

SZERVETLEN KÉMIA

8. osztály

— *kézirat gyanánt* —

Készítette KENDE HANNA (2013B)

ALBERT ATTILA, ALBERT VIKTOR és PAULOVITS FERENC:
Kémia 8. (Bp., Műszaki, 2008.⁴)
című könyve alapján,

KEGLEVICH KRISTÓF órái nyomán.

Kiegészítették: BALOGH VIKTÓRIA, BURSICS ANNA, HEGEDŰS FANNI,
HORVÁTH JÁNOS, KÁLMÁN KRISTÓF, KOZMA ANDRÁS, MOLNÁR NOÉMI,
NÉMETH KLÁRA, SZABÓ ATTILA, SZABÓ BENCE, SZARKA NIKI, VÁRKONYI MÁTÉ,
VÍGH PÉTER és WÉBER ÁDÁM (2014D)



Budapest–Józsefváros, 2010

ALAPFOGALMAK

Fémek:

- szilárdak (fontos kivétel a Hg + Ga, Fr)
- szürkés, csillogó (kivétel Au, Cu)
- jó vezetők (vezetőképesség melegítve csökken)
- kevés külső e^- → fémes kötés
- delokalizált e^- : olyan e^- , ami nem egy vagy két, hanem több atommag vonzása alatt áll

Nemfémek:

- változatos fizikai tulajdonságok
- többségük elektromos szigetelő (kivétel grafit)
- többségüknek sok külső elektronja van

Félfémek:

- bór-polónium vonal mentén
- B, Si, As fizikai tulajdonságai fémekre jellemzőek
- kémiai tulajdonságaik: nemfémekre
- félvezetők: vezetőképességük a hőmérséklet növelésével nő

Részecsketulajdonság \neq *fizikai tulajdonság* (= *halmaztulajdonság*): csak ∞ sok részecskének

pl. EN,
molekula alakja

pl. szín, szag, halmazállapot, oldhatóság, áramvezetés
└ a szaglóhám és a részecskék reakciója
(az adott anyag illékonysága kell hozzá)

elektromos (egyen)áram: töltött részecskék egyirányú áramlása

áramvezető anyag: elmozdulni képes, töltéssel rendelkező részecskékkel rendelkezik

↓
(e^- , ion)

NEMESGÁZOK

a) Atomi tulajdonságok

- nemesgázatomokból állnak
- nemesgázszerkezet: 1 héj \rightarrow 2 e^- , több héj \rightarrow a külsőn 8 e^- csak a He és a Ne héja telített \rightarrow nem lehet vegyületük a többi nemesgáz külső héja igen stabil, de nem telített \rightarrow elvileg lehet vegyületük

b) Fizikai tulajdonságok

- színtelen, szagtalan, nem vezető gázok
- szilárd állapotban molekularácsosak, igen alacsony Op., Fp.
- hélium: gerjesztve aransárga fényt bocsát ki
- kripton: gerjesztve ibolyaszínű fényt bocsát ki

c) Kémiai tulajdonságok

- kémiai közömbösség (nemesgázszerkezet)
- xenon-difluorid ($Xe + F_2 = XeF_2$)

d) Előfordulás

- He: földgázban, kőzetekben (radioaktív anyagok bomlásakor), Nap
- Ar: levegő 1 %-a, a levegőben kisebb mennyiségben mindegyikük jelen van
- Rn: rádium radioaktív bomlásának terméke

e) Előállítás

- He: kőzetek zárányaiból, földgázból
- a többit a levegő cseppfolyósításával, szakaszos lepárlásával

f) Felhasználás

- hélium: lufi — parti
búvárpalackokba — a keszonbetegség elkerülésére:
mesterséges levegő: 80% hélium, 20% oxigén
keszonbetegség: a csökkenő nyomás miatt (gyors felemelkedéskor) a nitrogén nem a tüdőben oldódik ki a bűvár véréből, hanem a vérerekben, elzárva azokat
- neon: neoncsövek töltése (plazmaállapotban \rightarrow a részecskék folyamatosan e^- -okkal ütköznek, ezért gerjesztett állapotba kerülnek, a legkülső héjről a 8 elektron közül az egyiket kilöki egy új héjra, amikor ez vissza akar jönni az alaphéjra, akkor energia szabadul fel, fotonok keletkeznek, ezért világít, mivel váltóárammal működik, folyton villog)
- argon: hegesztéseknél védőgáz, régen izzólámpákba
- kripton: izzólámpák töltése (W = volfrám el akar szublimálni, de a nagyobb M -ű Kr nem engedi, Bródy Imre, 1930)
- radon: gyógyvizekben



