élőlények szervezetébe.

Első pillantásra különösnek tűnhet az a tény, hogy a szerves vegyületek száma több millió, míg a szervetlen vegyületek száma mindössze 100 ezer körüli. Ennek magyarázata a szénatom

tulajdonságaira vezethető vissza, amelyek nagyon sokféle többatomos szénvegyület kialakítását teszik lehetővé (lásd bővebben Szerves kémia rész).

## ***1. A nemfémek elemek és vegyületeik***

### **1.1. A nemesgázok**

A **nemesgázok** csoportjába a periódusos rendszer nyolcadik főcsoportjában lévő elemek tartoznak [hélium (He), neon (Ne), argon (Ar), kripton (Kr), xenon (Xe), radon (Rn)]. A hélium vegyértékhéján kettő elektron található ( $1s^2$ ) a többi nemesgáz  $s^2p^6$  szerkezettel rendelkezik. Vegyértékhéjuk elektronszerkezete energetikailag stabil, ezáltal kémiai reakciókra nem hajlamosak, kémiaiilag közömbös (inert) anyagok. Kémiai passzivitásuk miatt molekulákat sem képeznek, elemi állapotban atomok formájában vannak jelen. Atomjaik között csak nagyon gyenge diszperziós kölcsönhatás lép fel, ezért olvadási- és forráspontjuk nagyon alacsony. Szobahőmérsékleten szintelen, szagtalan gázok, a hőt rosszul, az elektromosságot nem vezetik. Kis mennyiségben előfordulnak a Föld légkörében. A hélium megtalálható a földgázban is, mivel kialakulása a Föld mélyében zajló radioaktív bomlási folyamatokhoz köthető. Földgázból a többi gáz cseppfolyósítását követően nyerhető ki. Rohamosan növekvő ipari felhasználása a készletek kimerülésével járhat a közeljövőben.

A héliumra inert gázként az elektronikai iparban és a gyógyászati diagnosztikában egyaránt szükség van. Kis moláris tömege és sűrűsége miatt léggömbök töltésére is használják. A nagy nyomású kamrában dolgozóknál az úgynevezett „mesterséges levegő” (80% He, 20% O<sub>2</sub>) alkalmazásával elkerülhető a keszonbetegség. A hélium cseppfolyós állapotban hűtésre is használható.

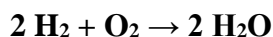
A héliumot, neont és kripton gázkisülési csövek („neoncsövek”) töltésére használják fel. A gázkisülési csövekben kis nyomású nemesgáz található. Az üvegcső két végén lévő elektródákra megfelelő mértékű egyenfeszültséget kapcsolva kisülés jön létre az elektródák között, amely során nagy energiájú elektronok ütköznek a nemesgáz atomokkal, azokat gerjesztik, elektronjaikat magasabb energiaállapotba juttatják. A gerjesztett elektronok rövid időn belül visszatérnek az eredeti állapotba (alapállapot), miközben a gerjesztett és az alapállapot közötti energiakülönbséget egy részét fény formájában kisugározzák. A kibocsátott fény energiaszintje és színe (hullámhossza) a nemesgázok anyagi minőségétől függően eltér egymástól. A kripton például ibolyaszínű fényt bocsát ki, míg a hélium sárgát.

A kripton és az argont régebben izzólámpák töltésére alkalmazták annak érdekében, hogy az izzószálat megvédjék az oxidációtól. Az argon védőgázként használható hegesztésnél. A radon radioaktív elem, a rádium bomlása során keletkezik a kőzetekben, majd a felszínre jut. Építőanyagokból is légtérbe juthat, megtalálható a régi salaktéglából épített házakban, pincékben. Belélegezve növeli a tüdőrák előfordulásának kockázatát.

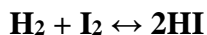
### **1.2. A hidrogén**

A hidrogén elektronszerkezete alapján az első főcsoportba tartozik, azonban tulajdonságai alapján elkülönül az első főcsoportba tartozó többi elemtől (az alkálifémektől), ezért külön fejezetben tárgyaljuk. Három ismert izotópja közül a **prócium** (<sup>1</sup>H) és a **deutérium** (<sup>2</sup>H vagy D) stabil, míg a **trícium** (<sup>3</sup>H vagy T) radioaktív. A Földön előforduló hidrogén túlnyomó részét a prócium teszi ki. A hidrogén a világegyetem leggyakoribb eleme. Az oxigén után a Föld második leggyakoribb eleme. Elemi állapotban csak kis mennyiségben, a vulkáni gázokban és a felső légkörben fordul elő. Túlnyomó többségében kötött formában található meg a Földön, például a kőzetekben, óceánokban, a kőolajban és a földgázban.

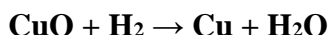
A hidrogén egyszeres kovalens kötéssel kapcsolódó kétatomos molekulákat alkot. A hidrogéngáz színtelen, szagtalan, még a héliumnál is kisebb moláris tömegű és sűrűségű gáz, azonban robbanásveszélyes (lásd *Hindenburg léghajó katasztrófája 1937-ben*). Szobahőmérsékleten a hidrogéngáz stabilis, azonban hő vagy katalizátor hatására az atomizálódás miatt reaktívává válik. Kis elektronegativitása, oxidációra hajlamos, ezért jó redukálószer. Égése során víz keletkezik.



A hidrogén és az oxigén 2:1 arányú elegye a **durranógáz**, melyet meggyújtva a hidrogén erős hanghatás kíséretében ég el. A hidrogén a halogénelemeket hidrogén-halogenidek keletkezéséig közben redukálja.



A nagyobb elektronegativitású fémek oxidjait elemi állapotúvá redukálja.



A hidrogén általában redukálószer, oxidációs száma +1. Kivételt képeznek a hidrogénnél is kisebb elektronegativitású fémekkel képzett sószerű hidridjei, ahol oxidációs száma -1.

A hidrogén fontos vegyipari alapanyag. Előállítható metán és vízgőz reakciójával, vagy olyan módon, hogy izzó szénre vízgőzt fúvatnak. A fenti reakciók eredményeképpen olyan gázelegy keletkezik, amely hidrogént és szén-monoxidot tartalmaz.

Hidrogént használnak fel a margarin gyártás során a növényi olajok „keményítésére”, a péztisó gyártásának kezdeti szakaszában az ammónia direkt szintézisére. A hidrogén tiszta oxigénben való égésekor keletkező láng magas hőmérsékletű, ezért alkalmas lángvágásra és hegesztésre. A hidrogén üzemanyagcellák jövőbeli elterjedésével jelentősége még tovább növekedhet.

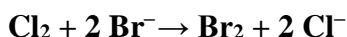
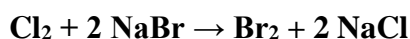
### 1.3. A halogének és vegyületeik

A halogéncsoport elemei a hetedik főcsoportba tartoznak [fluor (F), klór (Cl), bróm (Br), jód (I), asztácium (At)], vegyértékhejük szerkezete  $s^2p^5$ . Kevés – a természetben is előforduló – izotópuk van, a fluornak és a jódnak csak egyetlen módosulata ismert. Az asztácium mesterséges elem.

A halogének elemi állapotban egyszeres kovalens kötéssel tartalmazó kétatomos molekulákat képeznek. A moláris tömeg növekedésével színük mélyül, olvadás- és forráspontjuk egyre magasabb lesz. A fluor és a klór gáz, a bróm folyadék, a jód kristályos anyag.

Nagyon reakcióképesek, fémekkel és nemfémekkel egyaránt reagálnak. Nagy elektronegativitású, redukcióra hajlamos elemek, ezért erőteljes oxidálószeresek. Megfelelő reakciópartnerrel sókat alkotnak (a „halogén” kifejezés sóképzőt jelent). Vegyületeikben – a fluor kivételével – oxidációs számuk -1 és +7 között változik. A fluor vegyületeiben a fluor nagy elektronegativitása miatt az oxidációs szám csak -1 lehet.

A nagyobb elektronegativitású halogénelem (pl. az alábbi példában a klór) az oldott állapotban lévő kisebb elektronegativitású halogéniont (pl. bromid-ion,  $\text{Br}^-$ ) elemi állapotúvá oxidálja.



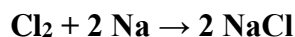
A **fluor** zöldessárga színű, szúrós szagú, rendkívül mérgező gáz ( $\text{F}_2$ ). Az összes elem közül a fluor elektronegativitása a legnagyobb, emiatt a fluor a legreakcióképesebb oxidáló hatású elem. Ebből következik, hogy elemi állapotban nem, csak vegyületei formájában fordul elő a természetben. A fluor sói a  $\text{F}^-$  iont tartalmazó fluoridok.

Ásványai a kalcium-fluorid (triviális nevén folyópát vagy fluorit [CaF<sub>2</sub>]) melyet az ókorban mázak készítésére használtak, valamint a kriolit (Na<sub>3</sub>AlF<sub>6</sub>), amelynek az alumínium gyártásban van jelentősége (olvadáspontcsökkentés az Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> olvadékelektrolízise során). A fluorapatit [kalcium-fluorid-foszfát, Ca<sub>5</sub>F(PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>] nemcsak a foszfor műtrágyák gyártásában fontos ásvány, hanem a csontok és fogak anyagaként azok mechanikai szilárdságát javítja. A fogzománc-savakkal szembeni ellenálló képességét növeli, ezáltal kellő mértékű jelenléte a fog anyagában csökkenti a szájüreg étkezést követő savasodásának negatív hatását.

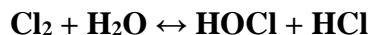
A fluor mesterséges vegyületei a hűtőgépekben és sprayekben régebben használt, az ózonréteget és az éghajlatot károsító, klórozott, fluorozott szénhidrogének (CFC); melyek használatát napjainkra korlátozták. A tapadásmentes bevonatot biztosító teflon a tetrafluoretén polimere.

A **klór** sárgászöld színű, szúrós szagú, köhögésre ingerlő, mérgező gáz (Cl<sub>2</sub>). Nagy reakciókészsége miatt elemi állapotban csak vulkáni gázokban fordul elő, a természetben inkább vegyületei (pl. NaCl, KCl, MgCl<sub>2</sub>) formájában van jelen.

A klórgáz belélegzése toxikus, halált okozhat (pl. háztartási balesetben, hypo és sósav öszszeöntése során klór szabadul fel). Erélyes oxidálószer, az oxidációra hajlamos elemekkel, például alkálifémekkel, közvetlenül reagál. A megolvasztott nátrium klórgázzal heves fényjelenség közben lép reakcióba, és fehér színű, szilárd kristályos anyag, nátrium-klorid keletkezik. A reakció során a klór atomok klorid ionokká redukálódnak, míg ezzel párhuzamosan a nátrium atomok nátrium ionokká oxidálódnak.

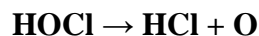


A klórmolekula apoláros, ennek ellenére a klór képes a vízben „oldódni”. Ennek a látszólag ellentmondásos jelenségnek az a magyarázata, hogy a klórmolekulák a kismértékű fizikai oldódást követően reakcióba lépnek a vízmolekulákkal, így a kémiai reakció révén jön létre a két anyag jelentős mértékű kölcsönhatása.



A folyamatban hipoklórossav (HOCl) és sósav (HCl vizes oldata) keletkezik. Redoxireakció játszódik le, amely során a klórmolekula egyik atomjának oxidációs száma megnövekszik, zérusról +1-re nő (HOCl), míg a másik atomé zérusról -1-re csökken (HCl).

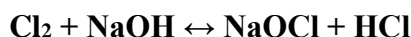
A **klóros víz** erélyes oxidálószer, ennek köszönhetően színtelenítő és fertőtlenítő tulajdonságokkal rendelkezik, melynek oka, hogy a hipoklórossav könnyen bomlik és bomlása során naszcensz (atomos állapotú) oxigén szabadul fel.



A bomlási folyamatot a fény nagymértékben elősegíti.

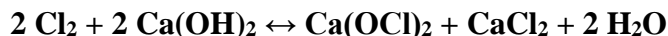
A naszcensz oxigén elreagál a festékmolekulákkal, melyek az oxidációt követően színtelen vegyületekké alakulnak. Az atomos állapotú oxigén, a mikroszkopikus méretű szervezetek (mikrobák) életműködéséhez fontos szerves vegyületek oxidációjával, mikrobapusztító hatást fejt ki (fertőtlenítő hatás).

A **hypo** fertőtlenítő és fehéritő hatása szintén főként a naszcensz oxigénnek köszönhető. A hypo készítése során a klórgázt nem vízben, hanem nátrium-hidroxid (NaOH) vizes oldatában nyeletik el, így hipoklórossav helyett annak sója, nátrium-hipoklorit (NaOCl) keletkezik. A hypo kémhatása lúgos, mivel gyártása során feleslegben alkalmazzák a nátrium-hidroxidot. (Ipari méreteken a hypo napjainkban nem a fenti módon, hanem a NaCl oldat elektrolízisével készül.)



Háztartási balesetet okoz a sósav és a hypo összeöntése, mivel ebben az esetben a fenti reakció egyensúlya a klórgáz képződésének irányába tolódik el, és a felszabaduló klórgáz belélegezve erősen mérgező hatású.

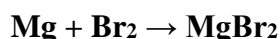
A **klórmész** készítése során a klórgázt oltott mész (kalcium-hidroxid [Ca(OH)<sub>2</sub>]) vizes oldatával reagáltatják.



A klórmész hatóanyaga, a kalcium-hipoklorit [Ca(OCl)<sub>2</sub>], +1-es oxidációs számú klóratomot tartalmaz, így a vegyület bomlásra hajlamos, amely során naszcensz oxigén képződik.

A klórmész vizes oldatát elsőként **Semmelweis Ignác** (1818-1865), az „anyák megmentője” alkalmazta fertőtlenítésre az orvosi gyakorlatban.

A **bróm** vörösbarna színű, nagy sűrűségű folyadék. Bőrre kerülve nehezen gyógyuló sebeket okoz. Alacsony forráspontja miatt szobahőmérsékleten jelentősen párolog, gőze szúrós szagú és rendkívül mérgező. A nemfémek közül a bróm az egyetlen, amely szobahőmérsékleten folyékony halmazállapotú. Erélyes oxidálószer, a természetben elemi állapotban nem, csak vegyületei formájában fordul elő. Oxidációra hajlamos reaktánsoktól (például fémektől) elektront felvéve bromid-ionná alakul. A bróm fémekkel bromidokat alkot, például magnéziummal magnézium-bromidot.



A **brómot** az analitikai kémiai gyakorlatban a telítetlen vegyületek kimutatására és a telítetlen jelleg mértékének meghatározására alkalmazzák. A telítetlen vegyületek a brómos vizet elszíntelenítik. A kétszeres és/vagy háromszoros kovalens kötéssel rendelkező molekulák π-kötései a brómmal való addíciós reakció során felbomlanak, és telített bróm vegyületek jönnek létre, melyek oldata színtelen.

A bróm sói, a bromidok oldott formában a tengervízben és egyes ásványvizekben is megtalálhatók. Szilárd formában fordulnak elő a kősó telepek fedőrétegében.

A **jód** sötét ibolyaszürke/acélszürke kristályos anyag. Kéttomos molekulái (I<sub>2</sub>) szobahőmérsékleten molekulárcsba kristályosodnak. A molekulák között gyenge másodrendű kémiai kölcsönhatás lép fel. A jódhoz hasonló molekulárcsosz anyagokra jellemző a szublimáció, amely azt jelenti, hogy a szilárd halmazállapotú anyag hőfelvétel hatására közvetlenül elpárolog, a folyadék halmazállapot kimarad. A jódkristályokat melegítve megfigyelhető, hogy azok nem olvadnak meg, hanem belőlük ibolyaszínű jódgőz keletkezik.

Az elemi jód mikrobaölő hatású. A többi halogénelemhez képest kevésbé mérgező, azonban gőzeit tartósan belélegezni tilos.

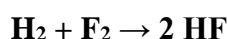
A jód apoláros karaktere miatt vízben rosszul, apoláros oldószerekben viszont jól oldódik. Az oxigéntartalmú szerves oldószerekben barna színnel oldódik, míg az oxigént nem tartalmazókkal lila oldatot képez. Ennek megfelelően, benzines oldata ibolyaszínű, míg jódot etanolhoz (etil-alkoholhoz) adva barna oldatot kapunk. Az alkoholos oldat a fertőtlenítő hatású **jódtinktúra**. A **Lugol oldat** a jód vizes oldata, amelyben a jód oldhatóságát kálium-jodid hozzáadásával növelik. A jódból és a jodid ionból keletkező trijodid ion ugyanis töltéssel rendelkezik, így vízben jól oldódik.



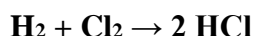
A barna színű Lugol oldat alkalmas a keményítő jelenlétének kimutatására, mivel azzal sötétkék színű komplexet képez. A jód a kálium-trijodid komplexben is megőrzi oxidáló jellegét, ezért a Lugol oldat is fertőtleníti.

A jód a természetben vegyületei formájában található meg. Az élő szervezetben fontos szerepet játszik a pajzsmirigyben keletkező, anyagcserét szabályozó vegyületek felépítésében. Hazánkban a lakosság jód bevitelének növelése céljából a konyhasót (NaCl) jódvegyületekkel, általában kálium-jodiddal (KI) vagy kálium-jodáttal (KIO<sub>3</sub>) egészítik ki.

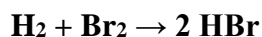
A halogének hidrogénnel elreagálva gáz halmazállapotú **hidrogén-halogenideket** képeznek. A redoxreakció a fluorral még alacsony hőmérsékleten és sötétben is robbanás kíséretében zajlik le.



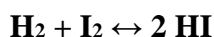
A klór esetében kék fény hatására szobahőmérsékleten végbemegy a reakció. A hidrogéngáz és klórgáz 1:1 arányú elegyét klór-durranógáznak nevezik.



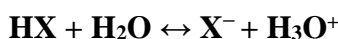
Brómmal a folyamat melegítés hatására megy végbe.



A hidrogén jóddal való reakciója egyensúlyra vezető folyamat (lásd 5.4. A kémiai egyensúly), amely magas hőmérsékleten megy végbe.



A hidrogén-halogenidek dipólusmolekulák, vízben jól oldódnak és víz hatására a molekulákból ionok keletkeznek, elektrolitos disszociáció megy végbe (lásd 4. Az oldatok). Általánosságban a reakció az alábbi módon történik:



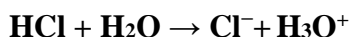
ahol X = halogénatom.

A folyamat úgy is értelmezhető, hogy a hidrogén-halogenidek vízzel szemben proton donor sajátságot mutatnak. Savi erősségük annál nagyobb, minél nagyobb a H–X kötéstávolság és minél kisebb a kötési energia (lásd 2. A kémiai kötés).

A hidrogén-halogenidek vizes oldata erősen savas kémhatású. A hidrogén-fluorid oldata viszont kevésbé savas, aminek az az oka, hogy a HF molekulák hidrogénkötéssel molekula-asszociátumokat képeznek az oldatban, és emiatt kevésbé hajlamosak a disszociációra.

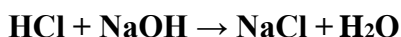
A **hidrogén-klorid** gáz vízben rendkívül jól oldódik. Ennek bemutatására szolgál az úgynevezett szökőkút jelenséget bemutató kísérlet. A jelenséget a HCl oldódását követően létrejött vákuum okozza.

A hidrogén-klorid vízben gyakorlatilag teljesen disszociál. Vizes oldata, a **sósav** színtelen, szúrós szagú folyadék, erős ásványi sav.



Az úgynevezett „tömény sósav” hozzávetőlegesen 38% hidrogén-kloridot tartalmaz. A levegő vízpára tartalmával ködöt képez, ezért a „füstölgő” sósav megnevezés nem helyénvaló.

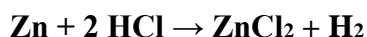
A sósav bázisokkal sókat képez, például nátrium-hidroxiddal nátrium-kloridot alkot. A keletkező só nem hidrolizál (lásd 6. Sav-bázis reakciók, kémhatás).





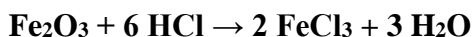
A sósav – hidrogéngáz keletkezése közben – általában oldja a negatív standardpotenciálú fémeket (lásd 7. Redoxireakciók, galvánelemek, elektrolízis). Az oldódás alapja redoxireakció, amely során a fém (Me) fémionná oxidálódik ( $\text{Me}^{n+}$ ), majd ezt követően oldatba megy; ezzel párhuzamosan a hidrogénion ( $\text{H}^+$ ) redukálódik (H), majd hidrogéngáz formájában ( $\text{H}_2$ ) távozik a folyadékfázisból. Ezekben a redoxifolyamatokban a hidrogén/hidrogénion redoxirendszer standardpotenciálja nagyobb, mint a fém/fémion standardpotenciálja, ezért az előző redoxirendszerben redukció ( $\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}$ ), míg a másodikban oxidáció ( $\text{Me} \rightarrow \text{Me}^{n+} + n \text{e}^-$ ) következik be.

A cink negatív standardpotenciálú fém, ezért oldódik sósavban.



Az ólmot – annak ellenére, hogy negatív standardpotenciálú fém – a sósav nem nagyon támadja meg, mivel a reakció során keletkező ólom(II)-klorid ( $\text{PbCl}_2$ ) hideg vízben kevésbé oldódik és a felületre tapadva meggátolja a további reakciót.

A sósav általában a fém-oxidokat, -hidroxidokat, -szulfidokat és -karbonátokat is kloridokká alakítja. Sósavval megtisztítható például az oxidálódott vasfelület:



A sósav a természetben ritkán fordul elő; de megtalálható például vulkáni gázokban és az emlősök emésztőrendszerében. A gyomorban található sósav szerepet játszik egyes emésztőenzimek (pepszin) aktiválásában, valamint a táplálékkal együtt a szervezetbe jutó mikrobák elpusztításában.

#### 1.4. Az oxigéncsoport elemei és vegyületei

Az oxigéncsoport elemei a hatodik főcsoportba tartoznak [oxigén (O), kén (S), szelén (Se), tellur (Te), polónium (Po)], vegyértékük szerkezete  $s^2p^4$ . Kalkogén (közvetalkotó) elemeknek is nevezik őket. Több allotrop módosulatuk ismert. Az oxigén és a kén nemfém elem. A szelénnek fémjellegű, félvezető sajátságú (szürke szelén) és nemfém tulajdonságú (vörös szelén) módosulata is van. A tellúr kristályos módosulata a szürke szelénre hasonlít. A polónium mindkét kristályos módosulata fémjellegű.

##### 1.4.1. Az oxigén

Az **oxigénnek** földi körülmények között három stabil izotópja van ( $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$  és  $^{18}\text{O}$ ), közülük a 16-os tömegszámú izotóp található meg a legnagyobb mennyiségben (99,8%).

Az egy atomos oxigén nem stabilis. Az oxigén kétféle allotrop módosulatban, kétatomos ( $\text{O}_2$ ) és háromatomos molekulák ( $\text{O}_3$ ) formájában fordul elő.

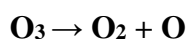
Az **oxigén molekulában** ( $\text{O}_2$ ) az atomok kettős kötással kapcsolódnak egymáshoz. Az  $s^2p^4$  elektronszerkezet miatt nagyon jelentős a redukcióra való hajlandóság, azonban a kovalens kötések felbontása jelentős energiát igényel, ezért szobahőmérsékleten kevésbé reaktív. Ez a sajátsága teszi lehetővé, hogy a Földön – a nitrogén mellett – a légkör egyik fő alkotója. (A levegő 20,9 térfogat% oxigéngázt tartalmaz.) Magas hőmérsékleten, vagy naszcensz (atomos) állapotban viszont rendkívül reakcióképes, erélyes oxidálószer, a halogének és nemesfémek kivételével szinte minden elemmel reagál.

Az oxigén színtelen, szagtalan gáz. Apoláros karaktere miatt vízben csak kis mértékben oldódik, ez a jelenség viszont döntő jelenségű a vízi élővilág oxidatív anyagcserét folytató képviselői szempontjából. Oldhatósága, más gázokhoz hasonlóan, a hőmérséklet emelésével csökken; többek között ezért is veszélyes a halgazdaságokban a tavak túlmelegedése.

Az oxigént a levegő cseppfolyósításával, majd az ezt követő frakcionált desztillációval (szakaszos elpárologtatással) állítják elő. A gyógyászatban és a vegyiparban hasznosítják. Az oxigén égést tápláló gáz (pl. rakéta hajtóanyag, hegesztés, lásd még 1.2. A hidrogén fejezet vége). Robbanásveszély miatt az oxigénpalackot hirtelen megnyitni, szelepét zsírozni vagy gyúlékony anyagokkal tömíteni szigorúan tilos!

