

KÉMIA

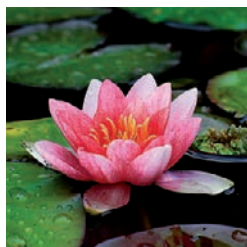
11-12

KÖZÉP- ÉS EMELT SZINTŰ
ÉRETTSÉGIRE KÉSZÜLŐKNEK



A TERMÉSZETRŐL TIZENÉVESEKNEK

A TERMÉSZETRŐL TIZENÉVESEKNEK



KÉMIA

*Közép- és emelt szintű
érettségire készülőknek*

TÉMAKÖRÖK, TÉTELEK

11-12

KILENCEDIK KIADÁS

MOZAIK KIADÓ – SZEGED, 2019

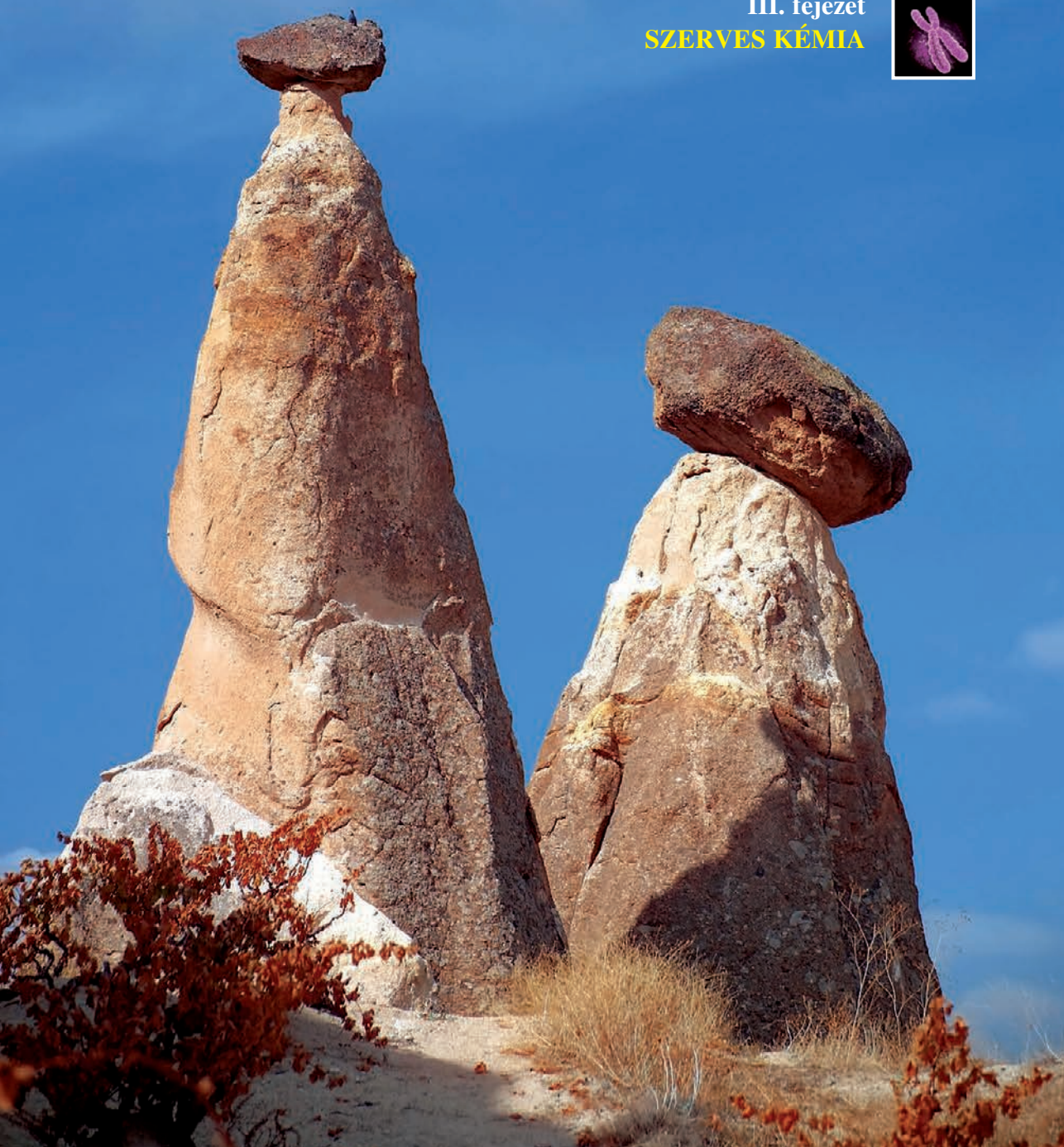
I. fejezet
ÁLTALÁNOS KÉMIA



II. fejezet
SZERVETLEN KÉMIA



III. fejezet
SZERVES KÉMIA



Tartalom



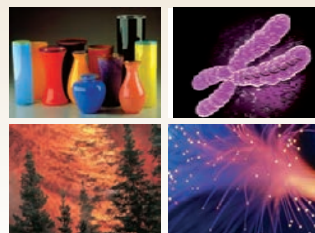
ÁLTALÁNOS KÉMIA

| | |
|--|----|
| 1. Az atomok | 10 |
| 2. A periódusos rendszer felépítése. Periodikusan változó tulajdonságok | 17 |
| 3. Molekulák képződése és térszerkezete | 21 |
| 4. Összetett ionok és komplex ionok | 26 |
| 5. Az anyagi halmazok csoportosítása | 28 |
| 6. Halmazállapotok | 35 |
| 7. Az oldatok | 41 |
| 8. A kémiai reakciók | 46 |
| 9. A kémiai folyamatok iránya | 52 |
| 10. A kémiai reakciók típusai | 55 |
| 11. Sav-bázis reakciók | 57 |
| 12. Redoxireakciók | 63 |
| 13. Elektrokémia | 66 |

SZERVETLEN KÉMIA

| | |
|---|-----|
| Bevezetés a szervetlen kémiába | 72 |
| 14. A nemfémek és vegyületeik. A hidrogén | 73 |
| 15. A nemesgázok (VIII.) | 79 |
| 16. A halogénelemek (VII.) | 82 |
| 17. A halogénidok | 90 |
| 18. Az oxigéncsoport (VI.A) elemei. Kalkogén elemek | 95 |
| 19. Az oxigéncsoport elemeinek vegyületei I. | 104 |
| 20. Az oxigéncsoport elemeinek vegyületei II. | 112 |
| 21. A nitrogéncsoport elemei (V.A) | 120 |
| 22. A nitrogén fontosabb vegyületei I. | 126 |
| 23. A nitrogén fontosabb vegyületei II. | 132 |
| 24. A foszfor fontosabb vegyületei | 137 |
| 25. A szénsoport elemei | 141 |
| 26. A szén fontosabb vegyületei I. | 149 |
| 27. A szén fontosabb vegyületei II. | 153 |
| 28. A szilícium fontosabb vegyületei | 159 |

Tartalom



| | |
|--|-----|
| 29. A nemfémek és vegyületeik összefoglalása | 166 |
| 30. A fémek és vegyületeik | 171 |
| 31. Az alkálifémek és vegyületeik | 176 |
| 32. Az alkáliföldfémek és vegyületeik | 181 |
| 33. A p-mező fémek és fontosabb vegyületeik | 185 |
| 34. A d-mező fémek I. | 192 |
| 35. A d-mező fémek II. | 197 |
| 36. A fémek összefoglalása | 205 |



SZERVES KÉMIA

| | |
|--|-----|
| 37. A szerves kémia kialakulása, leírása | 210 |
| 38. A szerves vegyületek molekuláinak szerkezete | 214 |
| 39. Telített szénhidrogének | 221 |
| 40. Telítetlen szénhidrogének | 229 |
| 41. Az aromás szénhidrogének és a benzol | 238 |
| 42. A halogénezett szénhidrogének nevezéktana és jellemzőik | 242 |
| 43. Az oxigéntartalmú szerves vegyületek csoportosítása. Az éterek | 246 |
| 44. Hidroxivegyületek | 251 |
| 45. Oxovegyületek | 258 |
| 46. Karbonsavak | 265 |
| 47. Észterek | 271 |
| 48. Az oxigéntartalmú szerves vegyületek tulajdonságainak összehasonlítása, átalakítása egymásba | 276 |
| 49. Az aminok és az amidok | 279 |
| 50. Nitrogéntartalmú heterociklusok | 285 |
| 51. Az aminosavak | 288 |
| 52. A szénhidrátok | 292 |
| 53. A fehérjék és a nukleinsavak | 300 |
| 54. A műanyagok | 306 |
| NÉV ÉS TÁRGYMUTATÓ | 312 |
| TÁBLÁZAT | 317 |



Kedves Érettségire készülők!



A KÖNYV HASZNÁLATÁT SEGÍTŐ JELZÉSEK

A széles szöveghasábban írt főszövegben fekete betűvel írtuk azokat az ismereteket, amelyek mind a közép-, mind az emelt szintű érettségire készülőknek fontosak.

Kék betűvel azt a tananyagot írtuk, amely csak az emelt szintű érettségéhez szükséges.

Az apró betű olyan részeket jelöl (akár feketével, akár késsel), amelyek az érettségire nem szükségesek, de segítik a kötelező részek jobb megértését.

A fontosabb ismereteket, törvényeket a tankönyvben vastag betűvel hangsúlyoztuk.

A színes alátétellel jelölt szövegrészek (olvasmányok, érdekességek) tájékoztatnak egy-egy anyag alkalmazási területéről, az élő szervezetekre gyakorolt hatásáról vagy egy tudománytörténeti eseményről.