A háromatomos molekulákat képző allotrop módosulat, az **ózon** szobahőmérsékleten szintén gáz halmazállapotú, azonban a színe világoskék, szaga szúrós. A légkör magasabb rétegeiben zajló fotokémiai reakciók során jön létre. Az ózonpajzs a világűrrel érkező UV sugárzás jelentős részét elnyeli, ennek következtében a földfelszín kevesebb UV sugárzás éri el. Elvékonyodása esetében a bőrrákos megbetegedések előfordulási gyakorisága megnő.

Az ózon – a Föld felszínéhez közel – az ember ipari tevékenysége során alakul ki. Jelen van a nagyvárosi szmogban, de keletkezik például a fénymásoló berendezések működése során is. Mérgező hatása a bomlása során keletkező naszcensz oxigénnek „köszönhető”.



Az ózon molekula instabil, azonban bomlása még 200 °C-on is viszonylag lassú. Katalizátorok, például egyes nehézfémek, vagy UV fény hatására bomlása viszont felgyorsul. Csíráölő hatása miatt helyiségek, berendezések fertőtlenítésre, termények csíramentesítésére használják. Ásványvizeknél az ózonnal dúsított levegőt egyes nem kívánatos anyagok (vas-, mangán-, kén- és arzénvegyületek) kiválasztására használják fel. Az ózon oxidáló hatása miatt sok színes vegyülettel reagál, így színtelenítésre is alkalmas.

#### 1.4.2. Az oxigén hidrogénvegyületei

Az oxigén hidrogénvegyületei a H<sub>2</sub>O (dihidrogén-monoxid, víz) és a H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (dihidrogén-dioxid, hidrogén-peroxid).

A víz színtelen, szagtalan, íztelen folyadék. Szobahőmérsékleten folyékony halmazállapota a vízmolekulák között kialakuló hidrogénkötéseknek köszönhető (lásd 2. A kémiai kötés). A kénhidrogén (dihidrogén-szulfid) szobahőmérsékleten gáz, mivel a H<sub>2</sub>S molekulák között nem alakul ki hidrogénkötés.

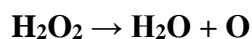
A víz – dipólusmolekulája révén – a poláros vegyületek kiváló oldószere. Az ionkristályos anyagok jelentős részét elektrolit képződése közben oldja (lásd 4. Az oldatok).

A vízmolekulák képesek egymásnak protont átadni, illetve egymástól protont felvenni, ezért a víz az úgynevezett protolitikus oldószerek csoportjába tartozik.

A víz amfoter vegyület, savként és bázisként is viselkedhet (lásd 6. Sav-bázis reakciók, kémhatás). A hidrolizáló sókkal sav-bázis reakcióba lép.

A természetben található álló- és folyóvizek kation- és anion-tartalma jelentős. A **vizek keménységét** a bennük oldott kalcium- és magnéziumvegyületek okozzák. A **változó keménységet** a hidrogén-karbonát ionokhoz rendelhető kalcium- és magnézium-ionok adják. Forralás hatására vízkő vagy kazánkő (kalcium-karbonát) formájában az ionok ezen része szilárd formában kicsapódik a vizes oldatból. Az **állandó keménység** a kalcium- és magnézium-ionok azon hányada, melyek egyéb anionokhoz tartoznak. Ezek forralással nem távolíthatók el az oldatból. Az állandó és a változó keménység összege adja meg a természetes vizek (tulajdonképpen vizes oldatok) **összes keménységét** (lásd még 2.3. Az alkáliföldfémek és vegyületeik).

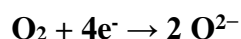
A **hidrogén-peroxid** (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) színtelen, szagtalan halványkék színű folyadék. Molekulái egymással és vízzel hidrogénkötést képeznek, ezért vízzel minden arányban elegyedik. Molekulájában az oxigén oxidációs száma -1. A vegyület redukcióra hajlamos, erőlyes oxidálószer. Vízre és naszcensz oxigénre bomlik el.



A folyamat melegítés vagy katalizátorok, például jodid ( $\text{I}^-$ ) vagy ezüst ionok ( $\text{Ag}^+$ ) hatására felgyorsul. A bomlás során keletkező atomos állapotú oxigén erősen reaktív, ez okozza a vegyület mikrobaölő (fertőtlenítő) és színtelenítő hatását. A hidrogén-peroxid alkalmazása során körültekintően kell eljárni, mivel tömény vizes oldata megmarja a bőrt, égési sebhez hasonló elváltozást okoz.

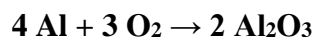
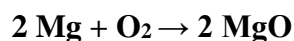
### 1.4.3. Az oxidok

Megfelelő redukálószer jelenlétében az oxigén elektron felvételével oxid-ionná alakul, az így létrejövő vegyületeket **oxidoknak** nevezzük.

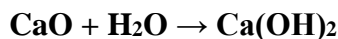


Az oxidokat csoportosíthatjuk az alapján, hogy az oxigén fém vagy nem fém elemmel képez vegyületet. A kis elektronegativitású, például az s-mező elemei közé tartozó fémek ionos oxidokat képeznek (pl.  $\text{CaO}$ ). A nagyobb elektronegativitású fémek, köztük a d-mező elemei úgynevezett átmeneti rácstípusú oxidokat alkotnak (pl.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). A nemfém elemek közül a legtöbb molekuláris oxidokat képez (pl.  $\text{H}_2\text{O}$ ), azonban egyes nemfém oxidok atomrácsos felépítésűek, ahol a kovalens kötésű atomok végtelen térrácsot alkotnak és az összegképlet (pl.  $\text{SiO}_2$ ) csupán az atomrácsos kristályt alkotó atomok számarányát jelenti.

A **fém oxidok** keletkezése során a fém elemek oxidálódnak, míg az oxigén redukálódik.

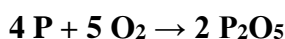
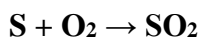
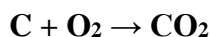


A fém elemek oxidjainak jelentős hányada vízben nem oldódik. Azoknak a fém-oxidoknak, melyek oldódnak vízben, vizes oldata lúgos kémhatású. Például az égetett mész (kalcium-oxid,  $\text{CaO}$ ) vízben való oldása során kalcium-hidroxid keletkezik:



Azokat a vegyületeket, melyekből víz hatására bázis keletkezik, **bázisanhidrideknek** nevezzük.

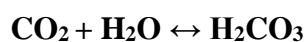
A **nemfém oxidok** keletkezése során a nemfém elemek oxidálódnak, míg az oxigén redukálódik.



A nemfém oxidok közül a molekuláris oxidok többsége oldódik vízben. Az oldódás nem csak egy fizikai folyamat ebben az esetben, mivel vízzel úgynevezett oxosavakat képeznek.

Az **oxosavak** általános képlete  $\text{H}_n\text{XO}_m$ , ahol X a savképző elem. A savképző elem nemfém elem, lehet például halogénelem, kén, foszfor, vagy szén. A sav erőssége, protonleadó képessége a hidrogén és az oxigén számarányától függ. Minél nagyobb az „m” értéke az „n” értékéhez képest, annál erősebb a sav.

A vízdékony molekuláris oxidok az oxosavak anhidridjeinek tekinthetők, mivel az oxosavak vízfelvétellel alakulnak ki belőlük. Oldataik savas kémhatását is ez a folyamat okozza, például a szén-dioxid vízben való oldódása során szénsav keletkezik.



Azokat a vegyületeket, melyekből víz hatására sav keletkezik, **savanhidrideknek** nevezzük.

A molekuláris oxidok egy része, például a nitrogén-monoxid (NO) és a szén-monoxid (CO) csak rendkívül csekély mértékben oldódik vízben és reakcióba sem lép a vízzel.

#### 1.4.4. A kén és vegyületei

A kén sokféle allotrop módosulatban fordul elő, melyekből a legismertebb természetes módosulat a rombos kén (S<sub>8</sub>), amely sárga színű, molekulárcsban kristályosodó szilárd anyag. A molekulában található nyolc kénatom gyűrűs elrendeződésű, melyet az biztosít, hogy minden egyes kénatom  $\sigma$ -kötéssel kapcsolódik két másikhoz. A kén molekula apoláros, ezért vízben oldhatatlan, viszont szerves oldószerekben, például szén-tetrakloridban, etanolban vagy benzolban jól oldódik. Az elemi kén közönséges körülmények között kevésbé reaktív, azonban magas hőmérsékleten számos fém és nemfém elemmel lép reakcióba. Vegyületeiben a kén oxidációs száma -2, +2, +4 és +6 is lehet, azaz az elemi kén redukálódhat és oxidálódhat is a kémiai reakciók során.

Az elemi kén megfelelő redukálószer jelenlétében két elektron felvételével szulfid ionná alakul.

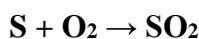


Nagyon kis elektronvonzó képességű fémek szulfidjaiban a kötés ionos jellegű (pl. Na<sub>2</sub>S), míg nagyobb elektronegativitású fémek szulfidjaiban poláris kovalens kötés van (pl. ZnS). A nehézfémionok közül a Pb<sup>2+</sup>, a Cd<sup>2+</sup>, a Cu<sup>2+</sup>, az Ag<sup>+</sup>, a Hg<sup>2+</sup> és a Bi<sup>3+</sup> szulfidjai vízben gyakorlatilag oldhatatlanok.

Nemfémekkel a kén molekulárcsós vegyületeket alkot:

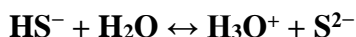


Oxigén jelenlétében kén-dioxidá, majd további oxidációval kén-trioxidá alakul:

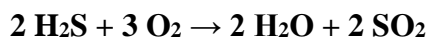


A kén a Földön elemi állapotban csak kis mennyiségben (pl. vulkánok környékén) fordul elő, inkább vegyületei formájában található meg. A talaj, főként szulfátok formájában, viszonylag sok kénvegyületet tartalmaz.

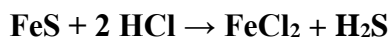
A kén hidridje, a **dihidrogén-szulfid (kén-hidrogén, H<sub>2</sub>S)** záptojás szagú, nagyon mérgező gáz. Dipólusmolekulája vízben oldódik, vízzel szemben gyenge savként viselkedik.



Redukálószer, hajlamos olyan reakciókra, melyekben a kén oxidációs száma növekszik. Éghető gáz, meggyújtva levegő jelenlétében kén-dioxidá és vízzé ég el.



Laboratóriumi előállítás általában azon alapszik, hogy a kén-hidrogén gyenge sav, ezáltal sóiból (például a vas-szulfidból) erős savakkal (például sósavval) felszabadítható.



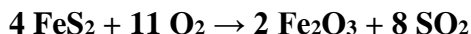
A természetben vulkáni gázokban fordul elő, valamint kén tartalmú szerves vegyületek, például a fehérjék bomlása során is keletkezik.

A **kén-dioxid (SO<sub>2</sub>)** mérgező hatású, szúrós szagú gáz. Molekuláris oxid, vízben jól oldódik, vizes oldata savas kémhatású, mivel oldódása során egy oxosav (lásd 1.4.3. Az oxidok), kénesav keletkezik.



A kén-dioxid redukálószer, további oxidációra hajlamos, mivel a kén oxidációs száma még nem érte el a maximális értéket. Oxigén jelenlétében képes tovább oxidálódni kén-trioxiddá (SO<sub>3</sub>), ehhez azonban magas hőmérséklet (500 °C) és nagy nyomás, valamint vanádium-pentoxid (V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) katalizátor jelenléte szükséges.

A kén-dioxid előállítható kén égetésével. Szulfid tartalmú ércek (például a vas(II)-szulfidot tartalmazó pirit) oxidációja során is keletkezik, az úgynevezett „pörkölés” folyamata során.



A kén-dioxid kén tartalmú fosszilis tüzelőanyagok (pl. nagy kéntartalmú szenek) égetése során is képződik, a légkörbe jutva annak nedvességtartalmában oldódik, majd savas eső formájában visszajut a talajszintre. Erélyes redukáló hatása miatt bontja a növényi fotoszintézishez szükséges klorofillt. Jelentős kén-dioxid emisszióval jár a kőolaj-feldolgozás és a papírgyártás (fehérítés) folyamata is. A kén-dioxid gátolja a mikrobák szaporodását, ezért fertőtlenítő szerként, valamint szervesetlen kémiai tartósítószerként használják az élelmiszeriparban.

A **kén-trioxid (SO<sub>3</sub>)** szobahőmérsékleten színtelen folyadék. A kénsav anhidridje, vízben való oldódása erősen exoterm jellegű.



A **kénessav (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>)** a kén-dioxid anhidridje. Gyenge sav, bomlékony, csak vizes oldatban létező redukáló hatású vegyület. Sói a szulfitok (pl. Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>), valamint a hidrogén-szulfitok (pl. NaHSO<sub>3</sub>).

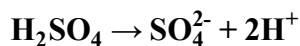
A hidrogén-szulfitok hevítéskor **piroszulfitokká** alakulnak át.

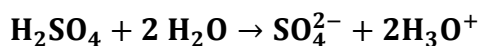


A kálium-piroszulfit (K<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, borkén) élelmiszer adalék (E-száma 224). Gátolja a mikroszkopikus élő szervezetek (mikrobák) szaporodását, valamint antioxidáns hatása révén meggátolja az oxidatív folyamatokkal összefüggő nemkívánatos íz- és színváltozást. Használata számos élelmiszerben és italban (például savanyúságok, gyümölcslevek, üdítőitalok, szárított gyümölcsök és zöldségek, kekszek) engedélyezett.

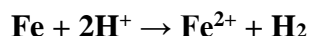
A **kénsav (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)** a legerősebb savak közé tartozik. A kén oxosava (lásd 1.4.3. Az oxidok). Vízmentes állapotban sűrűn folyó, viszkózus folyadék. Nagyon higroszkópos, még a levegőből is elvonja a vizgőzt. Vízrel minden arányban elegyedik, az oldódás nagy hőfelszabadulással jár. Tömény kénsavba vizet önteni veszélyes, mivel az erősen exoterm oldódási folyamat során felszabaduló hő hatására a víz gyorsan gőzzé alakul. A tömény savak hígítását úgy kell elvégezni, hogy a savat adjuk kis részletekben, folytonos keverés és hűtés közben a vízhez, és ez különösképp fontos a kénsav esetében. A kénsav nagyon erősen roncsoló, maró hatású vegyület, a hidrogén és oxigén tartalmú szerves anyagokat, például a cukrot nagy hőfelszabadulás közben elszenesíti.

A kénsav – nem túl tömény vizes oldatában – teljes mértékben hidrogénionokra és szulfátionra disszociál. A hidrogénionok vízzel oxóniumionokká alakulnak.

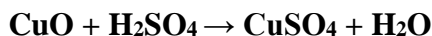




A **hígított kénsav** a negatív standardpotenciálú fémeket hidrogéngáz fejlődése közben oldja. A redoxireakció során a fémek redukálják a sav disszociációja során keletkező hidrogénionokat.



A **forró, tömény kénsav** feloldja a pozitív standardpotenciálú fémek jelentős részét (pl. réz, higany, ezüst). Ennek oka, hogy oxidáló sajátsággal rendelkezik. A fémeket először fém-oxidokká alakítja, majd a kialakult fém-oxid a sav feleslegében feloldódik.



A folyamat során nem hidrogéngáz keletkezik, mint a negatív standardpotenciálú fémek híg kénsavval való reakciójában, hanem kén-dioxid. A redoxireakció során ugyanis a fém oxidációjával párhuzamosan ebben az esetben nem a hidrogénion redukálódik, hanem a kénatom (oxidációs száma a kénsavban +6, míg a kén-dioxidban +4).

Egyes fémek nem oldódnak tömény oxidáló hatású savakban (pl. vas, alumínium). A tömény kénsav nem támadja meg a vasat, ezért lehetséges acéltartályokban tárolni és szállítani.

A forró, tömény kénsav a szerves vegyületeket is oxidálja. A reakció során szén-dioxid és víz, valamint ammónium-sók [ $\text{NH}_4\text{HSO}_4$  és  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ] keletkeznek. A reakciót higany- vagy szelénkatalizátorral gyorsítani lehet. Ezen a reakción alapul az ún. **Kjeldahl-féle nitrogéntartalom-meghatározás**, amely az élelmiszerek és takarmányok fehérjetartalom-mérésének az alapja.

A kénsav a természetben nem fordul elő szabad állapotban (kivételetként jelentenek egyes vulkános vidékek folyói), azonban sói, a **szulfátok** gyakoriak (pl. rézgalic [ $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ]; gipsz [ $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ ], keserűs [ $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ ]). Amennyiben a gipszet olyan mértékben hevítjük, hogy kristályvizének csak egy részét veszíti el, porszerű vegyületté, égetett gipsszé [ $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ ] alakul; amennyiben a teljes kristályvízmennyiség eltávozik, ún. „agyonégetett” gipsz keletkezik. Az égetett gipsz vízfelvételt követően újra megszilárdul, míg a kristályvíz nélküli módosulat erre nem képes, így kötőanyagként sem alkalmazható. A keserűs vízben oldható, ásványvizekben, gyógyvizekben előforduló hashajtó hatású vegyület.

Az alkálifémek és alkáliföldfémek szulfátjai vizes oldatban semleges kémhatásúak, az  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  vizes oldata azonban a hidrolízis miatt gyengén savanyú kémhatású.

A hidrogén-szulfátok hevítéskor **piroszulfátokká** alakulnak át.



A vegyipari úton előállított kénsav jelentős részét műtrágyagyártásra, szuperfoszfát készítésére használják fel.

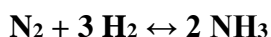
## 1.5. A nitrogéncsoport elemei és vegyületei

A nitrogéncsoport elemei az ötödik főcsoportba tartoznak [nitrogén (N), foszfor (P), arzén (As), antimon (Sb), bizmut (Bi)], vegyértékhejük szerkezete  $s^2p^3$ . Közöségek körülmények között (szobahőmérsékleten és 0,1 MPa nyomáson) elemi állapotban a nitrogén gáz, a többi szilárd halmazállapotú anyag. A nitrogén és a foszfor nem fémes elem, ezzel szemben az arzénak és az antimonnak fémes módosulatai is ismertek, melyek a hőt és az elektromosságot jól vezetnek, de nem nyújthatóak. A bizmutnak csak fémes módosulata van.

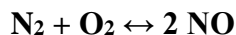
### 1.5.1. A nitrogén

A **nitrogén** színtelen, szagtalan, a levegőnél valamivel kisebb sűrűségű gáz. Kétatomos molekulákat alkot, melyekben három kovalens kötést (egy  $\sigma$ - és két  $\pi$ -kötés) alakít ki. Nagyon alacsony hőmérsékleten ( $-210\text{ }^\circ\text{C}$ ) molekularácsban kristályosodik. Apoláros molekulája vízben csak kis mértékben oldódik, apoláros oldószerek (pl. alkohol, hexán) viszont jól oldják. Különböző körülmények között kémiaiilag indifferens anyagnak tekinthető. A nemesgázokat követően a legkevésbé reakcióképes elem, ezért inert gázként használják az iparban (pl. olajfinomítás, ipari csomagolás). Cseppfolyós formájában hűtőfolyadékként alkalmazzák, például biológiai minták fagyasztására. A nitrogén tartalmú műtrágyák előállításának fontos alapanyaga. Levegőből cseppfolyósítást követő frakcionált desztillációval (szakaszos elpárologtatással) állítják elő.

Inertsége miatt kovalens kötésű hidridjének képződéséhez katalizátor, magas nyomás és hőmérséklet (kb.  $500\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $20\text{--}35\text{ MPa}$ ) szükséges.



A nitrogén szobahőmérsékleten nem gyűjthető meg, az égést nem táplálja. Oxidációja csak magas hőmérsékleten, például villámlás vagy egyéb elektromos kisülés során (kb.  $3000\text{ }^\circ\text{C}$ ) megy végbe.



A nitrogén a **levegőburok (atmoszféra)** gázelegyének legnagyobb mennyiségben ( $78,1$  térfogat%) előforduló komponense. Az oxigéngáz  $20,9$  térfogat%-ban van jelen, míg a maradék körülbelül  $1$  térfogat%-ot főként az argon, a vízgőz, a szén-dioxid valamint az argonon kívüli egyéb nemesgázok (He, Ne, Kr, Xe, Ra) és a hidrogén teszik ki. A vízgőz mennyisége a légkörben térben és időben jelentős változást mutat. Az ózon ( $\text{O}_3$ ), amely az „ózon pajzsot” alkotja, a felsőbb légrétegekben, a naptól érkező ultraibolya hullámhossz-tartományú elektromágneses sugárzás hatására, fotokémiai reakciók során jön létre. A szén-dioxid szint az emberi tevékenység következtében globális szinten emelkedik, jelenleg  $0,041$  térfogat% körül alakul.

A **nitrogén vegyületei** gyakoriak az élőlényekben (pl. aminosavak, nukleinsavak) és az élettelen környezetben egyaránt (pl. ásványokban  $\text{KNO}_3$  és  $\text{NaNO}_3$ ). A bioszférán belül a nitrogén – sok más elemhez hasonlóan – állandó körforgásban van, az élőlények és az élettelen környezet nitrogénforgalma összekapcsolódik. Inertsége miatt viszonylag kisszámú mikroszkópikus méretű szervezet (mikroba) képes csak önállóan, vagy magasabb rendű növényekkel szimbiózisban a molekuláris nitrogént a légkörből felvenni, majd ammóniává alakítani, hogy ezt követően a növények részére hasznosíthatóvá váljon. A molekuláris nitrogén élőlények általi felvétele tehát korlátozott. Az intenzív mezőgazdasági termelés során a műtrágyával a talajba juttatott nitrogén felesleg viszont az állóvizekbe jutva azok eutrofizációját eredményezi.

### 1.5.2. A nitrogén vegyületei

Az **ammónia ( $\text{NH}_3$ )** színtelen, szúrós, kábító szagú, könnyezésre ingerlő gáz. Kis moláris tömege miatt sűrűsége a levegőnél kisebb. Poláros kovalens kötések tartalmazó molekulája aszimmetrikus, így dipólussal rendelkezik. Könnyen cseppfolyósítható. Folyadék halmazállapotban a molekulák között hidrogénkötés alakul ki, a molekulák asszociációra hajlamosak, így az ammóniának nagy a párolgáshője. A víz – a hidrogén-klorid gázhhoz hasonló módon (lásd 1.3. A halogének és vegyületeik) – nagyon jól oldja az ammóniagázt. Egy liter víz  $20\text{ }^\circ\text{C}$ -on több, mint  $700$  liter ammóniagázt képes elnyelni (ammónia szökőkút kísérlet). A vízzel azonban, az oldódáson kívül, kémiai reakcióba is lép. A sav-bázis reakció során ammónium-hidroxid jön létre, amely gyenge bázis. A reakció megfordítható és kémiai egyensúly kialakulásához vezet. Az ammónia vizes oldatában az alábbi egyensúlyok állnak fent.

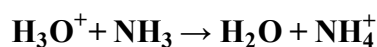
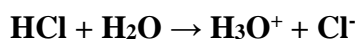


Az ammónia vizes oldata (a **szalmiákszesz**) lúgos kémhatású. Az oldat ammónia szaga azért érezhető, mivel az ammónia gyenge bázis, vizes oldatában csak kis mértékben alakul át protonfelvétellel ammónium ionná, túlnyomó hányada oldott ammónia formájában van jelen, melynek egy része eltávozik a gőztérbe.

Az ammónia savakkal sókat képez (lásd 6. Sav-bázis reakciók, kémhatás), például sósavval ammónium-kloridot (**szalmiáksó**) hoz létre.



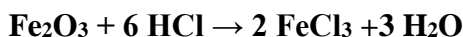
A folyamat során tulajdonképpen a sósav disszociációjából származó oxóniumionok adnak át protont az ammónia molekulának, majd az így létrejött ammónium-ion a savmaradék anionnal ammónium-kloridot képez.



Az ammóniumsók hő hatására bomlanak.



A szalmiáksó azért használható forrasztás előtti fémtisztításra, mivel a hevítése során keletkező sósav oldja az átmeneti rács típusú oxidokat, például a vas-oxidot.



Az ammónium-hidrogén-karbonátot (**szalalkáli**) egyes sütemények készítésekor a tészta lazítására használják, mivel sütéskor a hő hatására ammóniára, vízre és szén-dioxidra bomlik el.

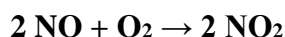


A nitrogéntartalmú műtrágyák közül a **pétisó** ammónium-nitrátot ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) és mészkőport ( $\text{CaCO}_3$ ) tartalmaz.

Az ammónia molekulában a három kötő elektronpár mellett egy nemkötő elektronpár is található (lásd 5. és 7. ábra). Az ammónia ezzel a nemkötő elektronpárral képes kialakítani megfelelő reakciópartnerekkel egy olyan kovalens kötést, melyben a kötőelektronpár mindkét elektronja az ammóniától származik. Az ammónián kívül más vegyületek is képesek elektronpár donorként viselkedni, míg más anyagok elektronpár akceptor (elektronpár elfogadó) sajátsággal rendelkeznek. A kovalens kötésnek ez a fajtája a **koordinatív** vagy **datív kötés**. Az úgynevezett komplex vegyületek csoportjába tartozó anyagokra jellemző ez a kémiai kötési mód. Az ammónia képes egyes fémionokkal (pl.  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ) koordinatív kötést létesíteni és összetett ionokat (komplex ionokat) kialakítani.

A nitrogénnek számos oxid vegyülete létezik. A nitrogén-monoxid (NO) nitrogén-dioxiddal ( $\text{NO}_2$ ) alkotott gázelegyét nitrózus gáznak nevezzük, amely belélegezve rendkívül mérgező.

A **nitrogén-monoxid (NO)** színtelen, nehezen cseppfolyósítható, vízben csak nagyon kis mértékben oldódó gáz. Elektronszerkezete miatt rendkívül reakcióképes, a levegő oxigénjével már szobahőmérsékleten nitrogén-dioxidot képez.

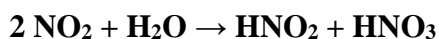


A nitrogén-monoxidot, mint az oxigént, a vér hemoglobinja is megköti, belélegezve ezért mérgező. A szerkezeten belül azonban kis mennyiségben nélkülözhetetlen, mivel gázhalmazállapotú jelátvivő molekula. Az emlősökben, így az emberben is szerepe van egyes biológiai (neurológiai, fiziológiai és immunológiai) folyamatok szabályozásában, melyek számos funkciót

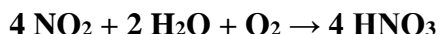


segítenek elő, például az érelmeszesedés, a szívinfarktus és az agyi érkatasztrófák elleni védekezést, az idegrendszer működését vagy a sejt immunválaszt.

A **nitrogén-dioxid (NO<sub>2</sub>)** vörösbarna színű gáz. Vízben jól oldódik, az oldást követően kémiai reakcióban salétromossavvá (HNO<sub>2</sub>) és salétromsavvá (HNO<sub>3</sub>) alakul, ezért a két sav egyes anhidridjének (lásd 1.4.3. Az oxidok) tekinthető.



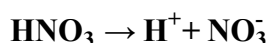
Oxigén jelenlétében vízzel teljes mértékben salétromsavvá alakul.



A **salétromossav (HNO<sub>2</sub>)** csak oldatában létező, rendkívül bomlékony sav. Sói a nitritek. A salétromossav sói közül a kálium- és a nátrium-nitrit (KNO<sub>2</sub> és NaNO<sub>2</sub>) a pácolt hústermékek készítésekor szükséges nitrites pácsóban található.

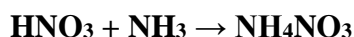
A **salétromsav (HNO<sub>3</sub>)** vízmentes állapotban szintelen folyadék. Vízzel minden arányban elegyedik. Az úgynevezett tömény salétromsav 69,2%-os. A levegő vízgőz tartalmával ködöt képez, ezért – hibásan – füstölgő salétromsavnak is nevezik.

A salétromsav nagyon erős sav, nem túl tömény oldataiban (< 0,01M) a disszociáció gyakorlatilag teljesnek tekinthető.



Bázisokkal sókat képez, sói a nitrátok. A nitrát sók jól oldódnak vízben.

A salétromsav ammóniával ammónium-nitrátot képez, amely a pétisó hatóanyaga.

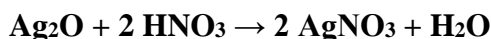


A salétromsav melegítés és fény hatására elbomlik. Töményebb salétromsav oldatban főként nitrogén-dioxid keletkezik a bomlás során.



Hígabb salétromsav oldatban a bomláskor főként nitrogén-monoxid (NO) képződik. A folyamat során a nitrogén oxidációs száma csökken. A naszcensz oxigén és a keletkező nitrózus gázok igen erélyesen oxidálnak. A salétromsav azon kívül, hogy erős sav, erélyes oxidáló sajátsgot is mutat, mivel bomlása során más komponenseket oxidálni képes.

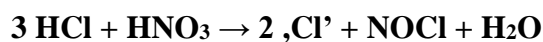
A salétromsav a legtöbb fém kémiai reakciók során feloldja, miközben nitrátok képződnek. A negatív standardpotenciálú fémekkel reagálva először hidrogén keletkezik, azonban ezt a salétromsav vízzel oxidálja, így hidrogéngáz fejlődés nem figyelhető meg. A pozitív standardpotenciálú fémeket oxidáló sajátsga miatt oldja. E reakciók során először fém-oxidok keletkeznek, majd a fém-oxidok a sav feleslegével nitrát sókká alakulnak. A salétromsav oldja az ezüstöt, az aranyat viszont nem, ezért **választóvíznek** is nevezik.



A pozitív standardpotenciálú fémek híg salétromsav oldatban nitrogén-monoxid, míg tömény salétromsav oldatban nitrogén-dioxid keletkezése közben oldódnak.

Egyes fémeket (például vas, króm és alumínium) a tömény salétromsav nem old fel. Ennek az oka, hogy ezeknek a fémeknek a felületén ilyenkor rendkívül tömör oxid-réteg keletkezik, amely nem oldódik fel a savban és az alatta lévő rétegeket is megvédi az oxidációtól. Azonban ugyanezek a fémek híg salétromsavban gyorsan feloldódnak, mert az úgynevezett passzív réteg csak a tömény salétromsav hatására jön létre.

Az aranyat a tömény salétromsav önmagában nem oldja, azonban tömény sósavval alkotott elegye, a **királyvíz**, még az aranyat és a platinát is képes feloldani. A királyvízben a sósav és a salétromsav mólaránya három az egyhez. A salétromsav a sósavat elemi klórrá és nitrozil-kloriddá oxidálja. A nitrozil-klorid és a naszcensz klór az aranyat klorid só képződése közben oldja.



A kénsav salétromsavval **nitraló elegyet** alkot, amely szerves vegyületekkel elreagálva nitro-csoportot (-NO<sub>2</sub>) tartalmazó vegyületek kialakulását eredményezi. A nitroszármazékok általában könnyen robbannak. A trinitro-toluolt (trotil), a glicerín-trinitrátot (nitroglicerín), vagy a cellulóz-nitrátot robbanóanyagok gyártására használják fel.

A tömény salétromsav a szerves anyagokat gyorsan elroncsolja, bőrrel érintkezve fájdalmas és nehezen gyógyuló sebeket okoz. Rövid ideig érintkezve a bőr megsárgul, amit a fehérjékben található aromás oldalláncú aminosavak nitrálásakor kialakuló sárga vegyületek jelenléte okoz (xantoprotein reakció).

A salétromsavat nagy mennyiségben alkalmazzák nitrogénműtrágyák (pl. ammónium-nitrát formájában pétisó) gyártására. Sói közül a nitrátok, például a nátrium-nitrát [chilei salétrom, NaNO<sub>3</sub>], kálium-nitrát [kálisalétrom, KNO<sub>3</sub>] és a kalcium-nitrát [Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>] jelentős műtrágya alapanyagok. Az ezüst nitrátot [lápisz vagy pokolkő, AgNO<sub>3</sub>] és annak vizes oldatát fertőtlenítő hatása miatt a gyógyászatban használják.

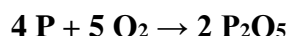
### 1.5.3. A foszfor és vegyületei

Az elemi foszfor több allotrop módosulata közül a fehérfoszfor és a vörösfoszfor a leginkább ismertek. E két módosulat fizikai tulajdonságai és kémiai reakciókészsége nagymértékben különbözik egymástól.

A **fehérfoszfor** négyatomos, tetraéderes térszerkezetű molekulákból áll. Alacsony olvadáspontú (44,1 °C) lágú, késsel vágható, szilárd anyag. Apoláros oldószerekben jól oldódik, a zsír is oldja, bőrön keresztül könnyen felszívódik. Rendkívül mérgező, a szervezetbe jutva már 0,1 gramm mennyiségben halált okozhat. Gőzeinek huzamosabb ideig tartó belélegzése is egészségkárosodást okoz. (Régen, amíg a gyufafej fehér foszfort tartalmazott, gyakori volt a mérgezés a gyufagyári munkások között.) Nagyon reakcióképes, enyhén melegítve levegőn már körülbelül 60 °C-on lángra lobban.

A fehér foszfor közönséges körülmények között nem stabilis módosulat. Szobahőmérsékleten lassanként átalakul a stabilabb vörösfoszforra, a folyamatot elősegíti a fény jelenléte. A **vörösfoszforban** a tetraéderes molekulák összekapcsolódásával láncok jönnek létre. Gyakorlatilag nem oldódik semmiben, ezért nem okoz mérgezést. A vörösfoszfor sokkal kevésbé reakcióképes, mint a fehérfoszfor, gyulladási hőmérséklete 400 °C körül van. Tárolása nem igényel különösebb elővigyázatosságot, szemben a fehér foszforral, melyet a levegő oxigénjétől elzárva, víz alatt és sötétben kell tárolni.

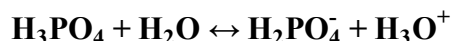
Meggyújtva mindkét módosulat difoszfor-pentaoxiddá ég el.



A **difoszfor-pentaoxid (foszfor-pentoxid)** rendkívül higroszkópos, hőszerű, laza szerkezetű szilárd anyag, amely a levegő nedvességtartalmát megkötve, erős hőfejlődés közben elfolyósodik. Molekuláris oxid, a foszforsav anhidridje. Vízzel foszforsavvá alakul.



A **foszforsav** ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) tiszta állapotban színtelen, kristályos vegyület. Vízben rendkívül jól oldódik. Vizes oldata savas kémhatású. Közepesen erős sav, disszociációja egyensúlyra vezet. Három proton leadására képes, különösen az első hidrogéniont adja le könnyen.



Sóit foszfátoknak nevezzük. A trinátrium-foszfát (trisó,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ) fehér, kristályos anyag, vízlágyításra használható, mivel a vízben található kalcium- és magnézium-ionokkal a foszfát-ion csapadékot képez. A foszforműtrágya gyártás szempontjából fontos foszfátvegyületek az apatitok  $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}]$  ahol  $\text{X}=\text{OH}^-$  vagy  $\text{X}=\text{F}^-$  vagy  $\text{X}=\text{Cl}^-$ , melyek ásványokban, úgynevezett „nyersfoszfátok” formájában találhatók meg. A szuperfoszfát műtrágya kalcium-dihidrogén-foszfátot  $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$  és kalcium-szulfátot  $[\text{CaSO}_4]$  tartalmaz. Az apatit vegyületek a csontok és a fogak szervesen állományában is jelen vannak, azok szilárdságáért felelősek.

A foszforsav engedélyezett élelmiszer adalék (E-száma 338). Savanykás ízű híg vizes oldata nem mérgező, ezért savanyúságot szabályozó anyagként használják egyes üdítőitalok gyártása során.

## 1.6. A szénsoport elemei és vegyületei

A szénsoport elemei a negyedik főcsoportba tartoznak [szén (C), szilícium (Si), germánium (Ge), ón (Sn), ólom (Pb)], vegyértékhejük szerkezete  $s^2p^2$ . A szén nemfém elem.

A szilícium és a germánium félvezető sajátossággal rendelkezik. A félvezetők fajlagos ellenállása a vezetők és a szigetelők között van. Ellenállásuk hőmérsékletfüggése fordított, mint a fémeké, mivel a hőmérséklet növekedésével az ellenállásuk csökken, míg a fémeké nő. A félvezetőket elterjedten használják az elektronikai iparban.

Az ón és az ólom fém elemek, stabil allotróp módosulatuk fémrácson.

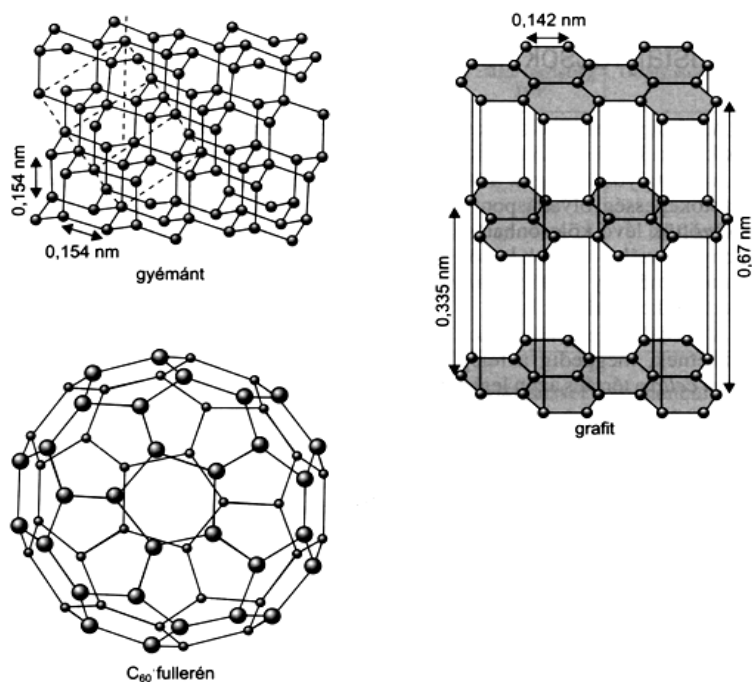
A negyedik főcsoport elemei közül a szénatomok képesek egymással láncszerűen kapcsolódni, ezért nagyon sokféle vegyületet alkothatnak (bővebben lásd Szerves kémia rész). A szén minden vegyületében kovalens kötések alakít ki. A szilícium atomok is képesek láncot alkotni, de ez a sajátosság esetükben kisebb mértékben érvényesül. A szénvegyületekkel szemben csak azok a láncok stabilak, melyekben a szilícium és az oxigén atomok felváltva kapcsolódnak egymáshoz (lásd szilikon vegyületek, 1.6.3. A szilícium vegyületei).

Az élőlényekben előforduló nagy méretű molekulák (makromolekulák) szén alapúak, míg a Föld szilárd kérgét alkotó vegyületek egyik legfontosabb eleme a szilícium.

### 1.6.1. A szén

A **szén** leggyakoribb izotópja (kb. 99%) a 12-es szénizotóp ( $^{12}\text{C}$ ), a  $^{13}\text{C}$  jóval ritkább (kb. 1%). A rendkívül ritka  $^{14}\text{C}$  izotóp a légkör felső rétegeiben kozmikus sugárzás hatására keletkezik, majd a szénforgalom révén kerül be az élőlényekbe. Az élő szervezetben a  $^{14}\text{C}$  izotóp mennyisége közel állandó, a pusztulást követően viszont csökkenni kezd, ezért ezt az izotópot fel lehet használni a szerves régészeti leletek korának meghatározására (radiokarbon kormeghatározás, szénizotópos kormeghatározás).

A szénnek több allotróp módosulata van. A **gyémánt** atomrácsában egy szénatomhoz négy másik szénatom kapcsolódik erős kovalens kötással (13. ábra). A gyémánt a természetben előforduló legkeményebb anyag, olvadáspontja nagyon magas, szintelen, fénytörő képessége nagy. Nem vezeti az elektromos áramot. Az ipari gyémántot fűrőfejekben fúrásra, illetve vágásra használják fel. Drágakövének az egyik leggyakoribb csiszolási formája a briliáns-alak.



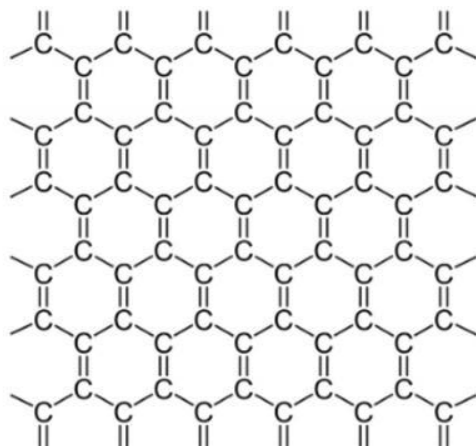
13. ábra A szén néhány allotrop módosulatának szerkezete

A **grafitban** az alapvető szerkezeti elemek az úgynevezett rétegrácsok, melyeken belül egy szénatom három másikhoz kapcsolódik kovalens kötással. A rétegrácson belül tehát erős elsőrendű kémiai kötés ( $\sigma$ -kötés) érvényesül. A szénatomok negyedik vegyértékelektronja leszakad az atomtörzsről, delokalizálódik (lásd 2. A kémiai kötés), és a rétegrácsok között alakít ki delokalizált  $\pi$ -kötést. Az egyes rétegrácsokat összetartó erők ezért jóval gyengébbek, mint a rácson belüli kötések, valamint a delokalizált elektronok elektromos erőterben elmozdulásra képesek. A grafit olvadáspontja a  $\sigma$ -kötések miatt magas, azonban a rétegrácsok közti gyenge kölcsönhatás miatt puha, papíron nyomot hagy és a delokalizált elektronok miatt vezeti az elektromos áramot. Utóbbi tulajdonsága miatt indifferens elektródként használható az elektrolízis során (lásd 7. Redoxireakciók, galvánelemek, elektrolízis) valamint anódként a lítiumion-akkumulátorokban.

A **fullerének** a szén gömbszerű mesterséges módosulatai. Páros számú (pl. 60, 72 vagy 84) szénatomból állnak, felületüket ötszögek és hatszögek határolják. Minden szénatom három másik szénatomhoz kapcsolódik, kettőhöz egyes kötással ( $\sigma$ -kötés), egyhez kettős kötással (egy  $\sigma$ - és egy  $\pi$ -kötés). A fullerének hasznosnak bizonyultak egyes daganatos betegségek terápiájában, valamint kontrasztanyagként is alkalmazzák őket a gyógyászatban használt képalkotó eljárásokban.

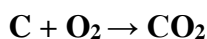
A **grafén** mesterséges allotrop szén-módosulat. Egy szénatom három másikhoz kapcsolódik, a sík szerkezet hatszögekből áll (14. ábra). A vékony rétegek – méretükhöz képest – nagyon erősek. A grafén vezeti a hőt és az elektromosságot, és kölcsönhatásba lép a fényvel. A jövőben

elképzelhető, hogy jelentősége lesz az elektronikai iparban (újgenerációs akkumulátorok, nap-elemek gyártása, grafén-kondenzátor), és az űrhajózásban (napvitorla).



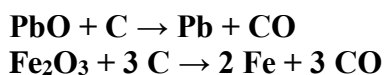
**14. ábra** A grafén szerkezete

A szén reakciókészsége szobahőmérsékleten csekély, magasabb hőmérsékleten azonban számos elemmel lép addíciós reakcióba. Az oxigénnel nagy hőfejlődés közben szén-dioxiddá ég el:

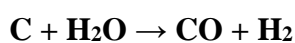


A szén különböző allotrop módosulatainak gyulladási hőmérséklete eltér egymástól, például a gyémánt csak 850 °C körül gyújtható meg, míg a grafit már 700 °C alatt meggyullad, és még alacsonyabb az amorf szén (pl. koks, faszén, állati szén) gyulladáspontja. Az **amorf szén** mikrokristályos szerkezete úgy alakul ki, hogy széntartalmú vegyületeket levegőtől elzárva hevítenek, például a koks a kőszén anaerob hevítésének szilárd maradéka. A kőszén természetes szénfajta, ezek az anyagok feltehetőleg a korai földtörténeti korokban élt növények elszenesedett maradékai. Az **ásványi (természetes) szén** (tőzeg, lignit, barnaszén, kőszén, antracit) az elemi szénen kívül összetett szerves vegyületek formájában is tartalmazzák a szenet, valamint a hidrogént és az oxigént, és kis mennyiségben a nitrogén és a kén is megtalálható bennük. A természetes szén égetése során a kéntartalom függvényében, kisebb-nagyobb mennyiségben, kén-dioxid is keletkezik, amely vízzel kénessavvá alakul, így az ásványi szén égetése is hozzájárul a növényzetet pusztító savas esők kialakulásához.

A szén magas hőmérsékleten elemi fém keletkezése közben redukálja a fém-oxidokat.



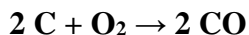
Régebben úgy állítottak elő ipari módszerrel fűtőgázt, hogy az izzó koksra vízgőzt fűváltak. A reakció során szén-monoxid és hidrogéngáz elegye keletkezik (vízgáz).



### 1.6.2. A szén oxidjai és a szénsav

A **szén-monoxid (CO)** a levegőhöz közeli sűrűségű, színtelen, szagtalan, rendkívül mérgező gáz. Vízen csak nagyon kis mértékben oldódik. A szén-monoxid fulladásos halált okoz, mivel meggátolja a vérben az oxigénszállítást. A vér vörösvértestjeiben lévő hemoglobin ugyanis a szén-monoxiddal stabilabb komplex vegyületet képez, mint az oxigénnel.

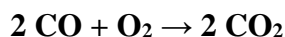
A szén-monoxid széntartalmú anyagok tökéletlen égése során keletkezik, például háztartási tüzelőberendezésekben, vagy a robbanómotorokban a benzin égése során.



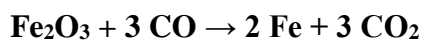
Kialakulhat úgy is, hogy az izzó szén a szén-dioxidot szén-monoxiddá redukálja. Lakóházak fűtésénél a szén izzásba jövetele után a kályha légellátásának elzárása után, a keletkező szén-monoxid a tüzelőberendezés nyílásain át a lakóhelységbe diffundálhat.



A szén-monoxidban a szén oxidációs száma +2 (még nem érte el a maximális +4 értéket), ezért a vegyület oxidációra hajlamos. Ennek ellenére elég nehezen oxidálható, szobahőmérsékleten általában még erélyes oxidálószerke sem támadják meg. Magasabb hőmérsékleten viszont nagyon reakcióképes. Meggyújtva kékes színű lánggal szén-dioxiddá ég el.

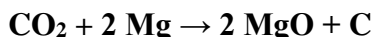


A vasgyártás során a nagyolvasztóban a vas-oxidok jelentős hányadát a szén-monoxid redukálja, amely elemi vas keletkezését eredményezi.



A **szén-dioxid (CO<sub>2</sub>)** színtelen, szagtalan gáz, amely a levegőnél lényegesen nagyobb sűrűségű. Fagyáspontja atmoszférikus nyomáson -78 °C. A szilárd „hószzerű” szén-dioxidot **szárzjégnek** is nevezik, mivel közönséges nyomáson a folyadék halmazállapot kihagyásával úgy alakul át, hogy szilárd halmazállapotból közvetlenül gázzá alakul (szublimál).

A szén-dioxid nem ég és az égést általában nem táplálja. Kivételt jelentenek egyes, az oxigénhez nagyon nagy affinitást mutató fémek, mint például a magnézium, amely a levegőn megkezdett égést – elemi szén kiválása közben – szén-dioxidban is folytatja.



A szén-dioxid kis mennyiségben nem mérgező, azonban 5-10 térfogat% feletti mennyiségben belélegezve eszméletvesztést és fulladásos halált okoz. Közismert, hogy a must erjedése során keletkező szén-dioxid gáz nagy sűrűsége miatt a mélyen fekvő helységeket megtölti és a halált ebben az esetben az oxigén hiánya okozza.

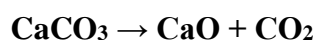
A szén-dioxid kimutatható úgy, hogy kalcium-hidroxid vizes oldatába juttatva a vízben oldhatatlan kalcium-karbonát kialakulása miatt az oldat megzavarosodik.



A szén-dioxid laboratóriumban előállítható úgy, hogy mészkőhöz sósavat adunk. A reakció során erős pezsgést tapasztalunk, mivel a sósav felszabadítja sójából a szénsavat; a kialakuló szénsav ezt követően szén-dioxidá és vízzé bomlik el. A szén-dioxid eltávozása miatt a reakció a terméképzés felé tolódik el, gyakorlatilag egyirányúvá válik.



Az iparban például a mészégetés során is keletkezik szén-dioxid.



Földünkön a szén-dioxid jelentős hányada a szén tökéletes égése során, széntartalmú szerves vegyületekből (például fosszilis tüzelőanyagokból) jön létre.