A Kémia 11-12. könyv és a hozzá szorosan kapcsolódó feladatgyűjtemény a Mozaik Kiadó Természetről tizenéveseknek kémia tankönyvsorozatának két záró tagja, melyekkel a közép- és emelt szintű érettségi vizsgára való felkészülést szeretnénk megkönnyíteni.

A könyv a részletes kémia érettségi vizsgakövetelményekben megjelölt témákat tartalmazza. Felépítésében figyelembe veszi, hogy melyek azok az ismeretek, amelyeket fogalom, a megértés, az értelmezés és az alkalmazás szintjén kell ismerned ahhoz, hogy sikeresen felkészülj a közép vagy az emelt szintű érettségire.

A könyv három fejezetből áll. Az első fejezet az általános kémiai, a második a szervetlen, a harmadik a szerves kémiai ismereteket tartalmazza. Ezen belül a tartalom összesen 54 témára bontva szerepel. Minden téma elején témavázlat olvasható, amelyet további alcímekre és vázlatpontokra bontottunk. A témavázlatokban jelöltük, hogy a tankönyvsaládhhoz tartozó könyvekben hol található az adott tananyag részletes kifejtése. Szintén a témavázlat elején találsz azt is, hogy az adott elméleti témához köthető írásbeli érettségi kérdések, feladatok a feladatgyűjtemény mely oldalán szerepelnek. Az ismeretek elmélyítéséhez, alkalmazásához tehát szinte nélkülözhetetlen gyakorlási lehetőséget nyújt a feladatgyűjtemény használata.

A témaköröket úgy jelöltük ki, hogy abból a tananyag mind az írásbeli, mind a szóbeli vizsgára tételszerűen feldolgozható legyen. A tananyag szövegrészében fekete színnel jelöltük a középszintű érettségéhez szükséges tudnivalókat, kék színnel pedig azokat az ismereteket, amelyeket az emelt szinthez is tudnod kell. Mivel a három fejezet közül a szervetlen kémiai ismeretek az általános iskolai tananyagban szerepeltek, ezért ez a fejezet a másik kettőnél kicsit részletesebb, és több magyarázó rész, olvasmány és gyakorlati érdekesség szerepel benne.

Azoknál a témáknál, amelyek ezt megkívánják, kitekintést tettünk más tudományágak, például a biológia, a környezetvédelem, a földrajz, a fizika és a történelem felé is. A kémia ismerete nemcsak az érettségi vizsgán, hanem mindannyiunk, sőt az emberiség életében, jövőjében is fontos. Ezért a könyv nagy hangsúlyt fektet annak bemutatására, hogy milyen szerepet játszanak az egyes anyagok a mindennapi életünkben, ill. milyen hatással vannak szervezetünkre és környezetünkre.

A könyvben található táblázatok nemcsak a megértést, hanem az összehasonlításokat is segítik, a bennük szereplő adatok a feladatgyűjteményben szereplő feladatok megoldásához is használhatók.

A könyvben a legtöbb tanult anyag: elem, vegyület, ásvány és érc fényképe megtalálható. Az érettségi követelményei között kísérletek bemutatása és kísérletek elemzése is szerepel. Ebben segíthet, hogy a témavázlatok gazdag képanyaga az érettségi anyagban szereplő kísérletek döntő többségének fényképét is tartalmazza.

Jó munkát és az érettségi vizsgához sok sikert kívánunk!

A szerzők

I. fejezet

ÁLTALÁNOS
KÉMIA



3. A molekulák képződése és térszerkezete

TÉMAVÁZLAT

A A molekulák kialakulása

- A kovalens kötés fogalma és a molekulapálya
- A molekula fogalma, jelölése
- A relatív molekulatömeg

B A kovalens kötéssel kapcsolatos alapfogalmak

- Az egyszeres és a többszörös kötés. A σ - és a π -kötés
- A kovalens vegyérték
- A datív kötés
- A delokalizált π -kötés
- Az apoláris és a poláris kovalens kötés

C A kovalens kötés jellemzői

- A kötési energia
- A kötéstávolság
- A kötésszög

D A molekulák térszerkezete

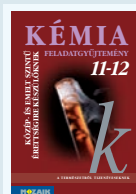
- A központi atom és a ligandumok
- Szabályos térszerkezetek (24.3. táblázat)
- A szabályos térszerkezetet módosító tényezők (25.1. táblázat)

E A molekulák polaritása

- Az elemmolekulák polaritása
- Különböző atomokból felépülő molekulák polaritása



33–39. o.



21–27. o.

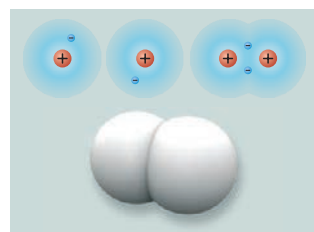
A A molekulák kialakulása

• Az atomok közös elektronpár kialakításával is elérhetik a nemesgázszerkezetet. A közös elektronpárral létrejövő kötést kovalens kötésnek nevezzük. Kötő elektronpár csak ellentétes spinű elektronokból jöhet létre.

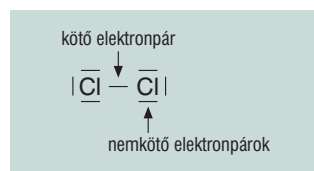
A kovalens kötés kialakulásakor a vegyértékelektronok az atompályákról molekulapályára kerülnek. A molekulapálya az a térrész, ahol a kötő elektronpár 90%-os valószínűséggel megtalálható.

A kötésben részt nem vevő elektronpárokat nemkötő elektronpároknak nevezzük. Például a klórmolekulában a két klóratom között egy kötő elektronpár alakul ki két párosítatlan elektronból, és mindkét klóratom külső héján van 3-3 nemkötő elektronpár.

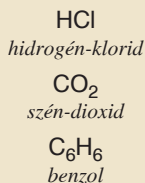
• A két vagy több atomból kovalens kötéssel képződő semleges részecskét molekulának nevezzük. A molekulák összetételét képlettel adjuk meg. A molekulaképlet a valóságban önállóan létező molekula összetételét fejezi ki. A molekulát alkotó atomok vegyjelét egymás mellé írjuk, a vegyjel utáni alsó indexbe írt szám azt jelöli,



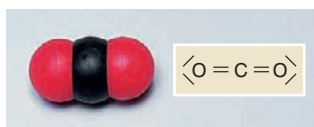
21.1. A hidrogénmolekula képződése és a molekula modellje



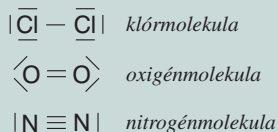
21.2. A klórmolekula szerkezeti képlete



22.1. A hidrogén-klorid-molekula modellje és szerkezeti képlete



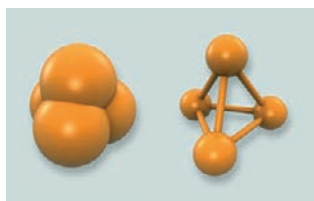
22.2. A szén-dioxid-molekula modellje és szerkezeti képlete



22.3. Egyszeres, kétszeres és háromszoros kovalens kötésű molekulák



22.4. A nitrogénmolekula kalott- és pálcikamodellje



22.5. A foszformolekula modelljei

hogy hány atom van belőle a molekulában. Az egy atomot számmal nem jelöljük, csak a vegyjellel. (A molekulaképletet tapasztalati képletnek vagy összegképletnek is nevezik.)

A molekulaképlet megadása gyakran nem elegendő, mert többféle szerkezeti elrendeződésben kapcsolódhatnak össze az adott atomok. Így például a C₆H₁₂O₆ képlet a szőlőcukor és a gyümölcscukor összetételét is leírja.

A **szerkezeti képlet** az atomok egymással való kapcsolódását is megmutatja.

- A **relatív molekulatömeg** megmutatja, hogy az adott molekula hányszor nagyobb tömegű a ¹²C-izotóp tömegének $\frac{1}{12}$ -ed részénél.

Jele: M_r , mértékegysége nincs. Értéke a relatív atomtömegekből számítható ki.

B A kovalens kötéssel kapcsolatos alapfogalmak

- A kovalens kötést képezheti 1, 2 vagy 3 elektronpár, eszerint **egyszeres**, **kétszeres** vagy **háromszoros kovalens kötésről** beszélhetünk. A klóratom külső elektronhéján 7 elektron van, így, ha két klóratom között kialakul 1 kötő elektronpár, akkor ezzel mindkét atom elér a nemesgázszerkezetet.

Az oxigénatom külső elektronhéján 6 elektron van, ezért 2 közös elektronpár szükséges ahhoz, hogy az atomok elérjék a neonatom elektronszerkezetét. Másként fogalmazva: a két oxigénatomból kétszeres kovalens kötéssel jön létre az oxigénmolekula.

A nitrogénatom külső elektronhéján csak 5 elektron van, így 3 közös elektronpárral, azaz háromszoros kovalens kötéssel alakul ki a nagyon stabilis nitrogénmolekula.

Az első kovalens kötés mindig ún. **σ -kötés**, ami azt jelenti, hogy az elektronsűrűség a kötés tengelye mentén a legnagyobb. A második és a harmadik kovalens kötést létesítő elektronpárok számára ebben a térszében már nincs hely, ezért ezek az ún. **π -kötések** a kötés tengelyére merőleges síkokban alakulnak ki.

A többszörös kovalens kötés kialakulásának feltétele a **kis atomsugár** és a **nagy elektronegativitás**. Ez jellemző a szén-, az oxigén- és a nitrogénatomra. A nagyobb méretű és kisebb elektronegativitású atomok inkább az egyszeres kovalens kötés kialakítására hajlamosak.

Mint láttuk, a nitrogénatomokból háromszoros kovalens kötéssel jön létre nitrogénmolekula, ezzel szemben a nagyobb méretű, kisebb elektronegativitású foszforatomok, amelyek külső elektronhéján szintén 5 elektron van, olyan négyatomos molekulákat (P₄) képeznek, amelyekben csak egyszeres kötések vannak.