Az élőlények az energiatermelő (úgynevezett katabolikus, lebontó) folyamataik során szerves vegyületeikből szén-dioxidot szabadítanak fel. Az oxigén jelenlétében zajló (aerob) biológiai oxidáció során a szerves vegyületek (például a szénhidrátok és a zsírok) szén-dioxiddá és vízzé égnek el. Kivételt képeznek egyes, oxidációval nem járó anaerob folyamatok, melyek nem járnak gázképződéssel, például a savanyú káposzta vagy kovászos uborka készítése során lezajló tejsavas erjedés. Az alkoholos erjedés szintén anaerob folyamat, azonban ennek ellenére szén-dioxid felszabadulással jár. A must erjedése során az élesztőgombák az egyszerű cukrokat alkohollá és szén-dioxiddá alakítják, ezért nevezik a szén-dioxidot mustgáznak.

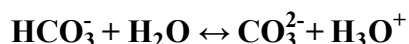
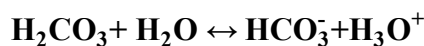
A fotoszintetizáló élőlényeknek szén-dioxidra is szükségük van a szerves vegyületek (első körben cukrok) szintéziséhez.

A szén-dioxidnak jelentősége van az üdítőital-gyártásban, illetve a már említett szárazjég formájában hűtésre, tűzoltásra is használják. Szintje a Föld légkörében az ipari tevékenység megkezdése óta növekszik. Üvegházhatást létrehozó gáz.

A szén-dioxid vízben elég jól (szobahőmérsékleten kb. 1:1 térfogatarányban) oldódik, vizes oldata gyengén savas kémhatású. Ennek az az oka, hogy az oldott gáz egy része, körülbelül egy százaléká, a vízzel szénsavat alkot. A szén-dioxid ugyanis a szénsav anhidridje.



A **szénsav** gyenge sav. Tiszta állapotában nem létezik, csak híg vizes oldatában, melyben melegítéskor és állás során szén-dioxidra és vízre bomlik. A szénsav két lépcsős disszociációja során az első proton leadásakor hidrogén-karbonát ion, majd még egy  $\text{H}^+$  leadását követően karbonát ion keletkezik.



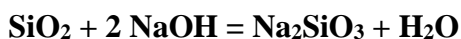
A szénsav keletkezése és disszociációja egyaránt egyensúlyra vezető folyamatok, ezért a levegő szén-dioxid-szintjének növekedése a természetes vizekben oldott szén-dioxid és a szénsav mennyiségének a növekedésével jár. A légköri szén-dioxid szint emelkedése miatt az óceánok, tengerek „elsavasodnak”, az eredetileg enyhén lúgos pH-érték csökken, amely veszélyezteti a meszes külső vázzal rendelkező élőlényeket (pl. korallok, tengeri csillagok).

A szénsav lúgokkal alkotott sói, a **karbonátok** nagy mennyiségben és változatos formában fordulnak elő a természetben. Közülük talán a leginkább elterjedt a **mész** [kalcium-karbonát,  $\text{CaCO}_3$ ], a **magnezit** [magnézium-karbonát,  $\text{MgCO}_3$ ] és vegyes sójuk, a **dolomit** [ $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ]. A **kalcium-hidrogén-karbonát** [ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ] és a **magnézium-hidrogén-karbonát** [ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ] fehér színű szilárd anyagok, melyek vízben jól oldódnak és a víz változó keménységének kialakulását okozzák. Vizes oldatukban forralás hatására kalcium-karbonátra, szén-dioxidra és vízre bomlanak el.

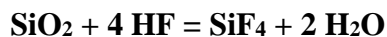
### 1.6.3. A szilícium vegyületei

A szilícium oxigénnel alkotott vegyületei közül a legstabilisabb a **szilícium-dioxid** ( $\text{SiO}_2$ ), amelynek három alapvető polimorf módosulata a tridimit, a krisztobalit és a kvarc. Atomrácsos kristályuk szerkezete eltér egymástól, ennek következtében fizikai sajátságai is különbözőek. A **kvarc** nagyon magas hőmérsékleten, mintegy  $1700\text{ }^\circ\text{C}$  körül olvad meg és lehűtéskor üvegszerű, amorf szerkezetű anyaggá alakul. A kvarcüveg hőtágulása csekély mértékű a normál

üveghez képest, nem reped meg a hirtelen bekövetkező hőmérsékletváltozás hatására, ezért melegíthető; izzítást követően akár azonnal hűthető is. Átereszi az UV fényt, ezért használatos az un. kvarclámpák készítésénél. A  $\text{SiO}_2$  kémiaiilag nem reaktív, a legtöbb anyaggal szemben indifferent. Nátrium-hidroxiddal főzve azonban sóvá alakul, nátrium-metaszilikát (vízüveg,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ) jön létre belőle.



A szilícium-dioxidot a hidrogén-fluorid szilícium-tetrafluorid keletkezése közben oldja.



A  $\text{SiO}_2$  a kovasav anhidridjének tekinthető. A **kovasavak** szabad állapotban nem stabilisak, állás során (vízvesztést követően) egymásba alakulnak, illetve a metakovasav ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) szilícium-dioxiddá alakul. A kovasavak sói, a **szilikátok** viszont stabil és a természetben rendkívül elterjedt vegyületek [pl. a káliciföldpát ( $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$ )]. Az **agyagásványok** a fémszilikátok mállás-termékei.

A különböző **üvegek** szerkezete amorfnak tekinthető, mivel térhálós szerkezetük szabálytalan, és csak minimális rendezettséget mutat. Fémszilikátok megszilárdult olvadékának tekinthetők. Előállításuk szóda, mész, homok (kvarc) és fém-oxidok összeolvasztásával majd lehűtésével történik. Összetételük, nemfém oxid (pl.  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ) és bázikus fém oxid (pl.  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ) tartalmuk alapján, sokféle lehet (pl. nátronüveg:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ ). Az ablaküveg főként nátrium- és kalciumionokat tartalmaz, míg a jénai üveg alumíniumot és bórt. A golyóálló üveg ellenálló képességét a rétegek közé ágyazott műanyag hártványoknak köszönheti.

Az un. **szilikagél** úgy jön létre, hogy a szilikátokból először erős savval felszabadítják a kovasavakat, majd elektrolit oldatot adnak hozzá, hogy vízelvonás következtében a szol állapotú anyag géllé alakuljon. A kocsonyás állagú anyag kiszáritást követően ismét képes a vízfelvételre.

A **szilikonok** vagy organosziloxánok polimer vegyületeiben O-Si-O láncok találhatóak, a szilícium másik két vegyértékéhez különböző szénhidrogénláncok kapcsolódnak. A láncok vagy elágazásmentesek, vagy elágazással rendelkeznek, és ilyen módon egymással is kapcsolódnak. A szilikonok fizikai és kémiai tulajdonságait a hőmérséklet megváltozása kevésbé befolyásolja. Apolárosak, vízben nem oldódnak, ezért alkalmasak különféle tárgyak vízhatlanná tételére. Gyakorlati alkalmazásuk széles körű (pl. szilikonolaj kenőanyagok, szilikongumi).

## 2. A fémes elemek és vegyületeik

### 2.1. A fémek általános jellemzése

A periódusos rendszer nagy részét, mintegy négy-ötödét fémes elemek teszik ki. Először általános tulajdonságaikkal foglalkozunk, majd csoportonként jellemezzük őket, mivel tulajdonságaikat alapvetően elektronszerkezetük határozza meg. Vegyértékükön viszonylag kevés elektron van, elektronleadásra (oxidációra) hajlamosak. Elemi állapotban fémrácsos kristályt alkotnak (lásd még 2. A kémiai kötés).

Közös fizikai tulajdonságuk, hogy még vékony rétegben is átlátszatlanok, tiszta felületük a ráeső fény nagy részét visszaveri. Jellegzetes fémes fénnel rendelkeznek, az arany és a réz kivételével szürke színűek. Közönséges körülmények között a cseppfolyós higany kivételével szilárd halmazállapotúak. Olvadáspontjuk tág határok között változik (higany:  $-39^\circ\text{C}$  v.ö. wolfram:  $3410^\circ\text{C}$ ). Sűrűségüket az atomméret és a kristályszerkezet határozza meg. Az  $5 \text{ g/cm}^3$  értéknél kisebb sűrűségű fémek a könnyűfémek (pl. alkálifémek, alkáliföldfémek, alumínium), míg az ennél nagyobb sűrűségűeket nehézfémeknek nevezzük (pl. vas, nikkel, réz, arany). A fémrácsos szerkezet miatt jól vezetik a hőt és az elektromosságot. Hőmérsékletkülönbség vagy elektromos feszültség (potenciálkülönbség) hatására ugyanis az atomtörzsekről elszakadt



elektronok könnyen eltolódnak és szállítják a hő- illetve az elektromos energiát. A fémek elektromos vezetőképessége a hőmérséklet emelkedésével csökken. Olvadt állapotban a fémek rosszabbul vezetik az áramot, mind szilárd állapotban.

A fémek oldhatósága jelentősen eltér a nem fémes elemekétől, mivel a fémeket nem lehet fizikai módon vízben vagy szerves oldószerben feloldani. A szilárd állapotú fémek általában akkor oldódnak, ha belőlük kémiai reakciók során oldható vegyületek keletkeznek (például nátriumból nátriumion a vízzel való reakció során). Kivételt jelent ebből a szempontból a folyékony ammónia, amely oldja a fémek egy részét (alkálifémek és alkáliföldfémek). A megolvasztott fémek viszont fizikailag is oldódnak egymásban, megszilárdulva ötvözeteket képeznek. Az **ötvözetek** szintén fémes jellegűek, azonban tulajdonságaik mások, mint az őket felépítő fémeké. A fémek higanyal képezett ötvözetei az amalgámok. A réz cinkötvözete a sárgarézt, ónnal képzett ötvözete a bronz. Az acél olyan vasötvözet, amely nemfémes elemet, szenet tartalmaz, legfeljebb 1,7 tömegszázaléknyi mennyiségben. Az öntöttvas széntartalma ennél az értéknel nagyobb.

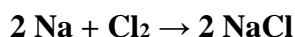
Az úgynevezett **nemnemes fémek** általában reakcióképesek, oxidációra hajlamosak, míg a **nemesfémek** (platina, arany) külső hatásokra nem annyira érzékenyek, kevésbé reakcióképesek. Minél negatívabb egy fém standardpotenciálja (lásd 7. Redoxireakciók, galvánelemek, elektrolízis) annál inkább hajlamosabb elektron leadással kationná alakulni. A fémes elemek közül a nemesfémek standardpotenciálja a legpozitívabb, így oxidációra ezek a legkevésbé hajlamosak. A fémek egy részét a felületükön képződő oxidréteg megvédi a további oxidációtól (pl. cink, réz, alumínium), míg más fémek (pl. vas) oxidrétege (a rozsdá) a felületről lepattog, ezért az oxidáció és a fém tönkremenetele (a korrózió) tovább folytatódik.

## 2.2. Az alkálifémek és vegyületeik

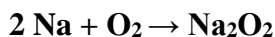
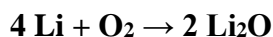
Az alkálifémek neve onnan ered, hogy vízzel maró hatású lúgokat, úgynevezett alkáliákat képeznek. Az első főcsoportba tartoznak [lítium (Li), nátrium (Na), kálium (K), rubídium (Rd), cézium (Cs), francium (Fr)], vegyértékhejük szerkezete  $s^1$ . A legkisebb elektronegativitású elemek tartoznak ide, melyek könnyen oxidálódnak, ezáltal erélyes redukáló hatással bírnak. Atomjaik könnyen gerjeszthetők (lásd 1.1. Az atomok elektronszerkezete), vegyértékelektronjuk már a Bunsen-égő láng hőmérsékletén is képes magasabb energiaszintre kerülni. A gerjesztett elektronok alapállapotba való visszatérésük során az energiakülönbözet egy részét fény formájában sugározzák ki. Ez a jelenség az ún. lángfestés.

Az alkálifémek viaszlagyságú, alacsony olvadáspontú könnyűfémek. Sűrűségük kicsi, a lítiumé, a nátriumé és a káliumé még a víznél is kisebb. Friss vágási felületükön fehérek, fémfényűek, azonban felületük gyorsan matt lesz, mivel nedves levegőn hidroxidréteg vonja be. Az oxidáció elkerülése céljából általában petróleum alatt tárolják ezeket a fémeket.

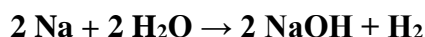
Az alkálifémek halogénekkal heves reakciók során sókat képeznek, például a megolvasztott fémnátrium klórgázzal heves tűztűnemény közben nátrium-kloriddá alakul át.



A levegő oxigénjével a lítium oxidot képez, míg a többi alkálifém levegőn hevítve peroxidá válik.



Az alkálifémek a vizet szobahőmérsékleten is bontják, a folyamat során hidrogéngáz keletkezik. A nátrium a reakció során megolvad s a keletkező gáz hatására a víz felületén gyorsan mozog.



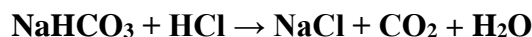
A kálium még a nátriumnál is reakcióképesebb, a vizet olyan hevesen bontja, hogy a képződő hőtől a fejlődő hidrogén magától meggyullad.

Az alkálifém-hidroxidok vízben jól oldódnak; vízmentes állapotban hevítve megolvadnak, de vizet nem veszítenek. A nátrium és a kálium karbonátja, foszfátja, és szulfátja kitűnően oldódik vízben.

Az alkálifémek csak vegyületeik formájában fordulnak elő a természetben. Sóik többnyire vízben jól oldódó, fehér színű, kristályos anyagok. Az alkálifémek közül a nátrium-vegyületek előfordulási aránya a legnagyobb. Fontosabb ásványai a **kősó** vagy halit (NaCl), a **chilei salétrom** (NaNO<sub>3</sub>), a **szóda** vagy sziksó (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), a **glaubersó** (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) és a **kriolit** (Na<sub>3</sub>[AlF<sub>6</sub>]). A kálium fontos ásványai a sótelepek felső rétegeiben vannak jelen (pl. szilvin, KCl).

A **nátrium-klorid** (NaCl) ásványi formáján kívül a tengervízben is jelentős mennyiségben (átlag 2,7%) megtalálható. A bányászott kősón kívül a tengervízből is nyernek ki konyhasót, például úgy, hogy a vizet a nap melegével elpárologtatják. A kősót az emberiség ősidők óta használja élelmiszerek tartósítására. Az orvosi gyakorlatban 0,9%-os vizes oldatát, az úgynevezett fiziológiás sóoldatot vér- illetve folyadékvesztés pótlására alkalmazzák.

A **nátrium-hidrogén-karbonát** (szóda, NaHCO<sub>3</sub>) vizes oldata az anion hidrolízise miatt (lásd 6. Sav-bázis reakciók, kémhatás) enyhén lúgos kémhatású, ezért alkalmas a gyomorsav-túltengés okozta tünetek enyhítésére, azáltal, hogy leköti a gyomorsavat. Hátránya azonban, hogy a keletkező szén-dioxid gáz puffadást okozhat.



Hő hatására elbomlik, ezért alkalmazható sütőporokban a sült tészták szerkezetének lazítására.



A **nátrium-karbonát** (szóda, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) vizes oldata a nagy mértékű anionhidrolízis miatt erősen lúgos kémhatású. Jelentős felhasználója az üveg- és textilipar. A szikes talajokon, mint sziksó „virágzik ki”.

A **nátrium-hidroxid** (lúgkő, NaOH) fehér, higroszkópos szilárd anyag. Vízben nagy hőfejlődés közben rendkívül jól oldódik, nagyon erős bázis. Vizes oldatának használata veszélyes, mivel a test szöveteit roncsolja, a szembe jutva vakságot okoz. Felhasználása széleskörű pl. a vegyipar (savak semlegesítése), a papírgyártás (a lignin elkülönítése a cellulózrostoktól) és az élelmiszeripar (gyümölcsök héjának eltávolítása kémiai úton, ropi gyártás) területén.

### 2.3. Az alkáliföldfémek és vegyületeik

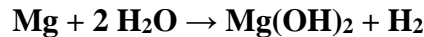
Az alkáliföldfémek a második főcsoportba tartoznak [kalcium (Ca), stroncium (Sr), bárium (Ba), rádium (Ra)], vegyértékhejük szerkezete s<sup>2</sup>. A berillium (Be) és a magnézium (Mg) tulajdonságai eltérnek a második főcsoport többi elemétől, ezért nem tekintjük őket igazi alkáliföldfémnek. (A berillium több szempontból inkább az alumíniumra hasonlít, pl. hidroxidja vízben nem oldódik, viszont savak és lúgok egyaránt oldják. A magnézium tulajdonságai is inkább az alumíniumra és a cinkre hasonlítanak, mint az alkáliföldfémekéhez.)

A második főcsoport elemei tulajdonságaik szempontjából átmenetet képeznek az első és a harmadik főcsoport között. Oxidjaik egy része vízben oldódva bázisokat képez (pl.  $\text{CaO}$ ). Hidroxidjaik azonban, főként a csoport kisebb rendszámú elemei esetében, alig vagy nem oldódnak vízben, szemben az első főcsoport hidroxidjaival. A berillium és a magnézium nem festi a lángot, a kalcium, stroncium és a bárium viszont sokkal könnyebben gerjeszthető, így ezeknek az elemeknek jellegzetes lángfestése van.

A második főcsoport elemei szürke, fémfényű könnyűfémek. A berillium rideg és a legkeményebb. Oxidációra való hajlamuk a csoportban felülről lefelé nő. A berillium és a magnézium száraz levegőn nem változik, a kalcium felülete levegőn hidroxidréteggel vonódik be. A bárium felülete könnyen oxidálódik, ezért a káliumhoz hasonlóan, petróleum alatt tárolják.

A magnézium meggyújtva vakító, fehér fénnel ég. Égése oly heves, hogy azt szén-dioxidban is folytatja (lásd még

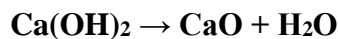
1.6.2. A szén oxidjai és a szénsav). A vízbontás hevessége, hasonló módon mint az oxidációra való hajlam, a csoporton belül felülről lefelé nő. A folyamat során, hasonlóképpen, mint az alkálifémeknél, hidrogéngáz és hidroxid-ionok keletkeznek, az oldat kémhatása lúgos lesz.



A magnézium esetében a folyamat sebessége csak nagyobb hőmérsékleten számottevő, míg a csoport nagyobb rendszámú tagjai már szobahőmérsékleten is bontják a vizet, közülük a leghevesebben a bárium.

Hidroxidjaik vízben való oldhatósága a csoportban felülről lefelé haladva növekszik. A  $\text{Be(OH)}_2$  nem, a  $\text{Mg(OH)}_2$  csak kis mértékben oldódik, a legjobb oldhatósága a  $\text{Ba(OH)}_2$ -nak van. Kloridjaik oldhatósága jó, azonban foszfátjaik, karbonátjaik nem oldódnak vízben. A kalcium, stroncium és bárium szulfátjainak oldhatósága nagyon kis mértékű.

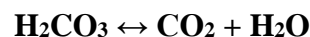
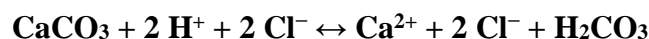
Az alkáliföldfém-hidroxidok – a bárium-hidroxid kivételével – hevítés hatására vizet veszítenek.



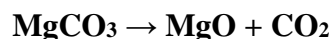
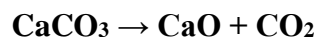
Karbonátjaik is bomlanak. (A termikus bomláshoz szükséges hőmérséklet a magnézium-karbonátnál 500 °C, a kalcium-karbonátnál 900 °C, a bárium-karbonátnál már 1400 °C körül van.)

Az alkálifémek természetben leggyakrabban előforduló vegyületei alkotják a mészkőhegyégeket. A **kalcium-karbonát** [ $\text{CaCO}_3$ ] kristályos módosulatai a kalcit, a közönséges mészkő és a márvány. A márga agyaggal szennyezett mészkő. A **magnézium-karbonát** [ $\text{MgCO}_3$ ] kalcium-karbonáttal együtt alkotja a dolomitot [ $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ]. A magnezit ásvány magnézium-karbonátot tartalmaz.

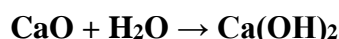
A kalcium-karbonátból sósav hatására szén-dioxid szabadul fel. A sósav erősebb sav, mint a szénsav, ezért a szénsavat sójából „kiúzi”.



A kalcium-karbonát termikus bomlásakor kalcium-oxid (égetett mész), míg a magnézium karbonát bomlásakor égetett magnézia ( $\text{MgO}$ ) keletkezik. Az égetett meszet mészkőből állítják elő, a termikus disszociációhoz szükséges hőmérsékleten, ezért az égetés hőfoka 900-1000 °C között van.

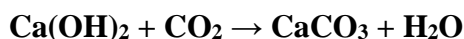


Az égetett mész ( $\text{CaO}$ ) rendkívül higroszkópos vegyület, a levegő nedvességtartalmát felvéve kalcium-hidroxiddá alakul és az anyag egy idő múltán porrá hullik szét.



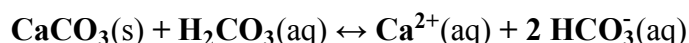
Ez a folyamat játszódik le az ún. mészsoltás során, mikor a kalcium-oxid víz hatására, hőfejlődés közben kalcium-hidroxiddá (oltott mész,  $\text{Ca(OH)}_2$ ) alakul. Az oltott mész állaga attól függ, hogy mennyi vizet adtunk hozzá („porrá oltott” mész, mésztej). A tejfölszerű állagú oltott

mészbe homokot keverve kapják a habarcsot (vakolatot). A vakolat egy idő múlva megszilárdul, „megköt”, mivel az oltott mész a levegőből szén-dioxidot vesz fel és kalcium-karbonáttá alakul.

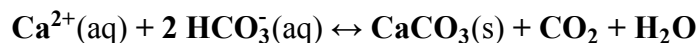


Az égetett magnézia (MgO) tapadós fehér por, amely – szemben az égetett mésszel – csak kis mértékben oldódik vízben és vízzel alig reagál. Olvadáspontja magas, ezért tűzálló építőanyagok készítésére (pl. magnezittégla) használják fel, továbbá a helyszínen öntött hézagmentes padlóburkolatok (magnezit-padló) egyik alkotója.

A Földünkön található természetes vizekben sók (kationok és anionok formájában) valamint különféle gázok vannak jelen oldott állapotban. A természetes vizek közül a legtisztább az eső és a hó, melyek tulajdonképpen egy desztillációs folyamat eredményeként jönnek létre. A légkörben lévő szén-dioxid egy része beleoldódik a vizekbe, és a képződő szénsavas víz sok olyan vegyületet is old, melyek a kémiaiilag tiszta vízben nem oldódnak. Ahogy a szénsavas víz átszivárog a mészkövet is tartalmazó talajon, annak kalcium-karbonátját hidrogén-karbonát formájában oldja.



A szénsavas víz a magnézium-karbonátot is megtámadja. Az ásványvizek kalcium- és magnézium-hidrogén-karbonát tartalma a fenti oldódási folyamatra vezethető vissza. A mészkő- és dolomithegységek anyagát lassanként oldja a szénsavas víz, melynek eredményeként kisebb-nagyobb üregek és barlangok alakulnak ki. A tetőboltozaton megjelenő majd lecseppenő oldat felülete megnő, ami előmozdítja a szén-dioxid eltávozását, ezért az egyensúly a karbonátok kiválása, az oldat megszűnése irányába tolódik el. Így alakulnak ki a cseppkövek.



A természetes vizekben a hidrogén-karbonátokon kívül egyéb oldható kalcium- és magnéziumsók is jelen vannak. A  $\text{Ca}^{2+}$  és  $\text{Mg}^{2+}$  tartalom okozza a **vizek keménységét**, amelynek gyakorlati szempontból nagy jelentősége van. A kemény vizek közvetlenül nem használhatók fel ipari célokra, mert belőlük kalcium-karbonátból és magnézium-karbonátból álló vízkő (kazánkö) réteg rakódik le az ipari berendezések vízzel érintkező falára. A kemény vizek másra sem alkalmasak, mivel a bennük lévő kalcium- és magnézium-ionok a felületaktív anionokkal oldhatatlan csapadékot képeznek. A szappant alkotó zsírsavak a kalcium- és magnézium-ionokkal vízben oldhatatlan sók formájában kicsapódnak és ezt követően már nem képesek a szennyeződések magukba foglaló és azokat ily módon eltávolító micellákat képezni. Kemény vízben főzve a hús és a hüvelyesek lassabban puhulnak meg, mint lágy vízben, mivel a kalcium- és a magnéziumionok oldhatatlan vegyületeket képeznek a fehérjékkel.