- Az egy atomhoz tartozó kovalens kötések számát **kovalens vegyértéknek** nevezzük.

• Bizonyos esetekben a kovalens kötés úgy jön létre, hogy az egyik atom adja mindkét kötő elektront. Az ilyen kötetést **datív kötésnek** nevezzük. Ilyen például a CO-molekulában a harmadik kötés, amelyhez az elektronpár kizárólag az oxigénatomtól származik.

• A kovalens kötés speciális esete a **delokalizált kötés**, amelyben a kötetést létesítő elektronpár kettőnél több atomtörzs vonzása alatt áll. Például a benzolmolekulában a hat szénatom hat elektronja három delokalizált π -kötést képez. Ilyen a karbonátionban kialakult π -kötés is.

• A kovalens kötés kialakulhat azonos atomok között (pl. Cl_2 , O_3 vagy S_8). Az azonos atomok magjai **egyenlő erővel vonzzák a kötő elektronpárt**, az ilyen kötés **apoláris**.

Ha különböző atomok között jön létre a kovalens kötés (pl. HCl, H_2O , CO_2), akkor a két atommag **nem egyforma erővel vonzza a kötő elektronpárt**. Minél nagyobb a magban lévő protonok száma, és minél kisebb az atom sugara, annál erősebb vonzó hatást fejt ki az atom a kötő elektronpárra. Ebben az esetben a kötés mindig poláris.

A különböző elektronegativitású atomok között kialakuló kötetést **poláris kovalens kötésnek** nevezzük.

C A kovalens kötés jellemzői

• A kovalens kötés erősségét jellemzi a **kötési energia**. Egy mol molekulában két adott atom közötti kötés felszakításához szükséges energiát **kötési energiának** nevezzük.

Jele: E_k , mértékegysége: $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Értéke megegyezik a kötés létrejöttékor felszabaduló energiával, de az előjele ellentétes.

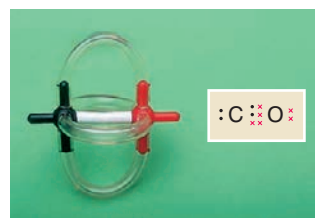
• A kötetést létesítő atomok atommagjai közötti távolság a **kötéstávolság** (kötéshossznak is nevezik). Értéke függ a kapcsolódó atomok méretétől: nagyobb méretű atomok esetében nagyobb a kötéstávolság, ugyanakkor kisebb a kötési energia.

Ha azonos atomok kapcsolódnak kétszeres, illetve háromszoros kötéssel, akkor a kötéstávolság kisebb, mint az egyszeres kötésre jellemző érték, a kötési energia pedig nagyobb. Jól szemléltetik ezt a változást az etán-, az etén- és az etinmolekulában a szénatomok közötti kötési energia és kötéstávolság adatok (23.5. táblázat).

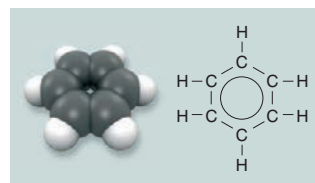
• A kapcsolódó atomok kötéseit által bezárt szöget **kötésszögnek** nevezzük.

| | $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ | $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$ | $\text{HC} \equiv \text{CH}$ |
|--|-----------------------------|------------------------------------|------------------------------|
| Kötéstávolság (pm) | 154 | 134 | 120 |
| Kötési energia $\left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right)$ | 348 | 612 | 812 |

23.5. Egyszeres és többszörös kovalens kötésű molekulák néhány adata



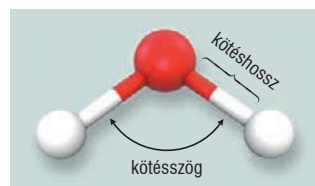
23.1. A szén-monoxid-molekula lottmodellje (az oxigénatom elektronjait piros színű x-szel jelöltük)



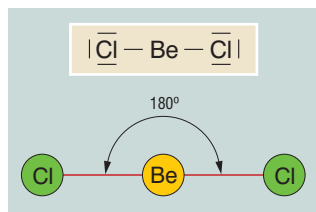
23.2. A benzolmolekula modellje és szerkezeti képlete

| Kötés | Kötési energia $\left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right)$ | Kötéshossz (pm) |
|---------|--|-----------------|
| Cl — Cl | 243 | 198 |
| Br — Br | 193 | 228 |
| I — I | 151 | 266 |
| H — Cl | 432 | 127 |
| H — Br | 366 | 141 |
| H — I | 299 | 161 |
| C — H | 415 | 109 |
| C — Cl | 328 | 177 |

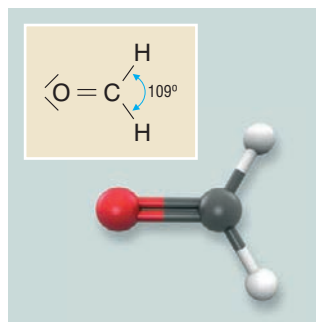
23.3. Két azonos és két különböző atom között kialakult kovalens kötés kötési energiája és kötéshossza



23.4. A vízmolekula pálcikamodellje



24.1. A berillium-klorid-molekula szerkezeti képlete és térszerkezete



24.2. A formaldehydmolekula kötéseit és modellje

D A molekulák térszerkezete

• A molekulában azt az atomot, amelyhez több másik kapcsolódik, **központi atomnak**, a kapcsolódó atomokat (atomcsoportokat) **ligandumoknak** nevezzük. A ligandumok elrendeződését a vonzó és a taszító hatások alakítják ki. A térszerkezetet mindenekelőtt a központi atomhoz tartozó kötő és nemkötő elektronpárok száma határozza meg. Fontos a ligandumok száma is.

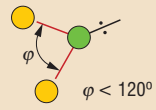
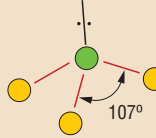
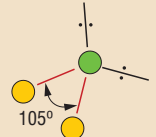
Ha a központi atomhoz egyszeres és kettős kötés is kapcsolódik, a molekula térszerkezete torzulhat, mert a kettős kötés két elektronpárja erősebben taszítja az egyszeres kötésekkel. Így például a formaldehid molekulájában (CH_2O), mivel a két hidrogénatom egyszeres kötéssel, az oxigénatom viszont kettős kötéssel kapcsolódik a szénaatomhoz, a $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ kötésszög nem a várt 120° , hanem csak 109° .

A központi atom nemkötő elektronpárjának nagyobb a térigénye, mint a kötő pároknak, mivel csak egy atommag vonzása alatt áll. Ez a szabályos szerkezet torzulását okozza. Erre mutatunk néhány példát az alábbi táblázatban.

A kötésszögeket a központi atom nemkötő elektronpárjain kívül a központi atom mérete is befolyásolja. Például az ammóniához hasonló összetételű foszfor-hidrogén-molekulában (PH_3) jóval kisebb a kötésszög, ugyanez figyelhető meg a vízhez hasonló összetételű kén-

| A molekula általános képlete | A kötő elektron-párok száma | Térszerkezet | Alak | Kötésszög | Példa |
|------------------------------|-----------------------------|--------------|----------------------|---------------------|-----------------|
| AX_2 | 2 | | lineáris | 180° | BeCl_2 |
| AX_3 | 3 | | síkháromszög | 120° | SO_3 |
| AX_4 | 4 | | tetraéder | $109,5^\circ$ | CH_4 |
| AX_5 | 5 | | trigonális bipiramis | 90 és 120° | PCl_5 |
| AX_6 | 6 | | oktaéder | 90° | SF_6 |

24.3. Szabályos térszerkezetű molekulák (A: központi atom, X: ligandum)

| A molekula általános képlete | A kötő elektron-párok száma | A nemkötő elektron-párok száma | Térszerkezet | Alak | Példa |
|------------------------------|-----------------------------|--------------------------------|---|-------------------------|----------|
| AX_2E | 2 | 1 |  | V alak | $PbCl_2$ |
| AX_3E | 3 | 1 |  | háromszög alapú piramis | NH_3 |
| AX_2E_2 | 2 | 2 |  | V alak | H_2O |

25.1. A szabályos térszerkezetet módosítja a nemkötő elektronpár a molekulában (E: nemkötő elektronpár)

hidrogén (H_2S) molekulájában is. Ennek az az oka, hogy a nagyon kis méretű hidrogénatomok a nagyobb foszfor-, illetve kénatom atomtörzsén egymáshoz képest ugyanakkora távolságban kisebb szögben vannak, mint a kisebb méretű nitrogén-, illetve oxigénatom atomtörzsén.

E A molekulák polaritása

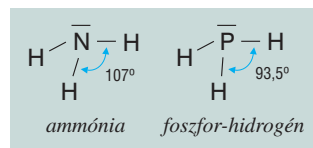
- Az azonos atomok összekapcsolódásával létrejött elemmolekula mindig apoláris, azaz a molekulában a töltéseloszlás szimmetrikus (pl. Cl_2 , H_2 ...).
- A különböző atomokból kovalens kötéssel kialakuló **molekulák polaritását a kötéspolaritás és a molekula alakja együttesen határozza meg.**

A kétatomos molekulák, ha különböző atomokból állnak, akkor polárisak, más szóval dipólusok. Így például a **HCl-molekula dipólus**, mert a klór elektronegativitása 3,0, a hidrogénéé csak 2,1, ezért a molekula klór felőli oldala részlegesen negatív, a másik oldala pedig részleges pozitív töltésű.

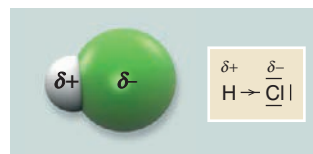
A háromatomos molekulák lehetnek apolárisak vagy polárisak. A **szén-dioxid-molekula** (vagy a $BeCl_2$ -molekula) **apoláris** (annak ellenére, hogy a kötések polárisak), mert a molekula **lineáris**, és a töltéspolaritások kioltják egymást.

A **víz-molekulában** az oxigénatomnak van két nemkötő elektronpárja, ezek helyigénye nagyobb, mint a kötő pároké, mert csak egy atommag vonzása alatt állnak. A molekula V alakú (torzult tetraéder) és **dipólus**, mert a töltéspolaritások nem oltják ki egymást.

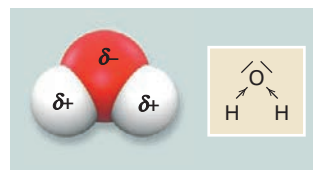
A CH_4 összetételű **metánmolekula** apoláris, mert szabályos tetraéderes szerkezetű, a kötéspolaritások kioltják egymást, de a CH_3Cl összetételű **klórmetán** poláris molekula, mert a kötéspolaritások (vektorok) nem oltják ki egymást.



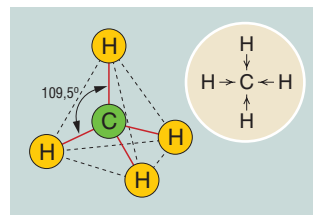
25.2. Kötésszög az ammónia- és a foszfor-hidrogén-molekulában



25.3. A poláris hidrogén-klór-molekula dipólus



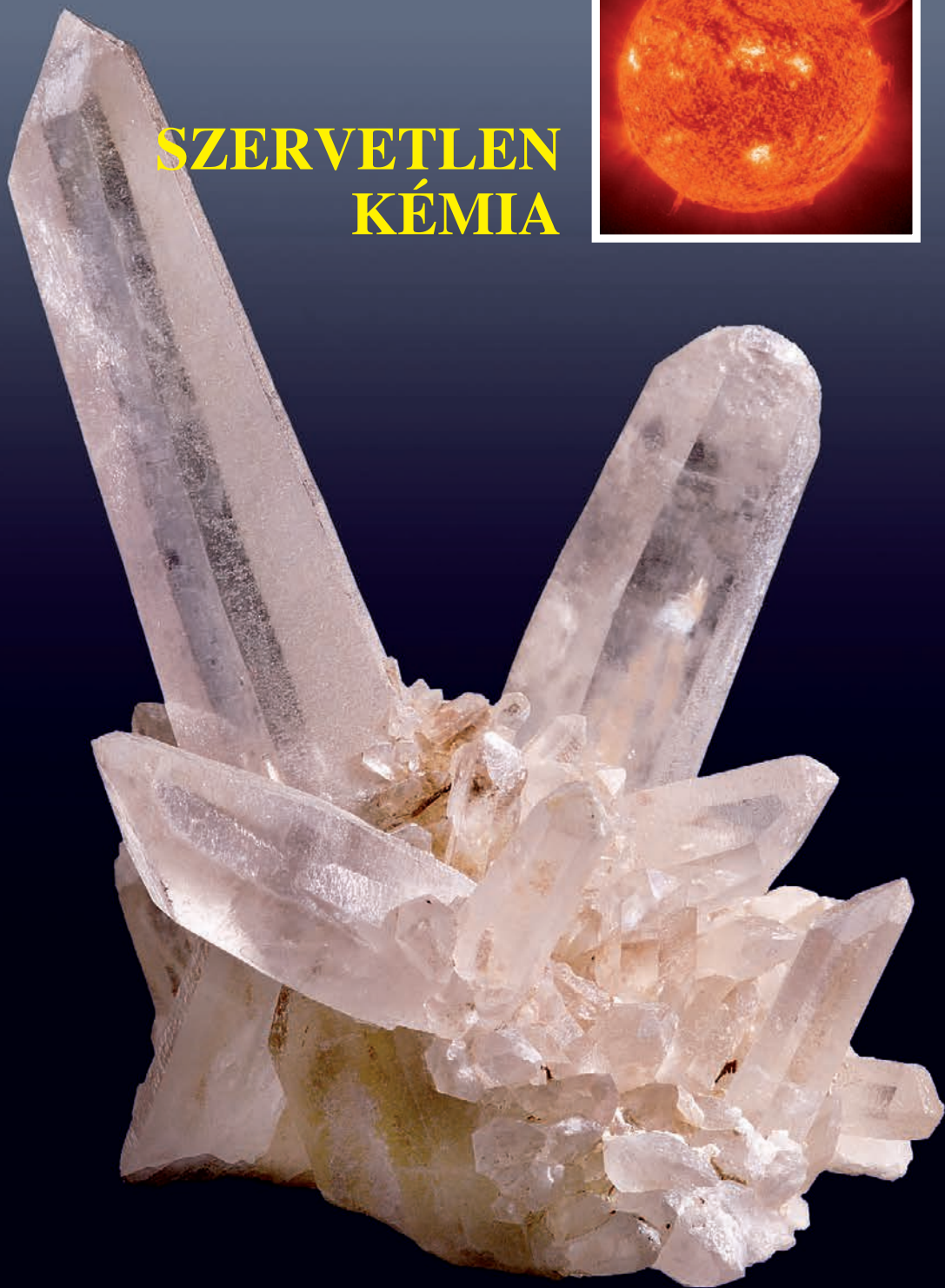
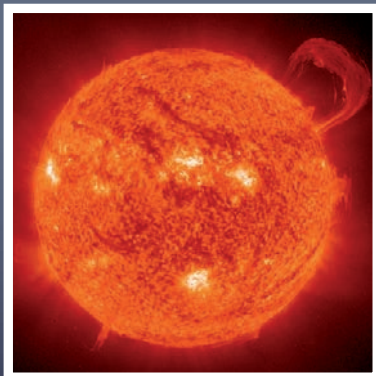
25.4. A V alakú vízmolekula dipólus



25.5. Az apoláris metánmolekula

II. fejezet

SZERVETLEN
KÉMIA



21. A nitrogéncsoport elemei (V.A)

TÉMAVÁZLAT

A A nitrogéncsoport elemeinek általános jellemzése

B A nitrogén

- Elektronszerkezete
- Oxidációs száma a vegyületeiben
- Fizikai tulajdonságai
- Kémiai tulajdonságai
- Előfordulása
- A levegő

C A foszfor

- A foszforatom elektronszerkezete; a foszfor módosulatai
- Fizikai tulajdonságai

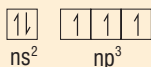
- Kémiai tulajdonságai
- Élettani hatása
- Előfordulása, felhasználása
- Tanácsok a tűzveszély elkerülésére, tűzoltás



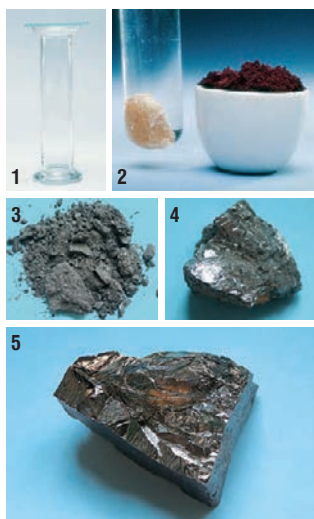
70-71.,
77-78. o.



126-136. o.



120.1. A nitrogéncsoport elemeinek vegyérték-elektronhéjszerkezete



120.2. Az V. főcsoport fontosabb elemei: nitrogén (1), fehér- és vörös-foszfor (2), arzén (3), antimon (4), bizmut (5)

A A nitrogéncsoport elemeinek általános jellemzése

• Az V. főcsoport elemei a nitrogén (N), a foszfor (P), az arzén (As), az antimon (Sb) és a bizmut (Bi). Vegyértékük ns^2np^3 konfigurációjú, alapállapotban 3 pár nélküli elektronnal rendelkeznek. Stabilis π -kötéseket azonban csak a kis atomsugarú és a többieknél lényegesen nagyobb elektronegativitású (3) nitrogénatomok tudnak egymás között kialakítani. A nitrogén kétatomos molekulákat alkot (N_2), atomjaik között három kovalens kötés van.

A csoport magasabb rendszámú tagjai (a P, As, Sb, Bi) a nagyobb atomsugár és a kisebb elektronegativitás következtében atomjaik között π -kötést nem hozhatnak létre. Ezért a P, As és Sb gőzei négyatomos, tetraéder alakú molekulákat tartalmaznak. A molekulákban az atomok között egyszeres, σ -kötések vannak. Ha a gőzöket lehűtik, akkor a foszfornak, az arzénnek és az antimonnak a **nemfémek jellegű fehér vagy sárga módosulatait** kapják. A négyatomos tetraéder alakú foszformolekulákból **molekularács** alakul ki. A **vörösfoszforban** a P_4 -molekulák láncszerűen kapcsolódnak össze, tehát láncszerű atomrácsot tartalmaz.

A szürke, fémes foszformódosulatban az atomok rétegrácsba rendeződnek. Egy-egy atom 3 szomszédjával egy-egy σ -kötést létesít, amely a grafitrácséhoz hasonlóan hatszöges szimmetriát mutat.

Az As, Sb, Bi fémes módosulatainak rácsa atomrétegrács.