A kemény víz forralás közben keménységének egy részét elveszíti, ugyanis ilyenkor a hidrogén-karbonát kalcium- és magnézium-karbonát formájában kiválik az oldatból. A keménységnek ezt a részét, azaz a kalcium- és magnéziumionok hidrogén-karbonát ionokhoz rendelhető részét **változó keménységnek** (karbonát-keménységnek) nevezzük. A forralással ki nem csapódó kalcium- és magnéziumsók (pl. szulfátok, kloridok) összessége adja a víz **állandó keménységét**. A változó és állandó keménységet együttesen a víz **összes keménységének** nevezzük.

A víz keménysége megadható **egy liter vízre vonatkoztatott CaO egyenértékben**. Ennek alapján egységnyi keménységű az a víz, amelynek egy  $\text{dm}^3$ -ében 1 mg CaO-dal egyenértékű  $\text{Ca}^{2+}$  és  $\text{Mg}^{2+}$  van. Egy **német keménységi fok** ( $\text{nk}^\circ$ ) a víz keménysége abban az esetben, ha 10 mg CaO-dal egyenértékű  $\text{Ca}^{2+}$  és  $\text{Mg}^{2+}$  található egy  $\text{dm}^3$  vízben. A két mértékegység között

tehát tízes váltószám van. Például a lágy víz német keménységi foka négy és nyolc között van, amely 40-80 mg CaO egyenértéknek felel meg. A közepesen kemény víz nk° értéke 8-18 közötti, a 18-30 nk° között a víz kemény, a 30 nk° (300 mg CaO egyenérték/l) feletti értékek esetében a besorolás már a „nagyon kemény” kategóriába tartozik.

#### 2.4. A földfémek és vegyületeik

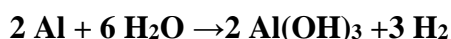
A földfémek a harmadik főcsoportba tartoznak [alumínium (Al), gallium (Ga), indium (In), tallium (Tl)], vegyértékhéjuk szerkezete s<sup>2</sup>p<sup>1</sup>. A bór (B) szintén a harmadik főcsoport tagja, azonban nem fémes elem, és kémiai tulajdonságaiban inkább a negyedik főcsoport első tagjaihoz, a szénhez és a szilíciumhoz hasonlít, mint a földfémekhez.

Az alumínium könnyűfém, míg a csoport nagyobb rendszámú elemei nehézfémek. A természetben az alumínium viszonylag gyakran előfordul, míg a gallium, indium és tallium ritkább elem. Az alumínium kémiai és fizikai tulajdonságai hasonlóságot mutatnak a szkandium-csoport elemeivel [(szkandium (Sc), ittrium (Y), lantán (La), aktínium (Ac)]. A szkandium-csoport elemei a külső elektronhéjukon két elektront tartalmaznak (s<sup>2</sup>), a d-pályán egyet. Ez a három elektron viszonylag könnyen leszakad, ezzel magyarázható, hogy vegyületeik három vegyértékűek. Az alumínium-oxid és a szkandium-csoport oxidjai egyaránt vízben oldhatatlan vegyületek. A bór(III)-oxid (B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) viszont oldódik vízben, az ortobórsav (H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>) valódi anhidridje.

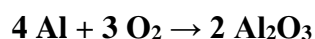
Az **alumínium** ezüstfehér könnyűfém. A többi fémhez képest viszonylag nagy a fajhője és az olvadáshője, ezért nehéz megolvasztani, annak ellenére, hogy olvadáspontja viszonylag alacsony (660 °C). Az elektromos áramot jól vezeti, azonban kevésbé, mint a réz (az alumínium elektromos vezetőképessége mintegy 60%-a a réz vezetőképességének). Jól megmunkálható, hengerléssel vékony fóliákat lehet belőle előállítani. Nagy mennyiségben használják fel lemezek, vezetékek, csövek készítésére, gépalkatrészek, közlekedési eszközök gyártására.

Kémiai jellegét tekintve az alumínium oxidációra hajlamos, erélyes redukálószer; azonban ennek ellenére levegőn nem korrodálódik és a víz sem támadja meg, mivel felületét összefüggő, vékony, szabad szemmel nem látható, szürke színű oxidréteg fedi be. Ez a passzíváló oxidréteg viszont lúgokban különösen jól oldódik, de savak is oldják, ezért az alumíniumot ezektől a behatásoktól – az oxidréteg leoldását követően – nem védi meg. Az úgynevezett „eloxálás” során (elektrolitikus oxidálása az alumíniumnak) az oxidréteget mesterségesen megvastagítják, hogy az alumínium az általános korrózióval szemben még ellenállóbb legyen.

Az alumínium – felületvédő oxidrétegének megbontását követően (pl. higany(II)-klorid oldattal) – hidrogéngáz keletkezése közben bontja a vizet.

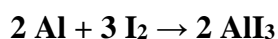


Az alumínium az oxidréteg eltávolítását követően meggyújtható, vakító lánggal égve alumínium-oxiddá alakul.

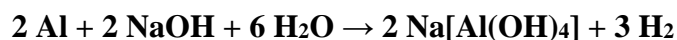
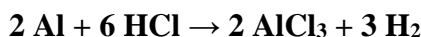


Az alumínium-oxid (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) savakban és lúgokban egyaránt oldódik. Amfoter jellegű vegyület, mivel savas és bázikus sajátosságot egyaránt mutat. Erős savakkal szemben bázisként, erős bázissal szemben savként viselkedik.

Az alumínium magas hőmérsékleten a halogénnel hevesen, fényjelenség kíséretében reagál. Az elporított alumínium és jód közti reakció exoterm és a felszabaduló hő hatására a jód egy része szublimál.



Az alumínium negatív standardpotenciálú fém. Híg savak és lúgok egyaránt oldják, az oldódás mindkét esetben hidrogéngáz fejlődésével jár.



Tömény, hideg salétromsav viszont nem oldja az alumíniumot, mivel a salétromsav oxidáló sajátossága révén inkább gyarapítja ilyenkor az oxidréteget. Ezzel szemben a forró salétromsav képes az alumíniumot gyorsan feloldani. Híg szerves savak, mint például az ecetsav és a citromsav, forralás során megtámadják, hideg oldataik az alumíniumot csak lassan oldják. Szerves savak egyes élelmiszerekben is jelen vannak, ezt az alumíniumedények használatánál figyelembe kell venni. Az ionos formában oldatba jutó alumínium élettani hatásával kapcsolatos kutatások valószínűsítik, de jelenleg még nem tisztázták egyértelműen az alumínium bevitel és egyes neurodegeneratív betegségek (Alzheimer-kór) közötti összefüggés meglétét.

Az alumínium a Földön az oxigén és a szilícium után a harmadik legelterjedtebb elem, azonban elemi állapotban nem, csak vegyületei formájában fordul elő a természetben. Ásványai közül a legelterjedtebbek az **alumínium-szilikátok** (pl. földpátok, csillámok) és ezek mállási termékei. Az eruptív (mágmás, vulkáni működésből eredő) kőzetek fő alkotója a kálföldpát ( $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$ ). Az alumínium-szilikátokat tartalmazó kőzetek mállása során **agyag** jön létre. A cementgyártás alapanyaga, a **márگا**, az agyag összetevőin kívül a mészkőét ( $\text{CaCO}_3$ ) is tartalmazza. A földpáttartalmú kőzetek bomlása során adott körülmények esetében **kaolinit** (kaolin, porcelánföld) keletkezik. A kaolinit vizet tartalmazó alumínium-szilikát ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{ SiO}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$ ), melyet kerámiák és tűzálló anyagok gyártására használnak fel.

Az  $\text{Al(OH)}_3$  magas hőmérsékleten hevítve  $\text{Al}_2\text{O}_3$ -dá alakul, amely fehér, vízben oldhatatlan por. Az alumínium-oxid ásvány formájában a természetben is előfordul. Kristályos módosulata, a **korund**, rendkívül kemény és csak magas hőmérsékleten megolvadó anyag. A vas-oxiddal és kvarccal szennyezett korund a **smirgel**, melyet csiszolószerként használnak fel. Az alumínium-oxid egyéb fém-oxidokat tartalmazó módosulatai közé tartoznak egyes drágakövek is. A vörös színű **rubin** króm-oxidot, a kék színű **zafir** vas- és titán-oxidot tartalmaz. A **bauxit** kristályvizet tartalmazó alumínium-oxid, amelyben ezen kívül egyéb szennyezőanyagok is jelen vannak (pl. vas- és titán-oxid, kvarc). Az alumíniumgyártás alapanyagát, a **timföldet** (amely vízmentes alumínium-oxid) a bauxitból állítják elő. Az alumíniumot a timföld olvadékelektrolízisével nyerik (lásd még kriolit, 1.3. A halogének és vegyületeik fejezetben).

## 2.5. Az átmenetifémek

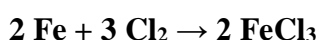
Tágabb értelemben átmenetifémeknek nevezzük azokat az elemeket, melyek a periódusos rendszer d-mezőjébe tartoznak. Szűkebb értelemben a d-mező elemei közül csak azok tartoznak ide, melyek atomjainak d-alhéja nincs teljesen feltöltve; azaz a cink, a kadmium és a higany nem tartozik ebbe a csoportba, mivel azok d-alhéja elektronokkal telített ( $d^{10}$ ).

Az átmenetifémek elektronszerkezete hasonlóságot mutat abból a szempontból, hogy az s-alháj helyett a külső héj alatti d-pálya töltődik fel elektronokkal. Kémiai kölcsönhatásban az s- és a d-alhéjon lévő elektronok is részt vehetnek. Oxidációs számuk többféle lehet. Katalizátorként részt vesznek számos reakcióban. Ezekre a fémekre jellemző, hogy elektrónpár akceptorok, ezért vízzel és más anyagokkal komplex vegyületeket képeznek.

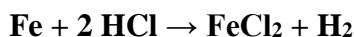
Az átmenetifémek olvadáspontja általában (a higany kivételével) magas. Nagy szakítószilárdságú, sűrű fémek. Színük az arany és a réz kivételével kékesszürke.

A tiszta **vas** szürke, fényes, viszonylag lágy, jól nyújtható fém – utóbbi tulajdonsága azonban kismértékű szennyeződés hatására is megváltozik. Melegítve jóval az olvadáspontja alatt meg-lágyul, ezért könnyen kovácsolható. Viszonylag jól vezeti a hőt és az elektromos áramot. Elemi állapotban – a meteorit-vas kivételével – nem fordul elő a természetben. A vasgyártás szem-pontjából oxidjai (pl. a vörösvasérc vagy hematit [Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>]) fontosak. Számos elemmel képez ötvözetet. Az ötvözés keménységét és az ellenállóképességét jelentősen megváltoztatja. Az ol-vadt vas jelentős mennyiségű szenet tud feloldani. A körülbelül 2-3,6% szenet tartalmazó **ön-töttvas** (nyersvas) rideg vasötvözet. Hevítve hirtelen olvad, és nem fokozatosan lágyul, ezért nem kovácsolható, mint az acél. Annak érdekében, hogy acéllá alakuljon, a széntartalmát 1,7% alá kell csökkenteni.

A vas oxidációra hajlamos. Legtöbb vegyületében +2 vagy +3 oxidációs számmal van jelen. A Fe(III) vegyületek stabilak, a Fe(II) viszont oxidációra hajlamos, ezért ezek a vegyületek nem stabilak és jó redukálószer. Oldataiban a Fe<sup>2+</sup> halványzöld, míg a Fe<sup>3+</sup> sárga színű. A halogé-nekkel addíciós reakcióba lép.



Negatív standardpotenciálú fém, ezért híg savak feloldják.



Tömény, oxidáló savak (pl. tömény kénsav és salétromsav) passziválják, ezért a felületi védő-réteg kialakulása miatt a vas ezekben nem oldódik.

Nedves levegőn a vas felületén az elektrokémiai korrózió révén vas(III)-oxid-hidroxid [FeO(OH)] keletkezik, amely laza szerkezete miatt a felületről leperreg, teret adva a folyamatos átalakulásnak, így a korrózió során a fém lassan „elfogy”.

A **réz** vörös színű, fémes fényű, jól nyújtható és hengerelhető fém. Elektromos vezetőképes-sége kiváló, azonban már kis mennyiségű fémszennyeződés hatására erősen csökken. Nedves levegőn a felülete idővel megváltozik, mivel úgynevezett patina, nemes rozsdá [Cu(OH)<sub>2</sub>·CuCO<sub>3</sub>, bázisos réz-karbonát] alakul ki rajta. A réz standardpotenciálja +0,34 V, ezért nem oxidáló savakban (pl. sósav) levegő távollétében nem oldódik. Amennyiben levegő van jelen, a nem oxidáló savak is oldják, például ecetsavban bázisos réz-acetát jön létre. Salét-romsavban nitrózus gázok keletkezése közben oldódik. Tömény meleg kénsav kén-dioxid képződés közben oldja fel.

A réznek a +2-es oxidációs állapota a legstabilabb. Az oldatában vagy vegyületeiben hidra-tált réz(II)-ion kék színű, míg a vízmentes Cu<sup>2+</sup> színtelen, ennek következtében például a kris-tályvizes rézgalic [CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O] hevítés során elveszíti kék színét.

Az elemi állapotú un. természet az emberiség már jórészt elhasználta a réz- és bronzkorszak-ban. Ásványaiban többnyire kénvegyületek formájában van jelen, más fémek szulfidjaival együtt fordul elő. Kis mennyiségben oxidjai, hidroxidjai és karbonátjai is megtalálhatók.

A **cink** kékesfehér fényű, viszonylag rideg fém. Vegyületeiben többnyire +2-es oxidációs álla-potban fordul elő. Hevítve kékes lánggal cink(II)-oxid (ZnO) ég el. Szobahőmérsékleten le-vegő jelenlétében vékony oxidréteg alakul ki a felületén, amely megvédi a további oxidációtól. A cinkbádokban a fémlemez a cink bevonat védi meg a korróziótól, míg a fehérbádokban az ónréteg. A cink felületén víz hatására cink-oxid képződik, amely vízben oldhatatlan, ezért ezt a fémeket a víz nem támadja meg.

Halogénekkal és kénnel redoxireakcióba lép, melynek során cink(II)-halogenidek és cink-szulfid (ZnS) keletkezik. A cink standardpotenciálja erősen negatív (-0,76 V), ezért nem oxi-dáló ásványi savak híg oldatában hidrogéngáz fejlődése közben feloldódik. Tömény, oxidáló



savak is feloldják. A természetben szabad állapotban nem fordul elő; szulfid, oxid és karbonát tartamú ásványaiban van jelen.

## 2.6. A negyedik főcsoport fémes elemei

Az ón és az ólom vegyértékhejáján négy elektron található. Oxidációs számuk vegyületeikben +2 vagy +4 lehet. Viszonylag alacsony olvadáspontú fémek. Az **ón** egyik allotrop módosulata, a fehér ón könnyen nyújtható, ezüstfehér színű fém; míg a másik, a sötét ón, matt színű szürke por. (Az ún. ónpestis során hidegben a fehér ón sötét ónná alakul át és elporlad.) Levegő jelenlétében az ón felületén oxidréteg alakul ki, emiatt a korrózióknak ellenáll. A konzervgyártásnál is használt fehérbádogat úgy készítik, hogy a vaslemezt ónnal vonják be. A bronz az ón rézzel készített ötvözete. Az ón amfoter elem, azonban savakban viszonylag nehezen oldódik.

Az **ólm** sötétszürke, toxikus nehézfém, vegyületei is mérgezőek. Könnyen önthető, alacsony olvadáspontja miatt jól hegeszthető, mérgező gőzei miatt azonban gázmaszkra vagy elszívó berendezésre van ilyenkor szükség. Szürke színét a felületén kialakuló oxidrétegnek köszönheti. Csak részlegesen saválló. Híg kénsavban és sósavban a felületén keletkező, vízben rosszul oldódó klorid és szulfát sók miatt nem oldódik. Ezzel szemben a tömény salétromsav nitrozus gázok keletkezése közben oldja az ólmot, valamint levegő jelenlétében még az ecetsav is képes megtámadni, mivel ilyenkor vízben oldódó sók keletkeznek.

Az ón és az ólom könnyen ötvözhető elemek. Mindkettő előfordulhat a higany ötvözeteiben, az **amalgámokban**. A fogászati célokra használt amalgámok viszont a higany ezüsttel és rézzel készült ötvözetei, melynek visszaszorulását részben az okozta, hogy nem zárható ki a fogtömésből a szervezetbe kerülő higany hosszú távú toxikus hatása.

## 3. Ellenőrző kérdések

1. Milyen kémiai tulajdonságai vannak a nemesgázoknak, és ezek milyen összefüggésben állnak fizikai sajátságaikkal?
2. Mely izotóp atomok alkotják az elemi hidrogént?
3. Mit nevezünk durranógáznak? Mi történik, ha meggyújtjuk? Írja fel reakcióegyenlettel!
4. Jellemezze a halogéneket kémiai és fizikai tulajdonságaik alapján!
5. Írja fel reakcióegyenlettel, hogy mi történik, ha vízbe klórgázt vezetünk!
6. Soroljon fel két klórtartalmú fertőtlenítőszert!
7. Milyen összetevőkből áll a jódtinktúra?
8. Milyen vegyület keletkezik, ha hidrogén-kloridot vízben oldunk? Mi a folyamat lényege?
9. Írja fel az oxigén két tanult allotrop módosulatának nevét és képletét! Miben különböznek egymástól stabilitás és élettani hatás szempontjából?
10. Mely ionok okozzák a természetes vizek keménységét?
11. Írja fel a hidrogén-peroxid bomlásának egyenletét!
12. Írja fel a kén égésének egyenletét!
13. Jellemezze a hidrogén-szulfid fizikai és kémiai tulajdonságait!
14. Írja fel a kénsav képletét és jellemezze a vegyületet (fizikai és kémiai tulajdonságok).
15. Írja fel a nitrogén és a hidrogén addíciójának egyenletét! Milyen célokra hasznosíthatják a folyamat során létrejövő terméket?
16. Mely gázok alkotják a levegőt és milyen arányban?
17. Írja fel a salétromsav képletét és jellemezze a vegyületet (fizikai és kémiai tulajdonságok)
18. Milyen tanult allotrop módosulatai vannak a foszforoknak? Ezek fizikai és kémiai tulajdonságai miben különböznek egymástól?

19. Milyen allotrop módosulatai vannak az elemi szénnek? Jellemezze a tanult módosulato-  
kat!
20. Írja fel a szén-dioxid vízben való oldódásának egyenletét! Milyen vegyület keletkezik a  
folyamat során?
21. Jellemezze a fémeket általános kémiai és fizikai tulajdonságaik alapján!
22. Mi történik, ha vízbe nátriumot teszünk? Írja fel a reakció egyenletét! Milyen kémhatású  
lesz a reakció során létrejövő oldat?
23. Mi a különbség a „só” és a „konyhasó” fogalma között?
24. Írja fel a szódabikarbóna képletét! Mire használható ez a vegyület?
25. Mi történik, ha meggyújtott magnézium szalagot szén-dioxiddal telt edénybe teszünk?  
Miért?
26. Miben különbözik egymástól a mészkő és a dolomit kémiai összetétele?
27. Mely reakción alapszik a mészégetés? Írja fel a reakcióegyenletet és nevezze meg a  
termékeket! Mire használhatók?
28. Miért szilárdul meg egy idő múlva a vakolat? Írja fel a folyamat reakcióegyenletét!
29. Mi a különbség a természetes vizek változó és állandó keménysége között?
30. Véleménye szerint miért nevezték az alumíniumot a 20. század fémének?
31. Mi a fő különbség az öntöttvas és az acél kémiai összetétele között?
32. Miben különbözik a cinkbádog a fehérbádogtól? Miért állnak ellen a korrózióknak?

### **Felhasznált irodalom**

11. Balázs L-né, Török F., Boksa Z. és Pintér I-né: Kémia I. (eds.: Perczel S., Orlai M.,  
Michalovszky Cs-né), Nemzeti Tankönyvkiadó, 1998; ISBN: 9631887499
12. Benkő Z., Kőmívesné Tamás I. és Stankovics É.: Kémiai alapok (ed.: Benkő Z.), Typotex  
Kiadó, 2011; ISBN: 9789632794792
13. Csapó J.: Általános kémia, KE, AKK, Kaposvár, 2000.
14. Csányi L. és Rauscher Á.: Általános kémia, JATEPress, 2014; ISBN: 9789633151730
15. Erdődi F., Gergely P. és Vereb Gy.: Általános és bioszervetlen kémia (szerk: Gergely P.),  
Simmelweis kiadó, Budapest, 2005; ISBN: 9789639214828
16. Lengyel B., Prosz J. és Szarvas P.: Általános és szervetlen kémia, Tankönyvkiadó, Bu-  
dapest, 1971
17. Náray-Szabó G.: Kémia, Akadémiai Kiadó, 2016; ISBN: 9789630582407
18. Pais I.: Általános, szervetlen és analitikai kémia, Mezőgazdasági Kiadó, 1981; ISBN:  
9632311043
19. Szűcs Á.: Általános kémia, JATEPress, 2013; ISBN: 9789633151075
20. Veszprémi T.: Általános kémia, Akadémiai Kiadó, 2011; ISBN: 9789630586177



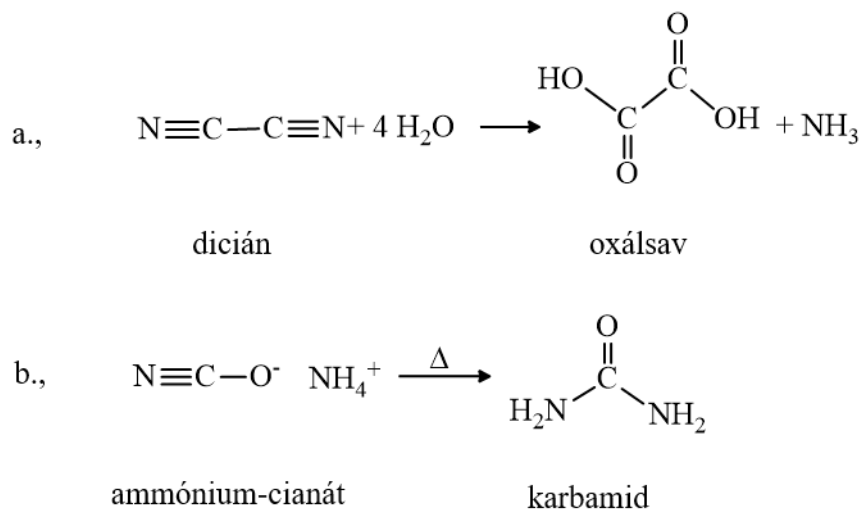
# SZERVES KÉMIA

Lóki Katalin

## 1. A szerves kémia tárgya

A szerves kémia mai értelemben a szénvegyületek kémiáját jelenti. Az organikus (szerves) kémia elnevezést Berzelius svéd kémikus használta először 1806-ban megjelent monográfiájában. Anorganikusnak (szervetlen) tekintette a kémia tudomány azon ágát, amely az ásványi eredetű anyagokkal foglalkozik, míg organikusnak (szerves) azt, ami az élő szervezetek által termelt vegyületeket tárgyalja. A fenti felosztás összhangban állt a XIX. század elején általánosan elfogadott „vis vitalis” elmélettel, mely értelmében a szerves vegyületek laboratóriumban, mesterségesen nem állíthatók elő. Képződésükre csakis az élő sejtekben van lehetőség „életerő” segítségével.

Az elmélet cáfolata Wöhler német orvos nevéhez fűződik. Kutatásaival igazolta, hogy lehetséges szervetlen anyagokból szerveset előállítani. Egyik ilyen vizsgálata során szervetlen dicianból víz hozzáadásával állított elő oxálsavat (15.a. ábra). Az oxálsavat, amiből pl. a sóska jelentős mennyiséget tartalmaz, jól ismerték, mint növényi eredetű savat. Néhány évvel később egy másik vizsgálat során ammónium-cianátból állított elő karbamidot (15.b. ábra), ami jelen van az emlősök vizeletében, így állati eredetű szerves anyagként már ismert volt. A „vis vitalis” (latin, jelentése „életerő”) elmélet megdöntésén túl Wöhler kísérletei a figyelem középpontjába helyezték a szerves vegyületeket. Egyre többet állítottak elő mesterségesen, akár olyanokat is, melyek a természetben nem fordulnak elő.



### 15. ábra Szerves anyagok előállítása szervetlen vegyületekből.

A szerves és szervetlen vegyületeket ma nem elvi okokból tárgyaljuk külön. Sokkal inkább a hagyomány tisztelete, illetve gyakorlati szempontok miatt maradt meg ez a felosztás. Ugyanis az ismert szerves vegyületek száma több millió, míg a szervetlen vegyületek mennyisége ennek a számnak kevesebb, mint egy tizede.