A molekuláris szerkezetű módosulatoknak, a nitrogénnek és a fehér-foszfornak az olvadási- és forráspontja alacsony, az atomráccsal rendelkező módosulatoké magasabb. Az elektronegativitási értékek csökkenése következtében a **nitrogén és a foszfor határozottan nemfémek, a félfém arzén és antimon amfoterek, a bizmut fém.**

Amíg a halogén- és kalkogén atomokból viszonylag könnyen keletkeznek -1 , illetve -2 oxidációs számú egyszerű ionok, addig **a nitro-**

A nitrogéncsoport elemei

| Az elem neve, vegyjele, rendszáma, elektronegativitása | Relatív atomtömeg | Olvadáspont, forráspont (°C) standard nyomáson | Szín, halmazállapot standard állapotban | Allotropia |
|--|-------------------|--|---|--|
| nitrogén ${}^7\text{N}$ 3,00 | 14,00 | -210,0 -195,0 | színtelen gáz | csak egyféle szerkezet |
| foszfor ${}^{15}\text{P}$ 2,06 | 30,97 | 44,1 280,0 (fehér) | fehér és vörös | P_4 fehér (molekularácsos) vörös (atomrácsos) szürke atomrácsos (félvezető) |
| arzén ${}^{33}\text{As}$ 2,2 | 74,92 | szublimál | sárga és vörös, szilárd | As_4 , sárga (molekularácsos) szürke (fémes) |
| antimon ${}^{51}\text{Sb}$ 1,82 | 121,75 | 630 1380 | sárga és szürke, szilárd | Sb_4 , sárga (molekularácsos) szürke (fémes) |
| bizmut ${}^{83}\text{Bi}$ 1,66 | 208,98 | 271 1560 | szürke szilárd | különbféle fémes módosulatok |

gécsoport elemeinek atomjaiból nem képződnek -3 oxidációs számú anionok. Ennek az az oka, hogy 3 elektronnak a vegyérték-héjba való beépülése az elektronszféra térfogatát jelentősen megnövelné. A nitrogéncsoport elemeinek oxidációs száma a bizmutot kivéve -3 , 0 , $+3$ és $+5$, a bizmuté csak $+3$ lehet.

B A nitrogén

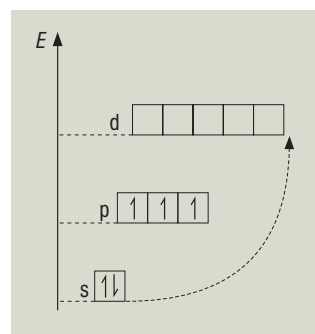
- A nitrogénatom vegyérték-héja $2s^2 2p^3$ konfigurációjú, alapállapotban 3 pár nélküli elektronnal rendelkezik. Nagy elektronegativitása és kis atomrádiusza miatt stabilis π -kötéseket is képes létrehozni. Ezért a nitrogén kétatomos molekulákat alkot (N_2). A nitrogénmolekula rendkívül állandó, benne a két nitrogénatomot 3 kovalens elektronpár nagyenergiájú kötése tartja össze.



A molekulák teljesen apolárisak, és alig polarizálhatók. A kötéstávolság igen kicsi, ennek megfelelően a kötési energia igen nagy.

A nitrogén név salétromképzőt jelent (nitrum = salétrom). A francia és orosz szakirodalomban „azot”-nak nevezik (életet nem fenntartó). Egyes szerves vegyületeknél az elnevezés nálunk is használatos (pl. azovegyületek).

A nitrogén csoportja többi tagjától nagymértékben különbözik: gáz-halmazállapotú (standard nyomáson és 25 °C -on), nehezen cseppfolyósítható nemfémes elem. Szilárd állapotban molekularácsot alkot, a molekulák között gyenge diszperziós kölcsönhatások működnek. Ezt bizonyítja, hogy a nitrogén olvadási- és forráspontja közel esik egymáshoz.

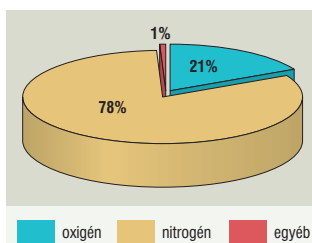


121.1. Az ábra szemlélteti a foszfor oxidációs számainak lehetőségét



121.2. A nitrogénmolekula kalott- és pálcikamodellje

| A NITRÓGÉN | |
|-----------------------------------|--|
| jelölése a periódusos rendszerben | <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;"> <div style="text-align: center;">7</div> <div style="text-align: center; font-size: 2em; font-weight: bold;">N</div> <div style="text-align: center;">14,0 nitrogén</div> </div> |
| FIZIKAI TULAJDONSÁGAI | |
| Szín: | színtelen |
| Szag: | szagtalan |
| Halmazállapot: | gáz |
| Olvadáspont: | -210,0 °C |
| Forráspont: | -195,8 °C |
| Sűrűség: | 1,14 $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ |
| (25 °C-on, 0,1 MPa nyomáson) | (1,04-szor kisebb a levegő sűrűségénél) |



122.1. A levegő térfogat%-os összetétele



122.2. A cseppfolyós nitrogént a virágra öntve a virág megfagy, és törékeny lesz, mint az üveg

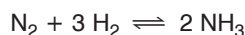


- **A nitrogénatom oxidációs száma vegyületeiben** -3 és +5 között változik. A nitrogén +5 oxidációs számú vegyületeiben a vegyérték-héj kötő elektronpárjainak száma csak 4. A nitrogénatom nemkötő párjának az elektronjai datív (donor), illetve delokalizált π -párként vesznek részt a koordinációs egység kötésrendszerének kialakításában.

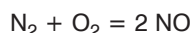
- **Fizikai tulajdonságai:** A nitrogén *színtelen, szagtalan, a levegőnél valamivel kisebb sűrűségű gáz*. A folyékony és a szilárd nitrogén is színtelen. A vízben kismértékben (az oxigénnél is rosszabbul) oldódik.

- **Kémiai tulajdonságai:** A nitrogénmolekula nagy stabilitása miatt közönséges körülmények között gyakorlatilag nem reakcióképes. Az égést nem táplálja.

A hidrogénnel katalizátor jelenlétében kb. 500 °C hőmérsékleten és 200–350 kPa nyomáson *exoterm, egyensúlyi reakcióban* egyesül.



A nitrogén az *oxigénnel* csak magas hőmérsékleten (kb. 3000 °C-on) egyesül nitrogén-monoxidá.



A nitrogén magasabb hőmérsékleten néhány fémmel, pl. a magnéziummal nitriddé egyesül.



A nitrogén passzivitása a molekuláris nitrogén tulajdonsága. A különleges eljárással előállítható atomos nitrogén elektronegativitásának megfelelően nagy reakciókészséggel rendelkezik.

- **Előfordulása:** A nitrogén elemi állapotban a levegőben fordul elő, a levegő 78 térfogat%-át alkotja. Vegyületei az élővilágban is elterjedtek. A nitrogén a fehérjék fontos alkotóeleme. Előfordul még ammónia, nitrátok és egyéb vegyületek formájában. Az iparban cseppfolyós levegőből nyerik.

A cseppfolyós nitrogént hűtésre használják. A nitrogént az ipar nagy mennyiségben használja ammóniagyártásra, amelyből számos más nitrogénvegyület állítható elő, pl. a salétromsav, műtrágyák stb. A nitrogén (pl. víz alá merüléskor) a nagyobb nyomás miatt a vérben és a testnedvekben oldódik. A nyomás megszűntekor buborékok alakjában kiválik, ezért vérkeringési zavarokat idéz elő (keszonbetegség).

122.3. A „higanykalapács” készítése és olvasztása



| A levegő alkotórészei | Mennyiségük 100 cm ³ levegőben (cm ³ -ben megadva) | |
|-----------------------|--|---------|
| nitrogén | 78,08 | |
| oxigén | 20,95 | |
| szén-dioxid | 0,033 | |
| argon | 0,93 | |
| neon | } nemes- gázok | 0,0018 |
| kripton | | 0,00011 |
| xenon | | 0,00009 |
| hidrogén | | 0,00072 |

123.1. A levegő alkotórészei (térfogatszázalékos összetétel)

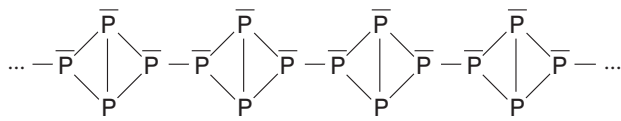
• **A levegő** színtelen, szagtalan, nagy rétegvastagságban kék színű *gázelegy*. A levegő nyomása és sűrűsége a tengerszint feletti magasság növekedésével csökken. Legfőbb alkotórészei a nitrogén és az oxigén.

C A foszfor

• A foszforatomnak ($3s^2 3p^3$) 3 párosítatlan vegyértékelektronja van. A foszfor atomjai a nitrogénnél kisebb elektronegativitás és a nagyobb atomsugár következtében stabilis π -kötést nem alakíthatnak ki. Ezért a *foszfor gőzei négyatomos, tetraéder alakú molekulákat hoznak létre* (P_4). A molekulákban az egyes atomok között egyszeres, σ -kötések vannak. Ha a foszfor-gőzöket lehűtjük, a *nemfémes fehér-foszfor* módosulat keletkezik, amely tetraéder alakú molekulákból álló molekulárcsos halmazt képez. A molekulákat gyenge másodlagos erők kötik össze.



A *vörös- vagy ibolyafoszforban* a tetraéderes P_4 -molekulák láncszerűen kapcsolódnak össze. A vörösfoszfor *rácsa láncszerű atómrács*.



A fehérfoszfor vörösfoszforra váló átalakulását a fény elősegíti (oxigén mentes körülmények között), a magasabb hőmérséklet meggyorsítja.

Van a foszfornak még egy különleges körülmények között előállítható módosulata, a *szürke színű fémes foszfor*. Ebben a módosulatban az atomok *rétegrácsba* rendeződnek, a grafitrácshoz részben hasonlóan, a halmaz hatszögös szimmetriával rendelkezik. A rétegrács szerkezetében delokalizált π -elektronok is találhatóak, ezzel magyarázható a fémes tulajdonság.