## 1.1. Szerves vegyületek összetétele

A szervetlen vegyületekkel szemben, melyek felépítésében valamennyi ismert elem szerepel, a szerves vegyületek döntő hányadát csupán néhány elem alkotja.

Minden szerves vegyület legfőbb alkotóeleme a szén, azonban nem minden szén-tartalmú vegyületet sorolunk a szerves vegyületek közé. Szervetlen vegyületeként tárgyaltuk a szén oxidjait, a szénsavat, valamint a szénsav sóit, a karbonátokat (16. ábra).

a szén oxidjai	CO, CO <sub>2</sub>
szénsav	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
karbonátok	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (szóda); CaCO <sub>3</sub> (mész); CaMg(CO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (dolomit)

16. ábra Szervetlen széntartalmú vegyületek

A szén mellett szinte valamennyi szerves vegyület tartalmaz hidrogént is, többségükben pedig más elemek is megtalálhatóak, leginkább az oxigén, a nitrogén és a kén. A szerves vegyületek túlnyomó többségét tehát ez az öt elem alkotja, ezért ezeket *organogén* (görög, jelentése „szerves eredetű”) elemeknek nevezzük (17. ábra).

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

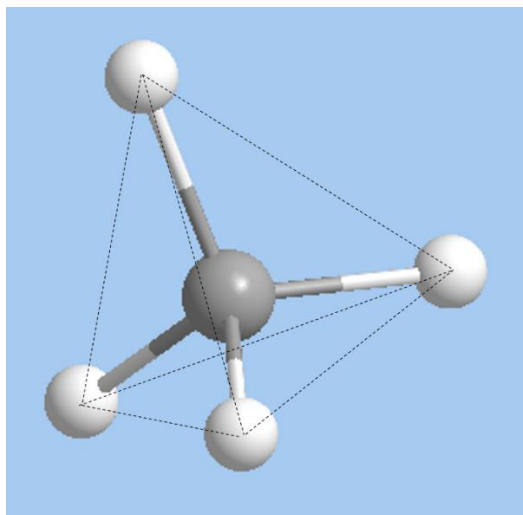
17. ábra Organogén elemek

A szervetlen vegyületeknél tapasztalható változatos elemösszetétel összhangban áll változatos tulajdonságaikkal is. Ezzel szemben a szerves vegyületek sok tekintetben hasonlítanak egymásra, pl. általában szén-dioxiddá és vízzé égnek el, illetve 500 °C felett többnyire elbomlanak.

## 1.2. A szerves vegyületek nagy száma

A szerves vegyületeket felépítő atomokra tehát nem a változatosság a jellemző. Mi lehet akkor mégis az oka, hogy az ismert vegyületek több, mint 90%-a szénvegyület? Ez leginkább a szénatom egyedülálló tulajdonságaival magyarázható.

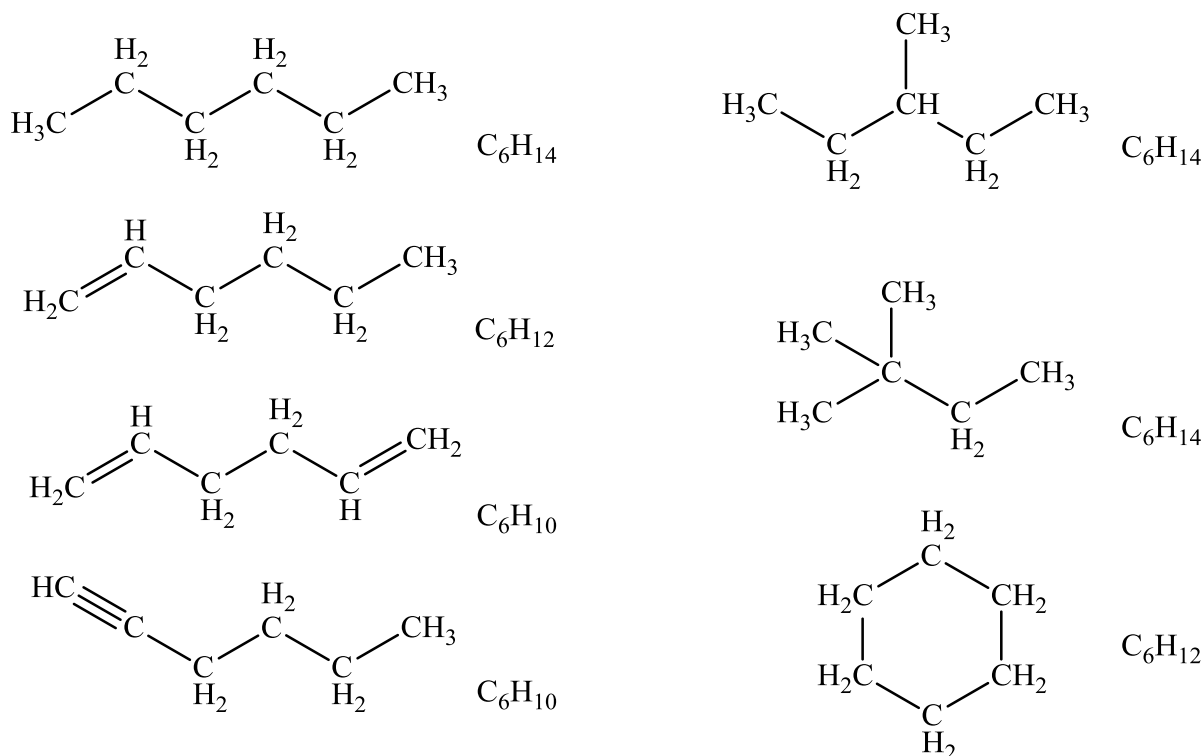
A szénatom vegyértékében négy elektron található. A szén négy egyenértékű vegyértékével négy erős kovalens kötést tud kialakítani. A molekulákban nem tartozik nemkötő elektronpár az atomhoz. A kovalens kötések tetraéderesen helyezkednek el a központi szénatom körül. Ez egy rendkívül szimmetrikus elrendezés, a metán molekulában (18. ábra) például minden kötéstávolság és minden kötésszög megegyezik. A szimmetrikus elrendezés miatt ezek a vegyületek általában nagy stabilitással bírnak.



**18. ábra** A metánmolekula tetraéderes szerkezete

Hasonlóan a természetben elemi állapotban előforduló mindkét szénmódosulathoz, a gyémánt-hoz és a grafit-hoz, a szénatomok a szerves vegyületekben is gyakorlatilag korlátlan számban kapcsolódhatnak össze. Az összekapcsolódó szénatomok nyílt láncokat vagy zárt gyűrűket képezhetnek.

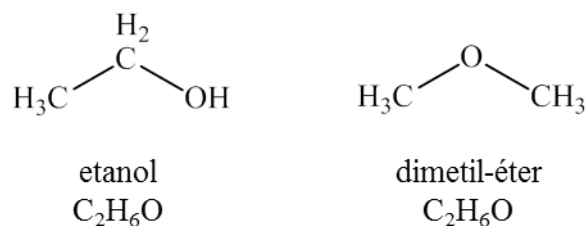
Két szénatom között azonban nem csak egy, hanem kettő, de akár három kovalens kötés is kialakulhat. Az 19. ábra néhány példát mutat be arra vonatkozólag, hogy hat darab szénatom milyen alapvázat alakíthat ki. A szénatomszám növekedésével az elméletileg lehetséges szerkezetek száma jelentősen növekszik.



19. ábra Néhány példa hat szénatomos szénhidrogénekre

### 1.3. A szénvegyületek jelölése és az izoméria

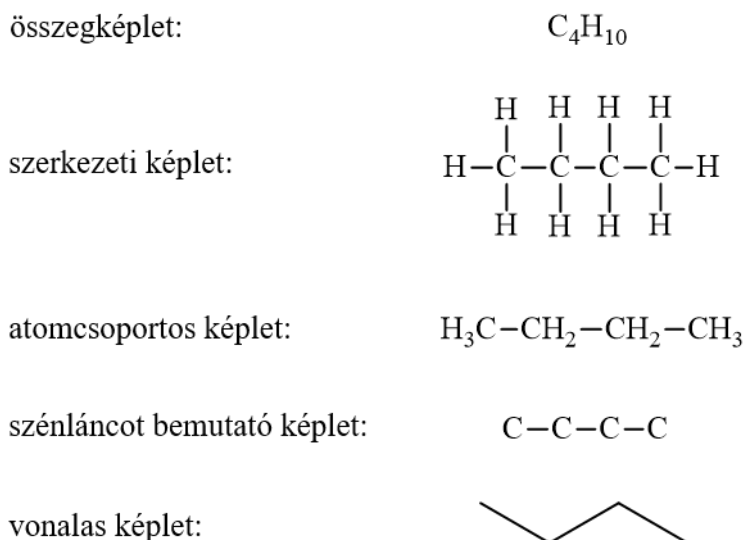
A fentiek alapján megállapítható, hogy a szeretlen vegyületekkel szemben, a szerves vegyületek esetében nem elegendő csupán a vegyületek összegképletét megadni. Ezt jól szemlélteti az etanol és a dimetil-éter példája. Mindkét vegyület összegképlete  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Szerkezeti képleteik, melyekkel a szerves vegyületek megfelelően jellemezhetőek, a 20. ábrán láthatóak. Az oxigén atomok jelentősen eltérő elhelyezkedése, és ezáltal különböző atomcsoportok létrejötte, a vegyületek kémia, fizikai tulajdonságaiban is jelentős különbségeket eredményez.



20. ábra  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  összegképletű molekulák

A szerves vegyületek jellemzésére alkalmas képlet típusokat a 21. ábra szemlélteti. A szerkezeti képlet annyiban tér el az összegképlettől, hogy a molekulát alkotó atomokon és azok számán kívül az atomok között kialakuló kovalens kötések is szemlélteti. A szerkezeti képlet egyszerűsíthető, ha a szén és hidrogén atomok közti kötések jelölésétől eltekintünk, és a hidrogéneket a szénatommal együtt tüntetjük fel. Ezt nevezzük *atomcsoportos képletnek*, ami akár még tovább egyszerűsíthető. Elhagyhatóak például a hidrogén atomok (*szénláncot bemutató képlet*). Mivel minden szénatom négy kovalens kötést alakít ki, a pontos szerkezet ez alapján is megadható. A legegyszerűbb esetben (*vonalas képlet*) már a szénatomokat sem kell feltüntetni, helyettük egy zezgugos vegyértékvonalat használunk a vegyület jelölésére. Ennek a kezdeti és

végpontjához, valamint töréspontjaihoz rendelünk egy-egy szénatomot és a hozzá kapcsolódó hidrogéneket.



### 21. ábra Szerkezeti képlet megadásának lehetőségei

A fentiek közül mindig azt a jelölést alkalmazzuk, amely az általunk vizsgált tulajdonságot a legjobban hangsúlyozza.

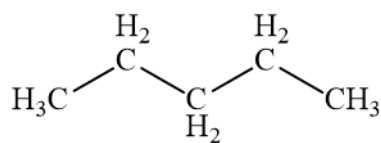
Korábban a szénláncok alakja kapcsán láthattuk, hogy a hexán (lásd még 1.1. Az atomok elektronszerkezete fejezet), hat szénatomja többféleképpen is kapcsolódhat egymáshoz (19. ábra). Azaz ugyanolyan összegképlettel több eltérő szerkezetű vegyület rendelkezik. Ezeket nevezzük izomereknek (görög, *izosz* = azonos, *merosz* = rész). Az izoméria egyik legegyszerűbb esete a konstitúciós izoméria (latin, *constitutio* = elrendezés, szerkezet). Ebben az esetben az azonos összegképletű vegyületek a molekulát alkotó atomok kapcsolódásának sorrendjében, vagy a többszörös kovalens kötések helyzetében térnek el egymástól. Az izomerek száma rohamosan nő a szénatomszámmal (3. táblázat).

### 3. táblázat Az alkánok konstitúciós izomereinek száma a szénatomszám függvényében

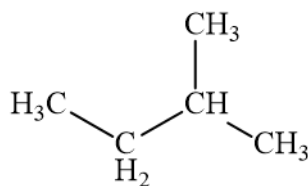
szénatomszám	izomerek száma	szénatomszám	izomerek száma
1, 2, 3	1	8	18
4	2	9	35
5	3	10	75
6	5	20	366 319
7	9	30	$4,11 \times 10^9$

Az izomereket nevükben is megkülönböztethetjük egymástól. Minden esetben a nyílt láncú, elágazást nem tartalmazó izomereket tekintjük alapvegyületnek. Ezeket *n*- előtaggal (*n*=normál) jelöljük. Az elágazást tartalmazó izomereket *i*- előtaggal látjuk el, őket izo-származékoknak nevezzük (22. ábra).

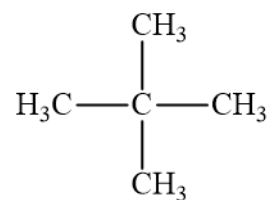




n-pentán



izo-pentán



izo-pentán

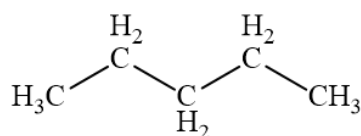
22. ábra A n-pentán és az i-pentánok szerkezete

#### 1.4. A szénvegyületek csoportosítása

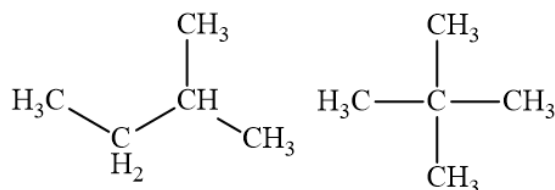
A szerves vegyületek rendkívül nagy száma szükségessé teszi, hogy valamilyen módon csoportosítsuk őket. Ennek alapja lehet elemösszetételük (I.), a szénlánc alakja (II.), a szénatomok közti kötések száma (III.), valamint a vegyületekben jelen levő jellegzetes csoportok minősége és azok száma (IV).

I. A legegyszerűbb szerves vegyületek szén és hidrogén atomokból épülnek fel. Ezeket szénhidrogéneknek nevezzük. Ha a vegyület ezen két elem atomjain kívül más összetevőket is tartalmaz, a heteroatomtól függően megkülönböztetünk például oxigén-, nitrogén-, kén-, vagy halogén-tartalmú szerves vegyületeket.

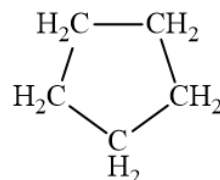
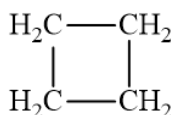
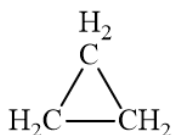
II. A szénlánc alakja szerint a szerves vegyületek egyik nagy csoportjába a *nyílt láncú* vegyületek tartoznak. Ezekben a molekulákban az ún. láncvégi szénatomok nem kapcsolódnak egymáshoz. A csoporton belül különbséget teszünk *elágazást nem tartalmazó* és *elágazó láncú* vegyületek között. Ha a láncvégi szénatomok összekapcsolódnak, zárt szénláncú, ún. *gyűrűs* (ciklo) vegyületeket képeznek. (23. ábra)



elágazást nem tartalmazó lánc



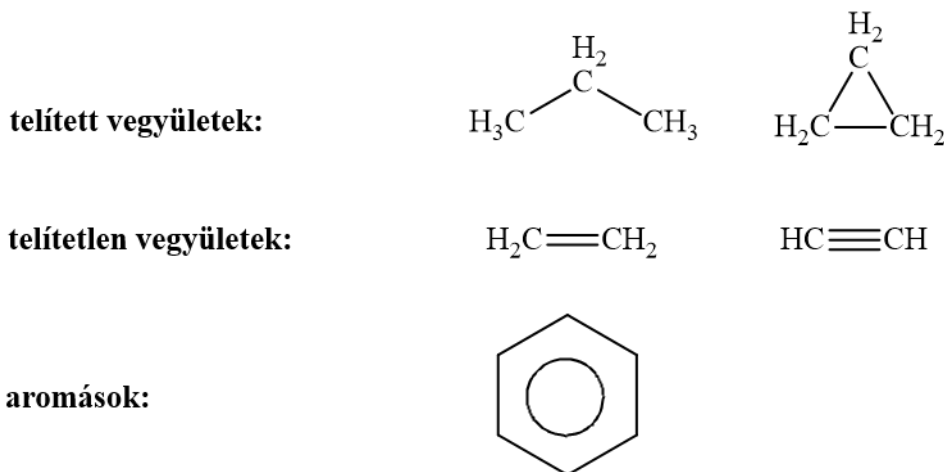
elágazó láncok



ciklovegyületek

23. ábra A szénvegyületek csoportosítása a szénlánc alakja szerint

III. A szerves vegyületek a szénatompárok közti kovalens kötések száma alapján is csoportosíthatók. Megkülönböztetünk telített, telítetlen és aromás vegyületeket (24. ábra). *Telített* a szerkezet, ha a molekulában a szénatomok között csak egyszeres kötések találhatóak. *Telítetlenek* azok a vegyületek, amelyek molekulájában kétszeres vagy háromszoros kovalens kötésű szénatompár is előfordul. (Az aromás szerkezetek bemutatására később kerül sor.)



**24. ábra Szénvegyületek csoportosítása a szénatompárok közötti kovalens kötések száma alapján**

IV. A szerves molekulák kémiai tulajdonságait gyakran a szerkezet egy bizonyos része határozza meg. Azt az atomcsoportot, amely a vegyület tulajdonságait döntően meghatározza, *funkciós csoportnak* nevezzük. Ugyanaz a funkciós csoport ugyanolyan vagy hasonló módon vesz részt a kémiai reakciókban. Ha a molekula heteroatomot tartalmaz, akkor az vagy önmagában képezi, vagy egyéb más atomokkal hoz létre funkciós csoportot. Szénhidrogének esetén, mivel a vegyületek tulajdonságait jelentősen befolyásolják, a telítetlen kötések, valamint az aromás rendszereket is funkciós csoportnak tekintjük. A szerkezeti képletek megadásakor a funkciós csoportot többnyire a szénlánctól külön tüntetjük fel (25. ábra).

hidroxilcsoport	—OH
karboxilcsoport	—COOH
aminocsoport	—NH <sub>2</sub>
kettős kötésű szénatompár	—C=C—
háromas kötésű szénatompár	—C≡C—

**25. ábra Néhány jellegzetes funkciós csoport**

A további fejezetekben bemutatásra kerül néhány alapvető funkciós csoport és az őket tartalmazó fontosabb vegyületcsoportok.

## 2. Szénhidrogének

Szénhidrogéneknek nevezzük azokat a vegyületeket, melyek csak szénből és hidrogénből épülnek fel. A szénatomok kovalens kötésekkel keresztül egymáshoz kapcsolódva alakítanak ki láncokat vagy gyűrűket, visszamaradó párosítatlan elektronjaik pedig hidrogén atomokkal alakítanak ki kovalens kötést. A szénatomok közötti kötések száma és ebből eredendően a vegyületek tulajdonságai alapján megkülönböztetünk telített, telítetlen és aromás szénhidrogéneket.

A szénhidrogének nagy mennyiségben megtalálhatók a természetben, elsődleges lelőhelyük a földgáz és a kőolaj. Mindkét nyersanyagban a telített szénhidrogének a meghatározók. A telítetlen szénhidrogének nagy reakciókészségük miatt csak kis mennyiségben fordulnak elő a természetben. A földgáz elsősorban metánt tartalmaz, ezen kívül 2–5 szénatomos telített, nyíltláncú szénhidrogéneket. A kőolaj, származási helyétől függően, változatos összetételű szénhidrogén elegy. Fő tömegét a nyíltláncú telített szénhidrogének alkotják, de gyűrűs-, telítetlen-, és aromás szénhidrogéneket is tartalmaz.

Fontos ipari alapanyagok, felhasználásuk elsősorban energiaforrásként jelentős. A földgáz közvetlenül is felhasználható fűtőanyagként, a kőolaj üzemanyagként való alkalmazásának feltétele azonban annak feldolgozása, a benzinyártás. A *benzin* azon szénhidrogéneket jelölő gyűjtőfogalom, melyek forráspontja megközelítőleg 20 és 200°C között van. Ezeket túl a szénhidrogének a vegyiparnak is fontos alapanyagai (műanyag-, gyógyszer-, növényvédőszer-gyártás).

### 2.1. Alkánok

A nyílt láncú telített szénhidrogéneket *alkánoknak* nevezzük. Régebbi megnevezésük, a parafin (latin, „*parum affinis*”), csekély reakciókészségükre utal. Az alkánokat a szénatomszámuk alapján sorba rendezve a 4. táblázat tartalmazza.

4. táblázat Az alkánok homológ sorának első tíz tagja

Név	Összegképlet	Szerkezeti képlet
metán	CH <sub>4</sub>	CH <sub>4</sub>
etán	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	CH <sub>3</sub> –CH <sub>3</sub>
propán	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	CH <sub>3</sub> –CH <sub>2</sub> –CH <sub>3</sub>
bután	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	CH <sub>3</sub> –(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> –CH <sub>3</sub>
pentán	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	CH <sub>3</sub> –(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> –CH <sub>3</sub>
hexán	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	CH <sub>3</sub> –(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> –CH <sub>3</sub>
heptán	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	CH <sub>3</sub> –(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> –CH <sub>3</sub>
oktán	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	CH <sub>3</sub> –(CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> –CH <sub>3</sub>
nonán	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	CH <sub>3</sub> –(CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> –CH <sub>3</sub>
dekán	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	CH <sub>3</sub> –(CH <sub>2</sub> ) <sub>8</sub> –CH <sub>3</sub>

Megfigyelhető, hogy minden egyes szénatom beépülése a hidrogénatomok számát kettővel növeli, valamint az is, hogy a sorban egymást követő, legalább három szénatomot tartalmazó vegyületek csupán egy –CH<sub>2</sub>– atomcsoportban térnek el egymástól. A vegyületek ilyen sorozatát, melynek tagjai azonos szerkezeti elv szerint épülnek fel, *homológ sornak* nevezzük. A homológ sorozatok ún. általános képlettel jellemezhetőek. Alkánok esetén, ha a szénatomok száma  $n$ , akkor a hidrogén atomok száma  $2n+2$ , így általános képletük  $C_nH_{2n+2}$ .

### 2.1.1. Az alkánok nevezéktana

A szerves vegyületek rendkívül nagy száma szükségessé teszi a vegyületek elnevezésének szabályozását. A hagyományosan kialakult, ún. *triviális nevek*, nem állnak logikai összefüggésben a vegyület szerkezetével, de használatuk elterjedt. Ennek oka részben a hagyomány továbbélése, részben pedig, hogy a triviális nevek sok esetben rövidebbek és ezért használatuk egyszerűbb, mint a szerkezetet pontosan leíró ún. *szisztematikus neveké*. A nevezéktan szabályainak megalkotásakor arra törekedtek, hogy minden vegyület elnevezhető legyen, és a nevéből egyértelműen következtetni lehessen a szerkezetére.

A szénhidrogének, azon belül a nyílt láncú, telített szénhidrogének (alkánok) nómenklatúrájának ismerete különösen fontos, mert a többi vegyületcsoport nevezéktana jórészt ezen alapul.

Normál szénláncú (elágazást nem tartalmazó) alkánok homológ sorának első négy tagja esetén a triviális neveket alkalmazzuk. Ezek mindegyike -án szótagra végződik, ezért a homológ sorozat további tagjainak megnevezésekor is -án végződést alkalmaztak. A szénatomok száma a megnevezés előtagjában „fedezhető fel”, mivel a szénatom számának megfelelő görög tőszámnévből képezzük az alkán nevét (5. táblázat).

5. táblázat Normál alkánok nevének eredete

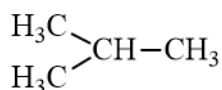
Összegképlet	Szénatomszám	Görög számnév	Megnevezés
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	5	penta	pentán
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	6	hexa	hexán
C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	7	hepta	heptán
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	8	okta	oktán
C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	9	nona	nonán
C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	10	deka	dekán

Az elágazó láncú szénhidrogének esetében az oldalláncokat is meg kell neveznünk, ezek lesznek az ún. *alkil csoportok*. Az alkil csoportokat úgy foghatjuk fel, mintha az azonos méretű alkánból elvonnánk egy hidrogén atomot. Az alkil csoport a hidrogén atom helyén képes egy másik szénláncához kapcsolódni. Nevüket az alkánok nevéből képezzük, úgy, hogy azok -án végződését -il végződésre cseréljük le (6. táblázat).

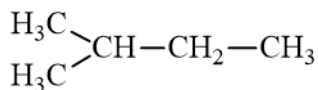
6. táblázat Az alkilcsoportok származtatása

Alkán		Alkil csoport	
metán	CH <sub>4</sub>	metilcsoport	CH <sub>3</sub> -
etán	CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	etilcsoport	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -
propán	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	propilcsoport	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -
bután	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	butilcsoport	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -
pentán	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	pentilcsoport	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -

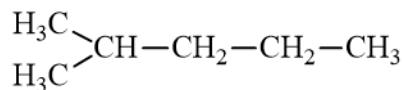
A legegyszerűbb, egyszeresen elágazó alkánokat gyakran triviális nevükön emlegetik (26. ábra). Ezek a vegyületek az egyik láncvégükön két metilcsoportot tartalmaznak.



izobután



izopentán



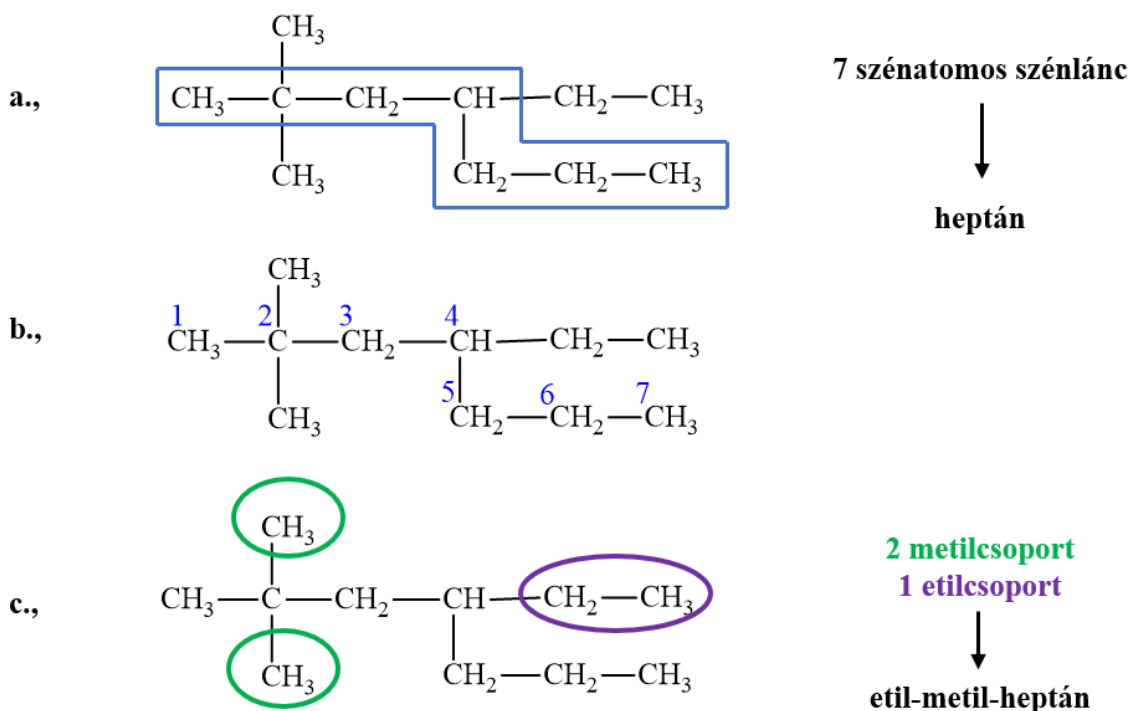
izohexán

### 26. ábra Izoalkánok

A hosszabb szénláncú és/vagy több elágazást tartalmazó szénhidrogének elnevezése során meg kell keresnünk a leghosszabb szénláncot. Ennek a főláncnak a neve lesz a vegyületünk alapneve (27/a. ábra).

Ezt követően meg kell adnunk az alapvázhoz kapcsolódó alkilcsoportok helyét, típusát és számát. Az alkilcsoportok helyének megadásához meg kell számozni az alapváz szénatomjait. A számozást azon a szénatomon kezdjük, melyhez közelebb találjuk a lánc első elágazását (27/b. ábra).

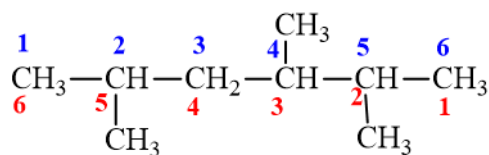
A folytatásban megkeressük az oldalláncokat, melyek nevét az alapnév előtt soroljuk fel. Ha egy alkilcsoport típusból több is kapcsolódik az alapvázhoz, akkor nevük előtt a mennyiségüknek megfelelően a di- (2), tri- (3), tetra- (4)... stb. előtagot használjuk. Ha a vegyület többféle oldalláncot is tartalmaz, azokat ábécérendben soroljuk fel. A sorrend megállapításakor a sokszorozó szócskákat nem vesszük figyelembe (27/c. ábra).



### 27. ábra Az elágazó láncú, telített szénhidrogének elnevezésére vonatkozó alapvető szabályok bemutatása egy példán keresztül

Azt is meg kell adnunk, hogy az egyes oldalláncok melyik szénatomhoz kapcsolódnak. Ehhez a második lépésben megadott számozást (27/b. ábra) vesszük alapul. Így a példa vegyületünk neve: 4-etil-2,2-dimetil-heptán. Mint látszik, a helyszámok és az oldalláncok neve után kötőjelet írunk.

Előfordulnak olyan vegyületek, melyeknél az első elágazás mindkét láncvégtől azonos távolságra található. A 28. ábrán látható példában a metilcsoportok a 2,4,5 vagy a 2,3,5-ös szénatomokhoz kapcsolódnak. Ebben az esetben azt a számsort fogadjuk el, melyben az első eltérés helyén a kisebb szám szerepel, ezért a vegyület helyes megnevezése: 2,3,5-trimetil-hexán.

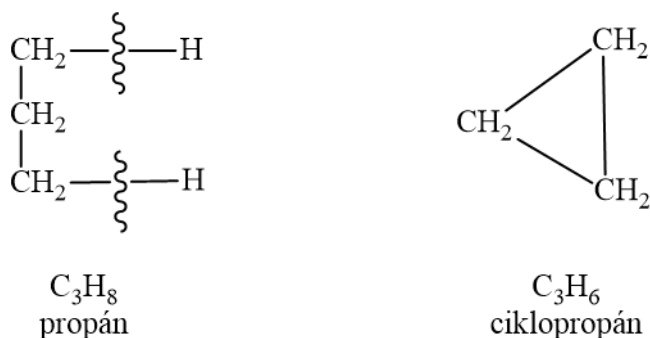


28. ábra A 2,3,5-trimetil-hexán szénláncának számozása

### 2.1.2. Cikloalkánok

Azokat a telített szénhidrogéneket, melyekben a láncvégi szénatomok összekapcsolódásával gyűrű képződik, *cikloalkánoknak* nevezzük. Nevüket az azonos szénatomszámú alkánéból a ciklo- előtag felhasználásával képezzük. A gyűrűk képződéséhez legalább három szénatomra van szükség, azonban a hatnál nagyobb tagszámú gyűrűk már nem stabilak.

Legegyszerűbb képviselőjük a ciklopropán. A nyíltláncú propántól annyiban különbözik, hogy a két láncvégi szénatom 1-1 hidrogén helyett egymással alakít ki kovalens kötést (29. ábra), így általános képletük két hidrogén atommal kevesebb, mint az alkánoké, azaz  $C_nH_{2n}$ .



29. ábra A ciklopropán származtatása propánból

## 2.2 Alkének

Az *alkének* olyan telítetlen szénhidrogének, melyek molekulájában egy vagy több kettőskötés található. Régebbi megnevezésük az olefin „olajképzőt” jelent. Az elnevezés onnan ered, hogy legegyszerűbb képviselőjük, egy gázhalmazállapotú vegyület, klórral olajszerű anyagot képez.

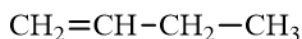
Az egyszerűen telítetlen normál alkének is homológ sorozatot alkotnak (7. táblázat). Molekulájuk a kettőskötés miatt két hidrogénatommal kevesebbet tartalmaz, mint a megfelelő szénatomszámú alkánoké. Általános képletük:  $C_nH_{2n}$ . Nevüket a velük azonos számú szénatomot tartalmazó paraffin megnevezéséből úgy képezzük, hogy az -án végződést -én végződésre változtatjuk.

7. táblázat Az alkének homológ sorának néhány tagja

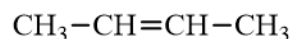
Alkén neve	Összegképlet	Szerkezeti képlet
etén	$C_2H_4$	$CH_2=CH_2$
propén	$C_3H_6$	$CH_2=CH-CH_3$
1-butén	$C_4H_8$	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$

1-pentén	C <sub>5</sub> H <sub>10</sub>	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
...		
1-dekén	C <sub>10</sub> H <sub>20</sub>	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> -CH <sub>3</sub>

Négynél nagyobb szénatomszám esetén a kettőskötés helyzete is különböző lehet. A vegyületek összegképlete azonos, azonban szerkezeti képletük a kettőskötés helyzetében eltér (30. ábra). A konstitúciós izomériának ezt a típusát *helyzeti izomériának* nevezzük.



but-1-én



but-2-én

### 30. ábra A butén helyzeti izomerjei

*Diéneknek* nevezzük azokat az olefineket, melyek molekuláiban két kettős kötés található. Nevüket szintén az azonos szénatomszámú alkánok nevéből képezzük, az -án végződést -diénre cserélve. Általános képletük: C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>.

A két kettőskötés egymáshoz viszonyított helyzete jelentősen befolyásolja a vegyületek kémiai tulajdonságait. *Kumulált* rendszerről beszélünk, ha a két kettőskötés ugyanazon a szénatomon helyezkedik el. *Konjugáltak* a kettőskötések, ha a két kettőskötést egy egyes kötés választja el egymástól. Ha a két kettőskötés közé kettő vagy több egyes kötés ékelődik, *izolált* rendszerről beszélünk (31. ábra).

kumulált	konjugált	izolált
CH <sub>2</sub> =C=CH <sub>2</sub>	CH <sub>2</sub> =CH-CH=CH <sub>2</sub>	CH <sub>2</sub> =CH-CH <sub>2</sub> -CH=CH <sub>2</sub>
propadién	butadién	1,4-pentadién

### 31. ábra A két kettőskötés elhelyezkedésének lehetőségei diénekben

## 2.3. Alkinek

Az *alkinek* olyan telítetlen szénhidrogének, melyek molekulája egy vagy több hármaskötést tartalmaz. Ugyanabban a molekulában a hármaskötés mellett kettőskötés is előfordulhat.

Normál alkinekről akkor beszélünk, ha a molekula elágazást nem, és egyetlen hármaskötést tartalmaz. Általános képletük: C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>. Nevüket a megfelelő alkánok nevéből képezzük, -in végződést alkalmazva (8. táblázat).

#### 8. táblázat Az alkinek homológ sorának néhány tagja

Alkén neve	Összegképlet	Szerkezeti képlet
etin	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	CH≡CH
propin	C <sub>3</sub> H <sub>4</sub>	CH≡C-CH <sub>3</sub>
1-butin	C <sub>4</sub> H <sub>6</sub>	CH≡C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>

1-pentin	C <sub>5</sub> H <sub>8</sub>	CH≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
...		
1-dekin	C <sub>10</sub> H <sub>18</sub>	CH≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> -CH <sub>3</sub>

A legegyszerűbb alkint, az etint, gyakran triviális nevén acetilénként is emlegetik. Az alkinek a természetben nem fordulnak elő, azonban a vegyipar számára jelentős mennyiségben állítják elő őket.

## 2.4. Aromás szénhidrogének

Az *aromás szénhidrogének* delokalizált  $\pi$ -elektronrendszert tartalmazó gyűrűs vegyületek. Speciális szerkezetüket aromás gyűrűnek is nevezik. Elnevezésük onnan ered, hogy régebben vegyületeiket főleg növényekből vonták ki, és az így kivont komponensek jellegzetes aromással bírnak. Alapvegyületük a benzol, melynek szerkezetét csak több lépésben tudták megfejtetni.

### 2.4.1. A benzol szerkezete

A benzol összegképlete C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, ami telítetlen szerkezetet feltételez. Egy korai szerkezeti modell szerint (32/a. ábra) a hat szénatom gyűrűt képez és minden szénatomhoz 1-1 hidrogén atom kapcsolódik. A gyűrűben a szénatomok között az egyszeres és kétszeres kötések váltakoznak.

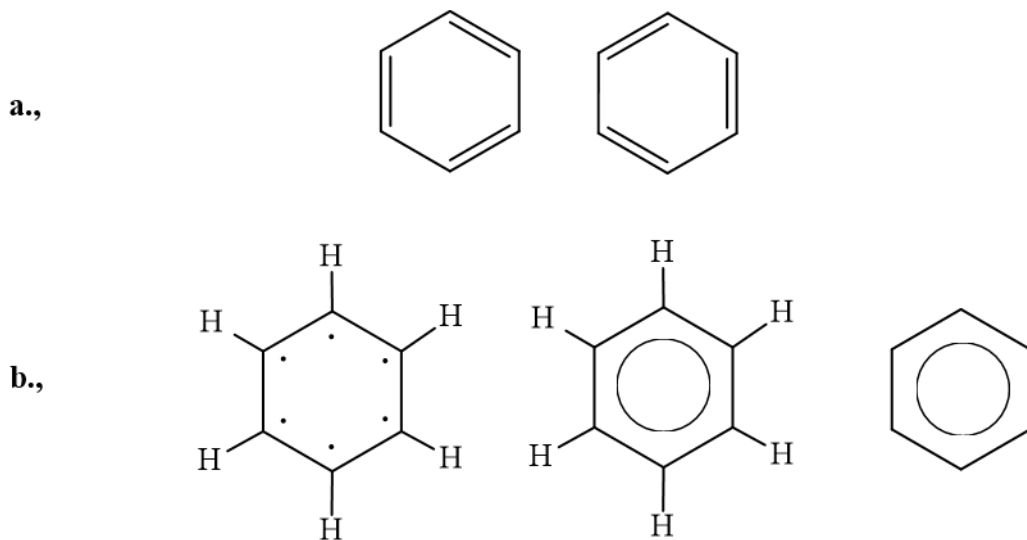
A benzol azonban nem adja a telítetlen vegyületekre jellemző reakciókat. Később azt is igazolták, hogy a molekulában mérhető kötéshosszak és kötési energiák minden szénatompár között azonosak, és ezek az értékek eltérnek az egyszeres és kétszeres C–C kötésekre jellemző értékektől (9. táblázat).

9. táblázat A szénatomok közötti kovalens kötések átlagos erőssége

kémiai kötés	kötési energia (kJ/mol)	kötéshossz (pm)
C–C	344	154
C=C	610	134
C $\equiv$ C (aromás rendszer)	500	140

Az elfogadott szerkezet szerint a molekula mind a hat szénatomja egy-egy kovalens kötést alakít ki a két szomszédos szénnel és egyet egy hidrogén atommal. A szénatomok negyedik vegyértékelektronja olyan kötést alakít ki, amelyben ezek az elektronok valamennyi szénatomhoz egyforma mértékben tartoznak. Ezek az elektronok úgynevezett delokalizált (nem helyhez kötött) elektronok, az így létrejött rendszert delokalizált elektron rendszernek nevezzük. A molekula szerkezetében ezt egy körrel jelöljük (32/b. ábra).



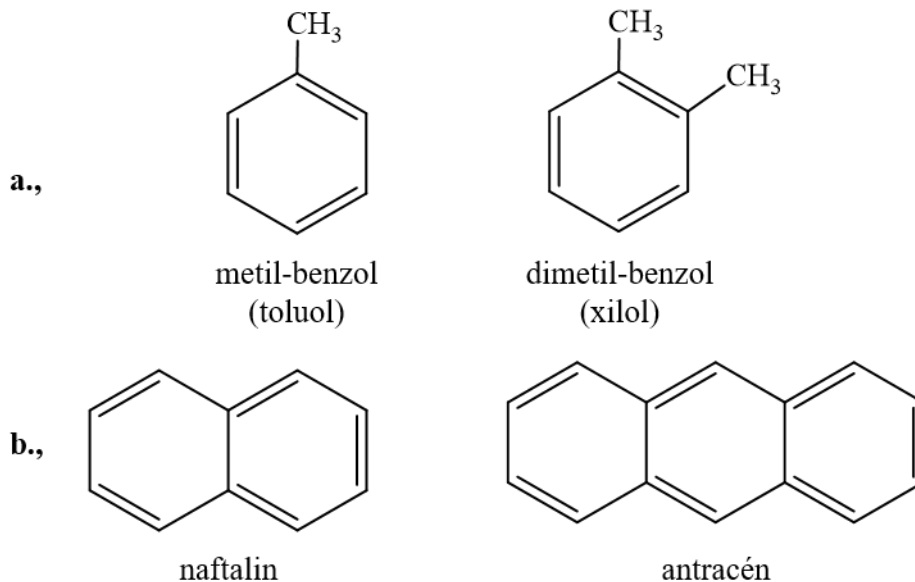


32. ábra A benzol szerkezete

#### 2.4.2. Benzolszármazékok

A benzolszármazékok elsősorban oldószerként és vegyipari alapanyagként jelentősek. Az úgynevezett egyszerű benzolszármazékokban a gyűrűhöz egy (vagy több) hidrogénatom helyett másik atom(ok) vagy atomcsoport(ok) kapcsolódnak (33/a. ábra).

A több gyűrűs szerkezetet tartalmazó vegyületekben az egyes gyűrűk lehetnek egymástól függetlenek, izoláltak; vagy közös szénatomot tartalmaznak, utóbbi esetben kondenzált vegyületekről beszélünk. A kondenzált aromás vegyületeket több, egymással részben „összeolvadt”, közös gyűrű alkotja (33/b. ábra). Származékaik gyakoriak a természetben, előfordulnak például a vitaminokban, alkaloidokban, vagy kábítószerek hatóanyagait adó vegyületekben.

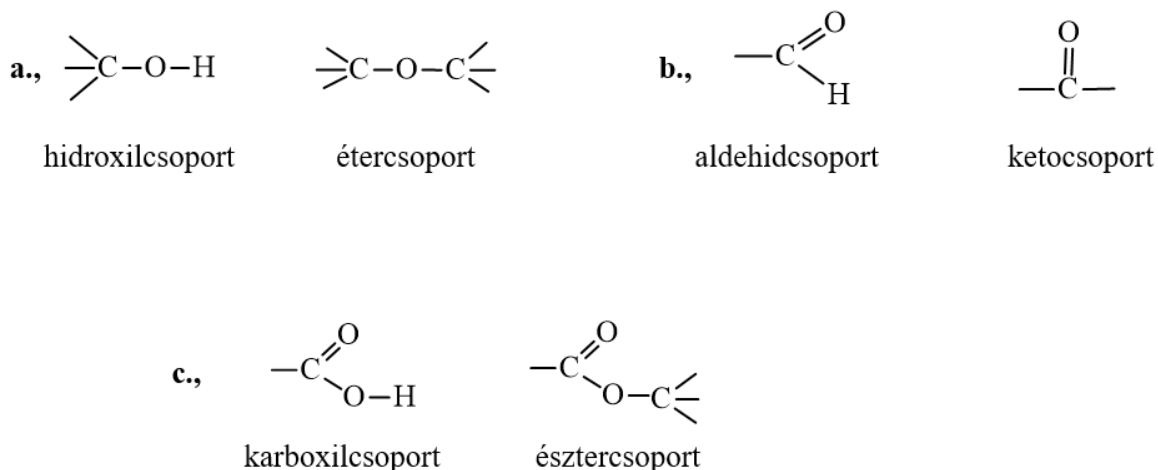


33. ábra Egyszerű és kondenzált benzolszármazékok

### 3. Oxigéntartalmú szénvegyületek

A szerves vegyületek jelentős része a szén- és hidrogénatomokon kívül oxigént is tartalmaz. Ezeknek a vegyületeknek a kémiai tulajdonságait jelentősen befolyásolja az oxigénatomok száma, elhelyezkedése és kapcsolódási módja. Az oxigénatomot és környezetét így funkciós csoportnak tekintjük. Az oxigéntartalmú funkciós csoportokat három csoportba soroljuk:

- egy oxigénatom egyszeressel kötéssel kapcsolódik a szénatomhoz (34/a. ábra),
- egy oxigénatom kétszeressel kötéssel kapcsolódik a szénatomhoz (34/b. ábra),
- két oxigénatomot tartalmazó funkciós csoport, melyek egyszeres és kétszeres kötést is kialakítanak (34/c. ábra).

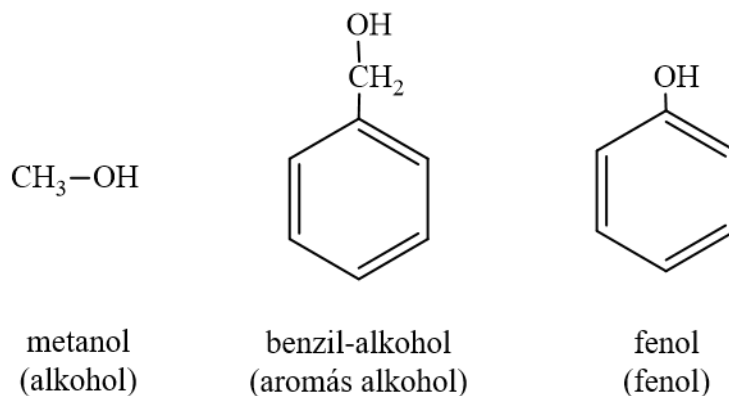


#### 34. ábra Oxigéntartalmú funkciós csoportok

### 3.1. Hidroxivegyületek

A hidroxivegyületek funkciós csoportja a *hidroxilcsoport*, melyben az oxigén egyik kötésével hidrogénatomhoz, a másikkal szénatomhoz kapcsolódik. Jelölése:  $-OH$ .

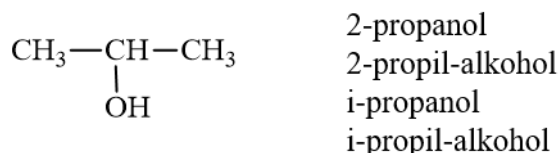
Ha a hidroxilcsoport nem aromás gyűrűhöz kapcsolódik, *alkoholokról* beszélünk. Azok az aromás vegyületek, amelyek molekuláiban a hidroxilcsoport közvetlenül az aromás gyűrűhöz kapcsolódik a *fenolok*. Ha az  $-OH$  csoport nem közvetlenül kapcsolódik az aromás szerkezethez, akkor a vegyület nem sorolható a fenolok közé (35. ábra).



#### 35. ábra Hidroxivegyületek típusai

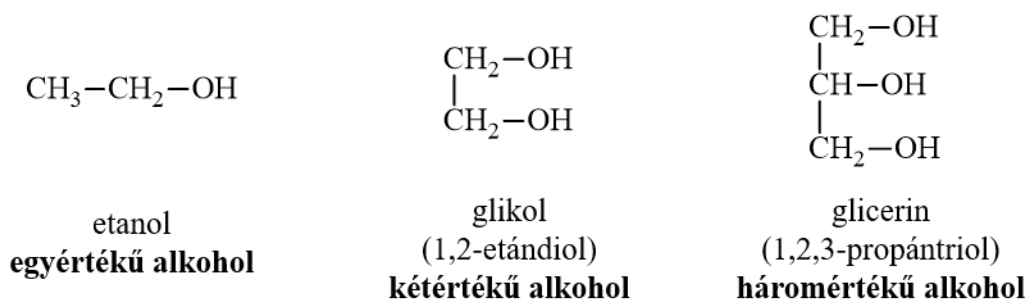
### 3.1.1. Alkoholok

Nevüket a megfelelő alkán nevéből -ol utótaggal képezzük, vagy a szénhidrogénből képzett alkilcsoport nevéhez -alkohol végződést írunk. Sok esetben azonban a triviális név használatos (36. ábra).



#### 36. ábra Az alkoholok elnevezési lehetőségei egy konkrét példán bemutatva

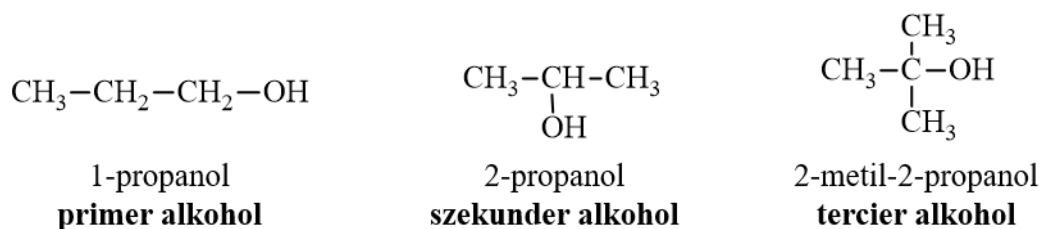
Az alkoholokat csoportosíthatjuk a hidroxilcsoportok száma és azok elhelyezkedése alapján. Attól függően, hogy a molekulában hány hidroxilcsoport található, beszélhetünk az *alkoholok értékűségéről* (37. ábra).