A FOSZFOR 15
P
5
8
2
foszfor

jelölése a periódusos rendszerben

FIZIKAI TULAJDONSÁGAI

fehérfoszfor

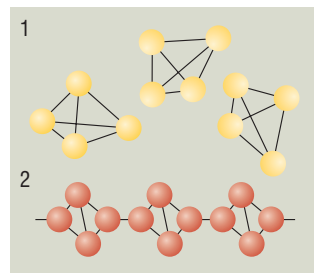
Szín: sárga
Szag: szagtalan
Halmazállapot: szilárd
Olvadáspont: 44,2 °C
Forráspont: 280 °C
Sűrűség: 1,82 $\frac{g}{cm^3}$
(25 °C-on, 0,1 MPa nyomáson)

Mérgező: igen

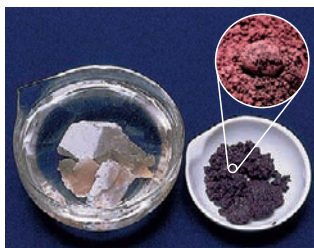
vörösfoszfor

Szín: sötétvörös
Szag: szagtalan
Halmazállapot: szilárd
Olvadáspont: 400 °C-on
Forráspont: szublimál
Sűrűség: 2,2 $\frac{g}{cm^3}$
(25 °C-on, 0,1 MPa nyomáson)

Mérgező: nem



123.2. A fehér- (1) és a vörösfoszfor (2) ábrázolása golyómodellekkel



124.1. A fehér- és a vörösfoszfor



124.2. Foszforos zászló



124.3. Henning Brand hamburgi alkímista 1669-ben fedezte fel a foszfort

Bizonyos élő szervezetek, például a szentjánosbogár, némelyik hal-, gomba- és baktériumfaj fényt képes kibocsátani. Ebben a folyamatban (biolumineszcenciában) a luciferinnek nevezett anyag és az oxigén egyesülése révén kémiai energiából keletkezik fény.

A foszfor allotrop *módosulatai* közül gyakorlati jelentősége a *fehér- és a vörösfoszfor*nak van.

- **Fizikai tulajdonságai:** A fehér- és a vörösfoszfor fizikai és kémiai tulajdonságai eltérő molekula-, illetve atomrácsszerkezetük következtében jelentősen különböznek egymástól.

A *fehér (sárga) foszfor* sárgásfehér, átlátszatlan kristályos anyag.

A *színtelen fehérfoszfor víz alatt, szobahőmérsékleten állva lassan megsárgul, majd fokozatosan a foszfor legstabilisabb módosulatává, vörösfoszforrá alakul át.*

Molekularácsa miatt *lágú, késsel jól vágható*; olvadáspontja alacsony (44,2 °C). Már szobahőmérsékleten is párolog, ezért jellemző kellemetlen szaga van.

A *fehérfoszfor vízben nem, az apoláris oldószerekben*, pl. zsírokban, olajokban, éterben stb. *kitűnően oldódik.*

A *vörösfoszfor színe* keletkezése, illetve előállításától függően *világosabb-sötétebb vörös, ibolyás árnyalatú.* Színük különbözősége a halmazukat felépítő láncok, illetve a kristályok eltérő méretének következménye.

A *vörösfoszfor porszemcséinek* apró kristályaiban igen sok foszforatom kapcsolódik egymáshoz láncszerű alakban. Halmazszerkezete miatt a *vörösfoszfor*nak *nincs oldószere.*

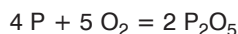
Olvadáspontja lényegesen magasabb (589,5 °C), de csak nagyobb nyomáson olvasható meg, mert alacsony nyomáson szublimál.

A foszfor oxidációs száma -3 és $+5$ között változik, többnyire -3 vagy $+3$ és $+5$. Vegyületei közül a $+5$ oxidációs számúak a legállandóbbak. Az alacsonyabb oxidációs számúak gyakran könnyen $+5$ oxidációs számú vegyületekké oxidálódnak.

- **Kémiai tulajdonságai:** A *fehérfoszfor rendkívül gyúlékony.* A darabos foszfor gyulladási hőmérséklete kb. 60 °C. Meleg tárggyal való érintkezés, dörzsölés, napsütés hatására is lángra lobban. Ezért *víz alatt, sötétben kell tárolni.* A finom eloszlású, pl. oldatból az oldószer elpárolgása után visszamaradó aprószemcsés foszfor szobahőmérsékleten melegítés nélkül is meggyullad.

Vaslemezre helyezett fehér- és vörösfoszfort hevítve, a fehérfoszfor rövid idő múlva meggyullad, a vörösfoszfor csak hosszabb melegítés után.

Mindkét foszformódosulat difoszfor-pentaoxiddá ég el (P_2O_5).



Az oxid szerkezetének figyelembevételével pontosabban:



A foszforforgózik a foszfor gyulladási hőmérséklete alatt *lassan oxidálódnak*. Ezt a kémiai változást sötétben jól látható villogás, *foszforeszcencia kíséri*. A lassú oxidációkor is difoszfór-trioxid keletkezik:



A vörösfoszfor energetikailag stabilisabb, ezért alakul át a fehérfoszfor állás közben vörösfoszforra. Vörösfoszforból úgy állítható elő fehérfoszfor, hogy levegőtől elzárt térben hevítik, gőzzé alakítják, majd hirtelen lehűtik. Ilyen körülmények között nincs idő a vörösfoszfor láncszerkezetének kialakulására.

A *fehérfoszfor* égés közben megolvad, gyakran fröccsen, igen fájdalmas és nehezen gyógyuló égési sebeket okozhat. Mivel zsírokban oldódik, a bőrön keresztül is felszívódik, *erős mérég*. A *vörösfoszfor* nem mérgező, mert nem szívódik fel.

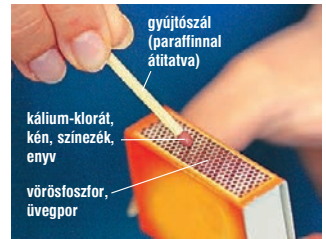
• **Élettani hatása:** Régen a gyufa feje fehérfoszfort tartalmazott. Mérgező hatása miatt tértek át a vörösfoszfor alkalmazására, amelyet a gyufásdoboz oldalára ragasztott anyag tartalmaz.

• **Előfordulása:** A foszfor reakciókészsége miatt a természetben elemi állapotban nem fordul elő. Foszfátok formájában egyes vulkáni kőzetekben, a talajban, a guanóban fordul elő. A foszforvegyületek biológiai szempontból igen jelentősek.

Felhasználása: A vörösfoszfor ipari alkalmazásának legfontosabb területe a gyufagyártás. A ma használatos *biztonsági gyufa* vagy svéd gyufa dobozán levő festék vörösfoszfort tartalmaz.



125.1. Irinyi János (1817–1895) magyar kémikus. 1863-ban szabadalmaztatta a zajtalan és robbanásmentes biztonsági gyufát



125.2. Háztartásunk mindennapi eszköze az úgynevezett biztonsági gyufa

• TANÁCSOK A TŰZVESZÉLY ELKERÜLÉSÉRE

1. A tüzet okozó eszközöket (gyufát, öngyújtót) gyermekek elől zárjuk el!
Kisgyermeket égő tűzhely és kályha mellett soha ne hagyjunk egyedül!
2. Tűzveszélyes anyagok (benzin, festékek, hígítók) közelében a nyílt láng használata tilos!
3. Gáz- és olajtűzelésnél tartsuk be a használati előírásokat!
4. Tűzhely közelében, padláson gyúlékony, könnyen égő anyagokat ne tároljunk!
5. Elektromos berendezések meghibásodott vezetékeit azonnal javíttassuk meg!
6. Ahol szükséges (pl. autóban), helyezzünk el kézi tűzoltó készüléket, és tanuljuk meg a kezelését!

TŰZOLTÁS

Ha a gyors égés egyik feltételét megszüntetjük (eltávolítjuk az éghető anyagot, az égést tápláló oxigént, vagy a hőt elvonjuk), az égés megszűnik. Például:

- ha becsukjuk az ajtót és az ablakot, rosszabb lesz a tűz oxigénutánpótlása, így terjedése lelassul;
- ha égő fára vagy papírra vizet öntünk, az elvonja a hőt;
- ha valakinek a ruhája ég, pokrócba csavarva a földre kell fektetni az illetőt, így megszűnik az oxigénutánpótlás;
- víznél kisebb sűrűségű égő folyadékot (benzint, olajat) nem szabad vízzel oltani, mert a víz tetején úszva továbbra is érintkezik az oxigénnel;
- égő elektromos berendezéseket nem szabad vízzel oltani, mert halálos áramütést okozhatnak.

E két utóbbi esetben az oltás homokkal, habbal vagy porral történhet.

HA TÜZET ÉSZLELÜNK, HALADÉKTALANUL JELENTSÜNK!

- mi ég;
- a tűz pontos helyét;
- az eset rövid leírását (tűz, karambol stb.);
- a káreset kiterjedését (szoba, egész épület, egyéb helyen);
- mit veszélyeztet a tűz;
- a bejelentő személy nevét, címét;
- a hívás helyének telefonszámát;
- van-e valaki közvetlen életveszélyben;
- értesítették-e a mentőket, a rendőrséget.

A tűzoltók telefonszáma: **105**

A mentők telefonszáma: **104**

A rendőrség telefonszáma: **107**

III. fejezet

SZERVES KÉMIA



47. Észterek

TÉMAVÁZLAT

A Az észterek csoportosítása, elnevezésük

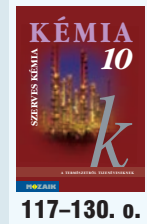
- Az észterek fogalma, csoportosítása
- A karbonsavészterek keletkezése, funkciós csoportjuk
- A szervesetlen-sav-észterek fogalma
- Az észterek nevezéktana

B A karbonsavészterek tulajdonságai

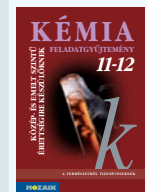
- A karbonsavészterek molekulaszervezete, olvadás- és forráspontjuk
- A gyümölcsészterek, a viaszok és a gliceridek fogalma, fizikai jellemzőik
- Az észterek hidrolízise
- Előfordulásuk, előállításuk, felhasználásuk

C A fontosabb szervesetlen-sav-észterek

- A nitrátészterek
- A szulfátészterek
- A foszfátészterek



117–130. o.

210.,
212–214. o.

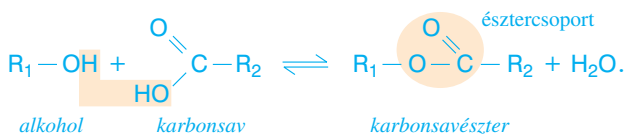
A Az észterek csoportosítása, elnevezésük

• Az észterek valamilyen hidroxivegyület (általában alkohol) és valamilyen sav (karbonsav vagy szervesetlen oxosav) egymásra hatásakor vízkilépés közben, egyensúlyi reakcióban keletkeznek. A víz a hidroxivegyület hidroxilcsoportjának hidrogénjéből és a sav hidroxilcsoportjából keletkezik.

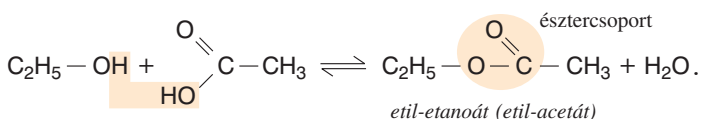
Az észterképződés időreakció és egyensúlyra vezető folyamat.

Az észtereket aszerint csoportosítjuk, hogy a savcsoport (acilcsoport) szervesetlen vagy szerves savból származik-e.

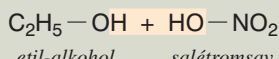
• A karbonsavészterek keletkezése:



A karbonsavészterek jellemző funkciós csoportja az észtercsoport, amely karbonil- és étercsoportból felépülő összetett funkciós csoport. Például az etanol (etil-alkohol) és etánsav (ecetsav) reakciója:

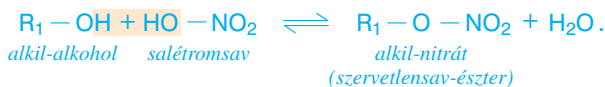


271.1. Az etil-acetát előállítása



272.1. Alkohol és sav egymásra hatásakor észter és víz keletkezik

• A **szervetlensav-észterek** hidroxivegyületek és szervetlen oxosavak (pl. kénsav, salétromsav, foszforsav) egymásra hatásakor keletkeznek:

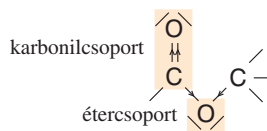


A szervetlensav-észterekben nem található meg az észtercsoport.

• **Elnevezésük** a sókéhoz hasonlóan történik: az alkoholok szénhidrogéncsoportjának nevéhez illesztjük a sav savmaradékának nevét. Az alkánsavakból és az alkil-alkoholokból (telített, nyílt láncú, egyértékű alkoholokból) levezethető karbonsavészterek típusneve **alkil-alkanoát**, amelyek általános összegképlete: **C_nH_{2n}O₂** (ahol $n \geq 2$).

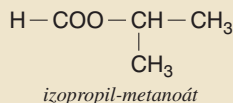
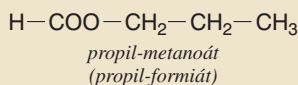
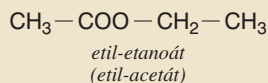
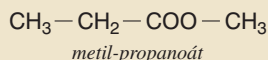
B A karbonsavészterek tulajdonságai

• A karbonsavészterek molekulaszervezete:



Az étercsoport térbeli elrendeződése miatt a karbonilcsoportnál kevésbé poláris az észtercsoport. A karbonsavak észtereinek molekulái között gyengébb dipólus-dipólus kölcsönhatás alakul ki, mint a közel azonos molekulatömegű oxovegyületek molekulái között. Molekuláik a hidrogénkötésnek csak akceptorai lehetnek, így molekuláik között nem alakulhatnak ki hidrogénkötések.

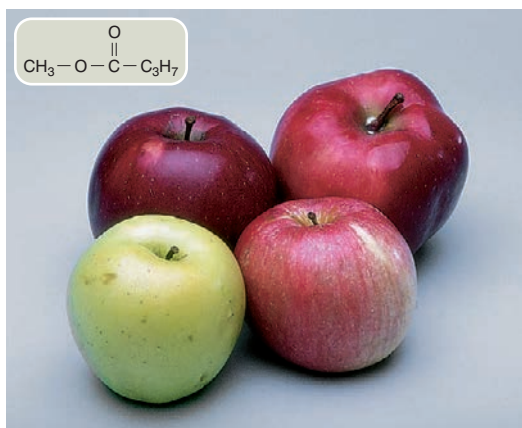
A karbonsavészterek forráspontja jóval alacsonyabb, mint a velük azonos szénatomszámú karbonsavaké vagy alkoholoké, és alig magasabb, mint a megfelelő szénhidrogéneké, illetve étereké. Olvadás- és forráspontjuk a megfelelő oxovegyületeknél is kisebb, mivel a molekuláik között csak gyenge dipólus-dipólus kölcsönhatás alakulhat ki.



272.2. A C₄H₈O₂ összegképletű karbonsavészterek konstitúciói és nevei

| Név | Képlet | Forráspont (°C) |
|--|--|-------------------------|
| metil-formiát ecetsav | H—COO—CH ₃ CH ₃ COOH | 32,0 118,0 |
| etil-acetát butánsav | CH ₃ COO—C ₂ H ₅ C ₃ H ₇ —COOH | 77,1 164,1 |
| etil-propionát propil-acetát pentánsav | C ₂ H ₅ —OOC—C ₂ H ₅ C ₃ H ₇ —OOC—CH ₃ C ₄ H ₉ —COOH | 99,1 101,6 186,4 |
| butil-acetát etil-butirát hexánsav | C ₄ H ₉ —OOC—CH ₃ C ₂ H ₅ —OOC—C ₃ H ₇ C ₅ H ₁₁ —COOH | 125,1 120,0 205,4 |

272.3. Észterek és karbonsavak forráspontjának összehasonlítása



272.4. A vajsav metil-észtere (metil-butanoát) almaillatú

• Az alacsonyabb és a közepes szénatomszámú karbonsavaknak alacsony és közepes szénatomszámú alkoholokkal képzett észterei kellemes, gyümölcsökre emlékeztető illatú folyadékok. Ezeket **gyümölcsésztereknek** nevezzük. Vízben rosszul, vagy gyakorlatilag nem oldódnak. (Már a metil-formiát sem elegyedik minden arányban víz-zel, annak ellenére, hogy molekulájában még kicsi az apoláris rész.) Az alkil-alkanoátok a víznél kisebb sűrűségűek, a víz felületén összegyűlnek. Apoláris oldószerekben jól oldódnak. A nagyobb szénatomszámú komponensekből képződött észterek szilárdak.

Természetes **viaszok**: nagy és páros szénatomszámú, normális szénláncú, telített karbonsavaknak ugyanilyen típusú egyértékű alkoholokkal képzett észterei. Fehér, zsíros tapintású, vízben oldhatatlan, víztaszító, szilárd halmazállapotú anyagok.

Gliceridek (zsírok és olajok): nagy szénatomszámú karbonsavak glicerinnel alkotott észterei. A zsírokban a telített szénlánc, míg az olajokban a telítetlen a több. A zsírok szobahőmérsékleten szilárd, az olajok (a telítetlen karbonsavak *cis*-szerkezete miatt) pedig folyékony halmazállapotúak. Vízben nem oldódnak. Sűrűségük kisebb a vízénél, ezért a víz felszínén úsznak. Apoláris oldószerekben jól oldódnak.

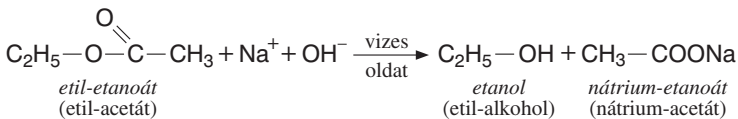
• Az észterképződéssel ellentétes irányú folyamat az **észterhidrolízis**, amelyben az észter víz hatására alkohollá és karbonsavvá alakul:



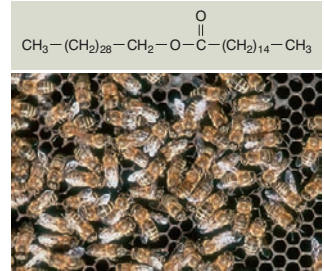
Az észterek **lúgos hidrolízise** (elszappanosítás) egyirányú folyamat, mivel a karbonsav a lúggal sót képez:



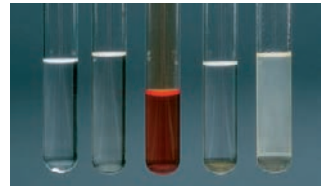
Az etil-acetát NaOH-dal való elszappanosítása:



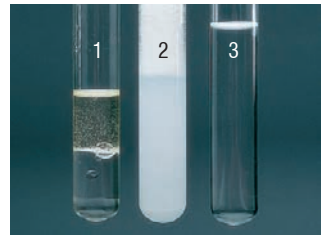
A gliceridek lúgos hidrolízise során glicerin és a zsírsavak kálium- és nátriumsói, azaz **szappanok** keletkeznek (amit kisózással különítenek el a glicerintől).