#### 37. ábra Az alkoholok értékűsége

Az egyértékű alkoholok csak egyetlen -OH csoportot tartalmaznak, míg a többértékűekben kettő vagy több az -OH csoportok száma. Ugyanahhoz a szénatomhoz csak ritkán kapcsolódik egynél több hidroxilcsoport, és az így létrejött vegyületek nem stabilak.

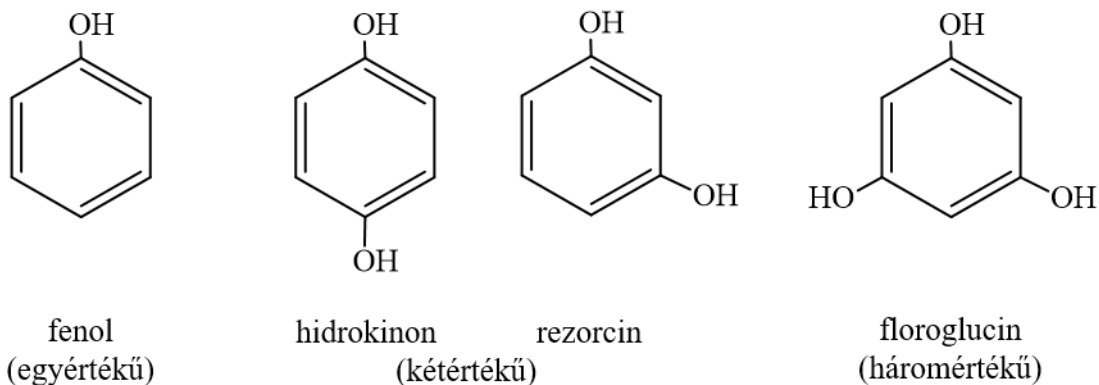
A hidroxilcsoportok kapcsolódási helye alapján az *alkoholok rendűségéről* beszélünk, amit az határoz meg, hogy a szénatom, amelyikhez az -OH csoport kapcsolódik, hány vegyértékével kötődik más szénatom(ok)hoz. A primer (elsőrendű) alkoholok -OH csoportjához kapcsolódó szénatom közvetlenül csak további egy szénatomhoz kapcsolódik. A szekunder (másodrendű) alkoholoknál az ilyen C-C kapcsolatok száma kettő, míg a terciér (harmadrendű) alkoholoknál három (38. ábra).



#### 38. ábra Az alkoholok rendűsége

### 3.1.2. Fenolok

Az aromás gyűrűhöz kapcsolódó OH-csoportok száma szerint egy-, két- és háromértékű fenol-vegyületeket különböztetünk meg (39. ábra).

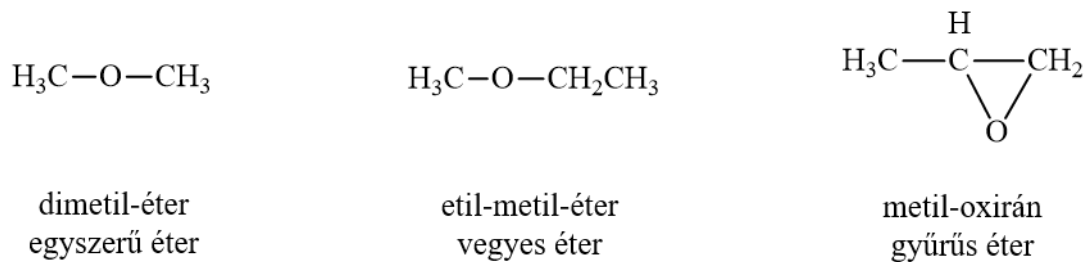


39. ábra A fenolok értékűsége

Legjelentősebb képviselőjük a fenol, ami a vegyületcsoport névadója is egyben. A természetben tisztán nem fordul elő, a fenolszármazékok a növényvilágban azonban nagyon elterjedtek. Megtalálhatók számos illóolajban, a flavonoidokban és a lignin lebontásakor is képződnek fenol típusú vegyületek.

### 3.2. Éterek

Az *éterek* olyan nyíltláncú, vagy gyűrűs vegyületek, melyekben két szénatomot egy oxigénatom kapcsol össze. A nyíltláncú éterek általános képlete  $R-O-R'$ , ahol R és R' egy-egy alkilcsoportot takar. Ha R és R' azonos alkilcsoport egyszerű, ha különböző vegyes éterről beszélünk (40. ábra). Nevüket a kapcsolódó R csoportok nevéből és az éter szóból alkotjuk meg.

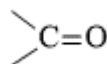


40. ábra Éter típusok

A gyűrűs éterek (40. ábra) olyan ún. heterociklusos vegyületek, melynek gyűrűjébe legalább egy oxigénatom is beépült.

### 3.3. Oxovegyületek

Azokat a vegyületeket, melyek molekulája *karbonilcsoportot* tartalmaz, *oxovegyületeknek* nevezzük. Karbonilcsoportnak azt a funkciós csoportot tekintjük, melyben egy oxigénatom ket-tőskötéssel kapcsolódik egy szénatomhoz (41. ábra). Az oxovegyületek két alapvető csoportja az aldehidek és a ketonok.



41. ábra A karbonilcsoport szerkezete

#### 3.3.1. Aldehidek

Az aldehidekben a karbonilcsoport szénatomjához hidrogénatom is kapcsolódik. Ezt *aldehyd-* vagy *formilcsoportnak* nevezzük (42. ábra). Mivel ez csak a szénlánc végén fordulhat elő, tekinthetünk úgy is az aldehidekre, mint olyan oxigén-tartalmú szerves vegyületekre, melyek láncvégi karbonilcsoportot tartalmaznak.

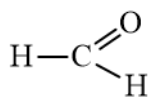


aldehydcsoport

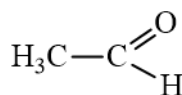
42. ábra Az aldehyd- (formil-) csoport szerkezete

A molekula képletének felírásakor az aldehydcsoportot mindig a szénlánctól elkülönítve tüntetjük fel (–CHO), de a funkciós csoport szénatomja a molekula szénatomszámába beleszámít. A legismertebb aldehidek az alkanalok. A homológ sor tagjait leíró általános képlet  $C_nH_{2n+1}-CHO$ , vagy  $R-CHO$ .

Nevüket az alkoholokhoz hasonlóan képezzük, -al végződést használva. A legfontosabb aldehideket azonban gyakran triviális nevükön emlegetik (43. ábra).



metanal  
formaldehid



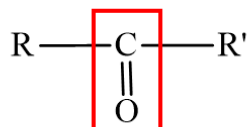
etanal  
acetaldehyd

43. ábra Néhány alkanal szisztematikus és triviális neve

#### 3.3.2. Ketonok

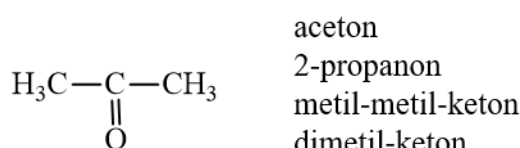
A *ketonok* szintén karbonilcsoportot tartalmazó vegyületek, de a funkciós csoport két másik szénatomhoz kapcsolódik (44. ábra). A ketonok funkciós csoportját szokták ketocsoportnak is

nevezni. Amennyiben két azonos alkilcsoport kapcsolódik hozzá egyszerű, ha két különböző, vegyes ketonokról beszélünk.



44. ábra A ketonok szerkezete

Elnevezésükre több lehetőség is adódik (45. ábra). Gyakran triviális neveket alkalmazunk. Nevüket képezhetjük a megfelelő szénatomszámú alkán nevéből -on végződéssel és a karbonilcsoport helyének megadásával. De a két alkilánc nevét kötőjellel összekapcsolva, -keton végződést alkalmazva is helyesen járunk el.



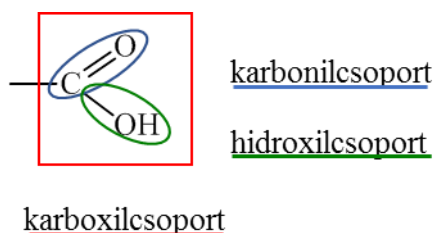
45. ábra A ketonok elnevezési lehetőségi példán bemutatva

### 3.4. Karbonsavak és észterek

A karbonsavakra és észterekre jellemző funkciós csoportok *összetett funkciós csoportok*, azaz bennük ugyanahhoz a szénatomhoz két funkciós csoport is kapcsolódik. Ezek egymás tulajdonságait is befolyásolják, így önálló egységként kell tekintenünk rájuk.

#### 3.4.1. Karbonsavak

A *karbonsavak* funkciós csoportja a *karboxilcsoport*, melyben egy karbonil- és egy hidroxilcsoport is megtalálható (46. ábra).



46. ábra A karboxilcsoport szerkezete

A karbonsavak rendkívül változatos vegyületek. Különbséget tehetünk köztük a szénláncuk alakja, vagy a karboxilcsoportok száma alapján (pl. a monokarbonsavak egy, a dikarbonsavak két karboxilcsoportot tartalmaznak), de gyakoriak a más funkciós csoportot is tartalmazó (pl. hidroxikarbonsavak, oxokarbonsavak) karbonsav származékok is.

Legismertebbek közülük az *alkánsavak*, melyek nyílt láncú, telített karbonsavak. Bennük egy alkilcsoportot is tartalmazó karboxilcsoport kapcsolódik a karboxilcsoport. Homológ soruk általános képlete:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ , vagy  $\text{R-COOH}$ .

A kis szénatomszámú ( $n = 1 - 6$ ) alkánsavakat *illózsírsavaknak* nevezzük. Ezek különböző erjedési folyamatok (siló, bendő) végtermékei lehetnek. A nagyszénatomszámú ún. *zsírsavak* jellemzően zsírok, olajok alkotóelemei (10. táblázat). A zsírsavak egy része telített, míg másik része telítetlen monokarbonsav.

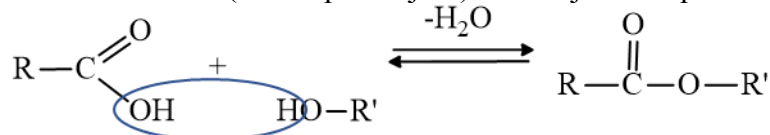
Az alkánsavak elnevezése a megfelelő szénatomszámú alkán nevéből és a sav szóból történik, de gyakori, hogy triviális nevükön emlegetik őket.

10. táblázat Az alkánsavak homológ sora

	szisztematikus név	triviális név	képlet
illózsírsavak	metánsav	hangyasav	H-COOH
	etánsav	ecetsav	CH <sub>3</sub> -COOH
	propánsav	propionsav	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -COOH
	butánsav	vajsav	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> -COOH
	pentánsav	valeriánsav	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> -COOH
	hexánsav	kapronsav	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> -COOH
zsírsavak	hexadekánsav	palmitinsav	C <sub>15</sub> H <sub>31</sub> -COOH
	oktadekánsav	sztearinsav	C <sub>17</sub> H <sub>35</sub> -COOH
	eikozánsav	arachinsav	C <sub>19</sub> H <sub>39</sub> -COOH

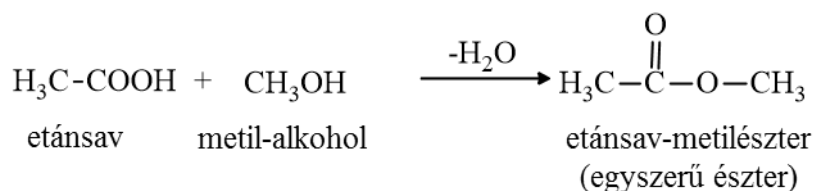
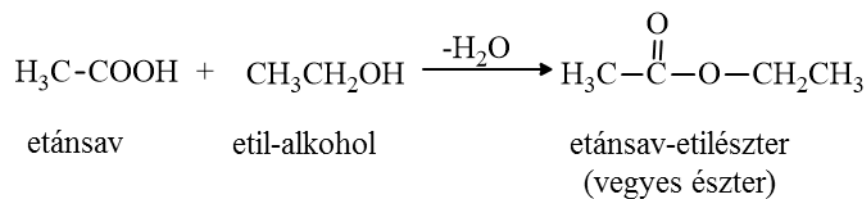
### 3.4.2. Észterek

Az *észterek* savak és alkoholok reakciójából képződő vegyületek. A savak lehetnek karbonsavak, vagy oxigéntartalmú szervesen savak (kénsav, salétromsav, foszforsav). Jelen jegyzetben csak a karbonsavésztereket tárgyaljuk. A rájuk jellemző *észtercsoport* egy karboxilcsoport és egy hidroxilcsoport kondenzációs (vízkilépéssel járó) reakciójában képződik (47. ábra).



47. ábra Észterek származtatása karbonsavból

Felépítését tekintve az észtercsoport egy karbonil- és egy étercsoportot tartalmaz (47. ábra). Az éterekhez és a ketonokhoz hasonlóan az észterek is lehetnek egyszerűek, vagy vegyesek attól függően, hogy azonos vagy különböző alkilcsoport kapcsolódik a funkciós csoporthoz (48. ábra).

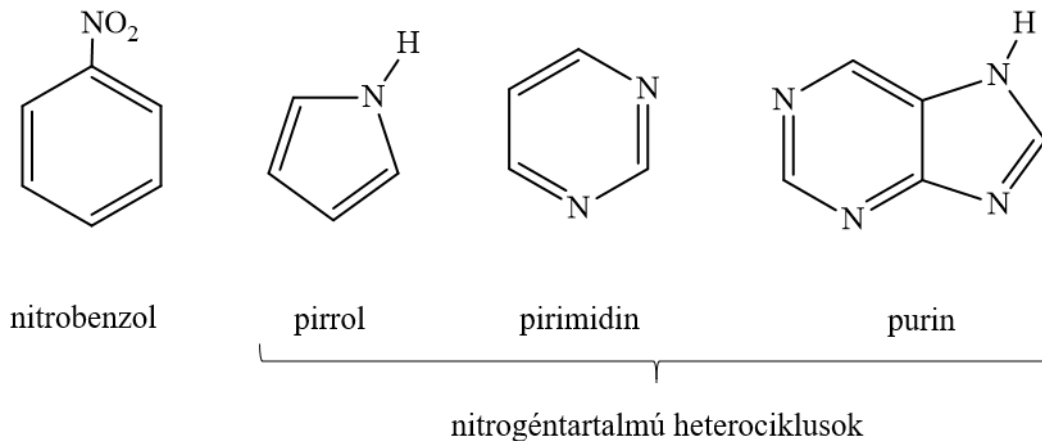


**48. ábra** Egyszerű- és vegyes észter képződése etánsavból

#### 4. Nitrogéntartalmú szerves vegyületek

A szerves vegyületek következő nagy csoportja a nitrogéntartalmú vegyületek, melyek szén-, hidrogén- és oxigénatomokon kívül nitrogént is tartalmaznak. Mivel a nitrogén többféleképpen épülhet be a szerves molekulákba, többféle funkciós csoportot is képezhetnek.

A nitrocsoportot ( $-\text{NO}_2$ ) tartalmazó vegyületeket a salétromsav ( $\text{HNO}_3$ ) származékainak tekintjük (49. ábra). A heterociklusok olyan zárt láncú gyűrűk, melyek a szénatomon kívül más atomo(ka)t (oxigén, nitrogén, kén) is tartalmaznak. A nitrogéntartalmú heterociklusok lehetnek öt- vagy hattagú gyűrűk, (illetve kombinációjuk), melyekben egy vagy kettő szénatomot nitrogénre cserélünk (49. ábra).

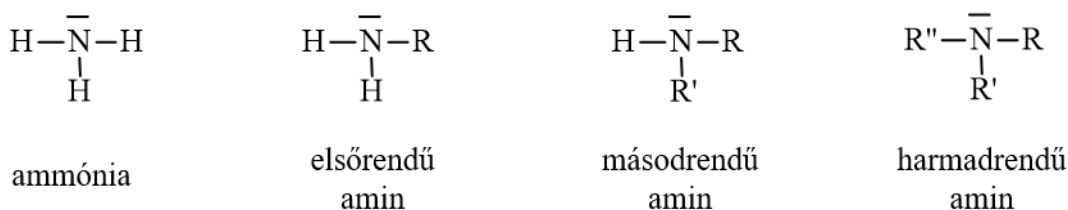


**49. ábra** Aromás nitrogéntartalmú vegyületek

##### 4.1. Aminok

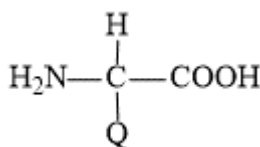
Az *aminokban* a nitrogénatom egy szénlánc egyik szénatomjához kapcsolódik. Tekintheszük őket az ammónia származékainak is, mintha az  $\text{NH}_3$  molekula egy, kettő vagy három hidrogénatomját egy-egy szénláncra cserélnénk (50. ábra). Attól függően, hogy hány hidrogénatomot helyettesítünk szénláncsal, első-, másod- és harmadrendű aminokról beszélünk.





### 50. ábra Aminok rendősége

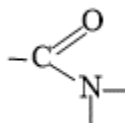
Különösen nagy a jelentősége az elsőrendű aminoknak, ezért funkcióscsoportjuk ( $-\text{NH}_2$ ) önálló névvel is rendelkezik, *aminocsoportnak* nevezzük. Ezzel a csoporttal találkozhatunk a fehérjéket felépítő aminosavakban is. Az aminosavakban az aminocsoport mellett minden esetben megtalálható egy másik csoport, a karbonsavakra jellemző karboxilcsoport is (51. ábra). Mivel a két csoport együttesen határozza meg az aminosavak kémiai tulajdonságait, ezért ezek egy önálló vegyületcsoportot alkotnak.



### 51. ábra Az aminosavak általános képlete

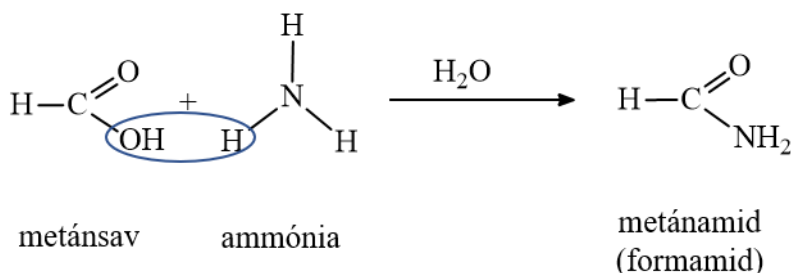
## 4.2. Amidok

Az *amidok* funkciós csoportjában egy szénatomhoz egy oxigénatom kapcsolódik kettős kötéssel, egy nitrogén pedig egyszeres kötéssel. A nitrogén további két kötés kialakítására képes hidrogénatomokkal és/vagy szénláncokkal (52. ábra).



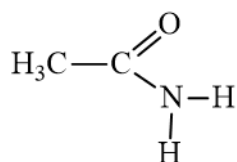
### 52. ábra Az amidcsoport szerkezete

Az amidokat a karbonsavakból származtatjuk (53. ábra), a karboxilcsoport  $-\text{OH}$  csoportját  $-\text{NH}_2$ -re cserélve elsőrendű amidot kapunk.

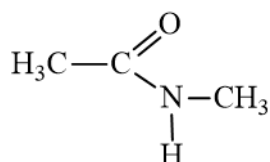


### 53. ábra Amid képződése karbonsavból és ammóniából

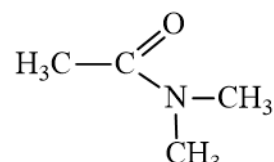
Az elsőrendű amidokon túl megkülönböztetünk másod- és harmadrendű amidokat is attól függően, hogy a funkciós csoport nitrogénatomja hány szénatomhoz kapcsolódik (54. ábra). Az amidok rendiségének fogalma tehát eltér az alkoholok rendiségének fogalmától.



etánamid  
elsőrendű



metil-etánamid  
másodrendű

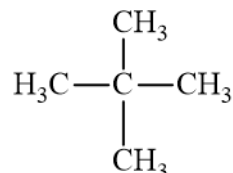
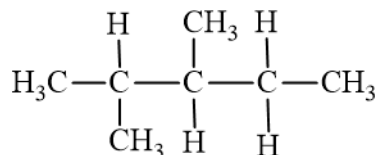
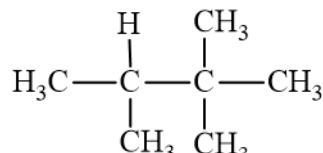
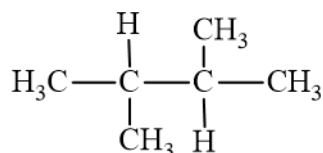


dimetil-etánamid  
harmadrendű

#### 54. ábra Az amidok rendősége

### 5. Ellenőrző kérdések

1. Mivel, milyen típusú vegyületekkel foglalkozik a szerves kémia?
2. Melyek az organogén elemek, honnan nyerték a nevüket?
3. Az alábbiak közül mely vegyületek nem tekinthetők szerves vegyületnek? oxálsav, szénsav, szén-dioxid, karbamid, dician, mészkő
4. A szénatom mely tulajdonságai eredményezik a szénvegyületek rendkívül nagy számát?
5. Mit értünk konstitúciós izomérián? Írjon példát!
6. Milyen tulajdonságaik alapján csoportosíthatók a szerves vegyületek?
7. Milyen csoportokba sorolhatók a szénvegyületek a szénlánc alakja alapján? Ismertesse a fogalmakat!
8. Milyen csoportokba sorolhatók a szénvegyületek a kovalens kötések száma alapján? Ismertesse a fogalmakat!
9. Mit értünk funkciós csoporton?
10. Mely vegyületeket nevezünk alkánnak? Írja fel a homológ sor első öt tagjának nevét, képletét!
11. Mit értünk homológ soron?
12. Nevezze meg a következő szénhidrogéneket! Melyek konstitúciós izomerei egymásnak?



13. Írja fel az alábbi vegyületek atomcsoportos szerkezeti képletét!  
2-metil-pentán, 3,3-dimetil-pentán, 3-etil-2-metil-hexán
14. Mit értünk helyzeti izomérián? Írja fel a C<sub>4</sub>H<sub>8</sub> összegképletű alkén helyzeti izomereinek szerkezeti képletét!

15. Mely vegyületeket nevezünk diéneknek? Milyen csoportokba sorolhatók a diének a ket-tőskötések egymáshoz viszonyított helyzete alapján?
16. Hasonlítsa össze a benzolban a szénatomok között kialakuló kötések kötéshosszát és energiáját az egyszeres és kétszeres szén-szén kötésekével!
17. Melyek a szénhidrogének legfontosabb csoportjai? Írja fel általános képletüket és funkciós csoportjukat!
18. Sorolja fel az oxigéntartalmú funkciós csoportokat (név, szerkezet)!
19. Mely funkciós csoportokban kapcsolódik az oxigénatom a szénlánc végéhez?
20. Mely funkciós csoportokban kapcsolódik az oxigénatom kizárólag láncközi szénatomhoz?
21. Mely vegyületek tartoznak a hidroxivegyületek csoportjába? Miben különböznek egymástól?
22. Mit értünk az alkoholok értékűségén és rendűségén? Írjon példákat (név, képlet)!
23. Melyek az oxovegyületek funkciós csoportjai és legfontosabb vegyület csoportjai? Írjon példákat (név, képlet)!
24. Mit értünk összetett funkciós csoporton? Írja fel az összetett oxigéntartalmú funkciós csoportok nevét, szerkezetét!
25. Mik azok az alkánsavak? Milyen típusait ismerjük? Írjon példákat (név, képlet)!
26. Ismertesse a karbonsavészterek, illetve az észtercsoport kialakulását!
27. Ismertesse a legfontosabb nitrogéntartalmú funkciós csoportokat!
28. Mit értünk heterociklusos vegyületeken?
29. Mely vegyületek az aminok, mit értünk rendűségükön?
30. Írja fel az aminosavak általános képletét! Jelölje és nevezze meg a funkciós csoportokat!
31. Mely vegyületekből és hogyan származtatjuk az amidokat? Írja fel a reakcióegyenletet és jelölje be az amidcsoportot a reakciótermékben!

### **Felhasznált irodalom**

1. Furka Á.: Szerves kémia, Nemzeti Tankönyvkiadó, 1998; ISBN:9631927849
2. Z. Orbán E.: Szerves kémia, Nemzeti Tankönyvkiadó, 2009; ISBN: 9789631963267