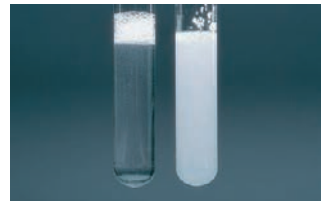
273.1. Méhek a lépen. A méhviasz is észter (miricil-palmitát)



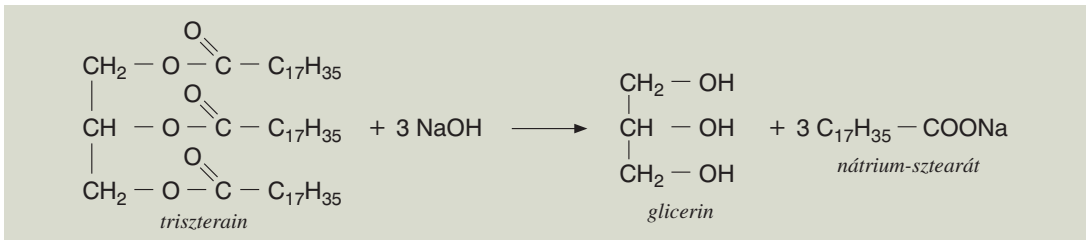
273.2. Az éterben oldott étolaj, illetve disznózsír reakciója brómos vízzel



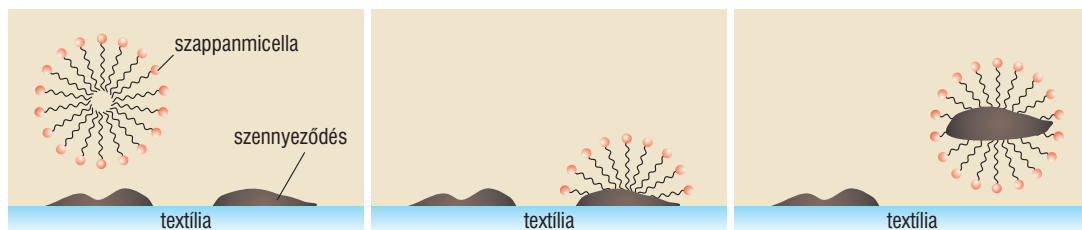
273.3. Olaj és víz (1), szappanos vízzel összerázva (2), rövid idő múlva (3)



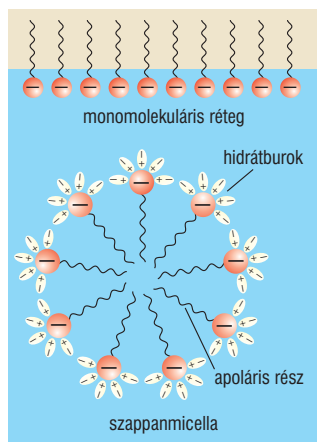
273.4. A sósav a szappanoldatból a zsírsavakat kicsapja



273.5. A trisztearin (glicerin-trisztearát) NaOH-dal történő elszappanosítása



274.1. A szappan tisztító hatásának mechanizmusa



274.2. A szappanhártya (monomolekuláris réteg) és a micella kialakulása



274.3. A gyümölcsök héján lévő viaszbevonat is észter



274.4. Alfred Nobel (1833–1896) svéd vegyész, feltaláló, gyáros. Végrendeletével létrehozta a Nobel Alapítványt, amely 1901 óta évente adományoz Nobel-díjat a tudomány és a kultúra kiemelkedő alkotói számára

- A gyümölcsészterek adják (részben) az érésben levő gyümölcsök jellemző illatát, zamatát. A növényi és állati viaszok különböző észterek keverékei. A viaszbevonat biztosítja a párologtatás elleni védelmet és a víztaszítást a leveleken és a gyümölcsök felületén. A gliceridek (a zsírok és az olajok) az élő szervezet tartalék tápanyagai. Aktív biológiai szerepük kevés (bizonyos vitaminok oldószerei).

Észtereket általában direkt észterezéssel, azaz alkoholok és savak egymásra hatásával készítik.

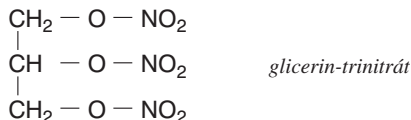
A gyümölcsésztereket az élelmiszer-, a szesz- és az illatszertiparban aromaként és esszenciaként használják. Kitűnő oldószerek, elsősorban festékek, lakkok, ragasztók oldószerekként alkalmazzák ezeket a vegyületeket (pl. az etil-acetátot). Gőzeik bódító hatásúak, nagyobb mennyiségben belélegezve súlyos mérgezést, sőt halált okozhatnak.

A viaszok felhasználása víztaszító tulajdonságukkal függ össze (cipőpaszták, bútorpoltúrok, szájrúzsok stb.), de viaszból készítik a gertyákat is. Az állati zsírokat és a növényi olajokat táplálékként, szappankészítéshez, mosószerek előállítására, glicerin és zsírsavak gyártására használják.

C A fontosabb szerves sav-észterek

- A **nitrátészterek** közül a glicerin-trinitrát (nitroglicerin) a dinamit fő hatóanyaga. Alfred Nobelnek sikerült elsőként szilárd robbanóanyagot készítenie úgy, hogy kovaföldet nitroglicerinrel („Nobel-féle robbanóolajjal”) itatott át, amely ütésre nem, csak gyújtás hatására robbant.

A nitroglicerin gyors és erős értágító hatása miatt szívgyógyszerek alapanyaga.

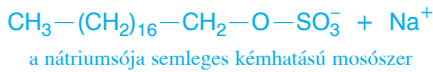
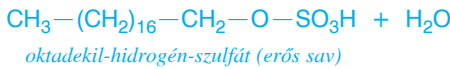
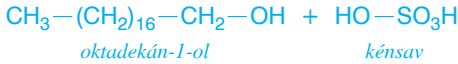


Bomlásakor sok gáz-halmazállapotú anyag keletkezik, s mellette sok hő fejlődik, ezért óriási a feszítőereje. A bomlás egyenlete:



- A **kénsav** kétértékű sav, ezért egyszeres és kétszeres észterei is képződnek. Hosszú szénláncú alkoholokkal képzett egyszeres észtereknek nátriumsói mosószerek. Szerkezetük és mosóhatásuk hasonlít a szappanokéhoz, de a vizes oldatuk semleges kémhatású.

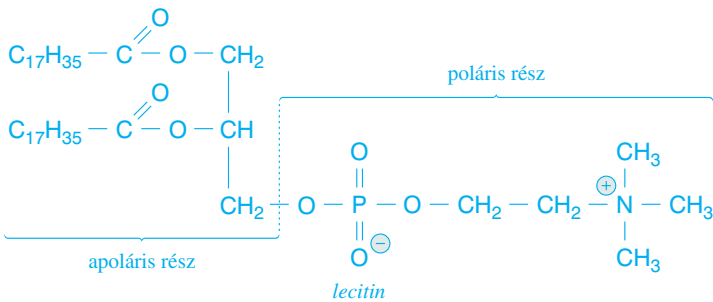
A semleges kémhatású mosószerek származtatása:



- A **foszforsavnak** mono-, di- és triészterei is léteznek. A foszfátészterek biológiai szempontból a legfontosabb észter típusú vegyületek. Az élő sejt anyagcseréjében szinte minden hidroxivegyület foszforsavészter alakjában vesz részt. A nukleinsavak (a DNS és az RNS) alapvázát képező cukorfoszfát láncolatot fenntartó kötés is észterkötés.

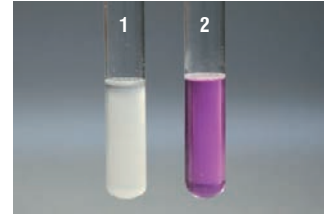
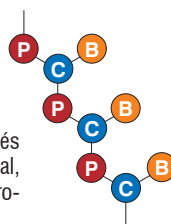
A sejtek felépítésében fontos szerepe van a foszfatidsavnak, a glicerin olyan észterének, amelyben a glicerint két zsírsav és egy foszforsav észteresíti. A foszfatidsav származékai a foszfatidok, amelyek a sejtmembránok, az idegszövet, a vese és a máj zsírsavainak alkotói.

Az egyik legelterjedtebb *foszfatid* a *lecitin*, amelyet a tojássárgájában találtak meg először, de minden sejtben megtalálható.



275.4. A lecitin-molekula szerkezeti képlete

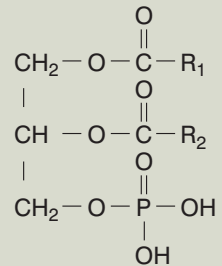
275.5. A DNS és az RNS alapláncja poliészter típusú: foszforsav- és deoxiribóz-, illetve ribózmolekulákból jön létre polikondenzációval, ahol a P – foszforsav, C – cukor (ribóz vagy deoxiribóz), B – nitrogéntartalmú szerves bázis.



275.1. A mosószerialdat (1) semleges, a szappanoldat (2) lúgos kémhatású



275.2. A szappanok a nagy szénatomszámú karbonsavak nátrium- vagy káliumsói



275.3. A foszfatidsav szerkezete

A foszfatidsav a glicerin telített (pl. palmitin- vagy sztearinsav; $\text{R}_1 = \text{C}_{15}\text{H}_{31}$, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}$) és telítetlen (pl. olajsav vagy linolsav; $\text{R}_2 = \text{C}_{17}\text{H}_{33}$, $\text{C}_{17}\text{H}_{29}$) zsírsavakkal, valamint foszforsavval észteresített származékainak elnevezése, illetve gyűjtőneve. Amfipatikus (felületaktív) molekula, származékai alakítják ki a sejtmembrán alapszerkezetét.