A HIDROGÉN

három izotóp: prócium: atommagban csak 1 p⁺, leggyakoribb
deutérium 1p⁺, 1n⁰ → D₂O: nehézvíz: atomreaktorok moderátor anyaga
trícium 1p⁺, 2n⁰

a) Molekulatulajdonságok

csak molekulaként (H₂) létezik, egyszeres kovalens kötés: H—H

b) Fizikai tulajdonságok

szintelen, szagtalan, gáz, vízben nem oldódik (mert apoláris), kis ρ (M = 2 g/mol)

c) Kémiai tulajdonságok

- robbanásveszélyes (lásd durranógáz-kísérletet)
- jó redukálószer (lásd CuO kísérletet)

d) Előfordulás

- a világegyetem leggyakoribb eleme
- elemi állapotban: vulkáni gőzök, légkör magasabb rétegei
- vegyületben: H₂O → óceánok + szerves vegyületek

e) Előállítás

- laboratóriumi: Zn + 2HCl = ZnCl₂ + H₂

2H₂O $\xrightarrow{\text{⚡}}$ 2H₂ + O₂ csupán elméleti jelentőségű, mert nem praktikus

durranógázpróba: O₂-nel kevert-e a H₂? Ha igen, gyújtópálcával meggyújtva csattanó hanggal elég → nem jó. Ha tiszta, halk pukkanással ég el.

- ipari: C (izzó) + H₂O (vízgőz) $\xrightarrow{1000^\circ\text{C}}$ CO (mérgező) + H₂

szintézisgáz: CO és H₂ elegye, ipari alapanyag

f) Felhasználása

- vegyipari alapanyag: N₂ + 3H₂ = 2NH₃
- növényi olaj hidrogénezése → margarin (szilárd állagúvá válik)
- hegesztésnél, lángvágásnál: H₂ + tiszta O₂ = 2500°C-os láng
- régen kis sűrűsége miatt léghajók töltésére használták (1937 — Hindenburg kigyulladás)

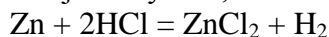
g) Kísérlet: Kipp-készülék és hidrogén-durranógáz

Kipp-készülék: Al/Zn érintkezik benne HCl-val, reagálnak → pezseg

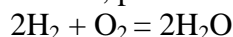
van rajta egy csap, ami kivezeti a H₂-t (durranógázpróba!)

ha elzárom, bent megnő a nyomás, a H₂ lenyomja a HCl-at → nem pezseg

ha újra kinyitom, csökken a nyomás, újra visszajön a HCl → pezseg



H₂-t töltök egy alul nyitott, felül lyukas konzervdobozba, majd leteszem az asztalra, elveszem az ujjam a lyukról és egy gyújtópálcával begyújtom → durran, robban, pukkan



h) Kísérlet: a H₂ redukálószer

rézspirált Bunsen-égő lángjába tartunk → elfeketedik



az oxidálódott rézspirált bedugtuk egy H₂-vel teli kémcsőbe → CuO + H₂ = H₂O + Cu

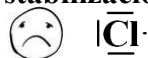
↓
vörös




a Cu vegyületből elem lett, a Cu(II)-ion elektront vett fel, redukálódott

A HALOGÉNEK

„sóképző”: F, Cl, Br, I, At [fémes jelleg]

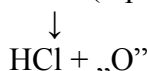
a) A halogénatom stabilizációjának 3 útja



- elemmolekula: $|\bar{\text{Cl}}-\bar{\text{Cl}}|$ → apoláros kovalens kötés 
- vegyületmolekula: $\text{H} \rightarrow \bar{\text{Cl}}|$ → poláris kovalens kötés (részleges e^- -átmenet) 
- ionvegyület: $\text{Na}^+\text{Cl}^- \dots$ → ionos kötés (teljes e^- -átmenet, ionrác) 

b) Fizikai tulajdonságok

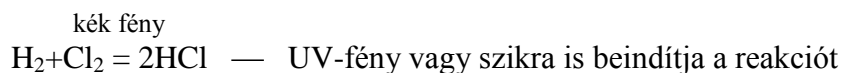
- F_2 : zöldessárga, szúrós szagú, gáz
 - Cl_2 : sárgászöld, szúrós szagú, gáz
 - Br_2 : vörösesbarna, szúrós szagú, cseppfolyós
 - I_2 : lilásszürke, szúrós szagú, szublimál (gáz → szilárd)
 - vízben fizikailag kevésbé oldódnak (kis oldhatóság)
- reakció: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$ (hipoklórossav: bomlékony)



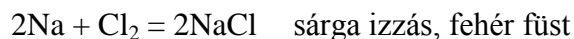
- $\rho(\text{F}_2)$ és $\rho(\text{Cl}_2) > \rho(\text{levegő})$
- I_2 oldhatósága:
hideg vízben nem, meleg vízben rosszul és halványsárgán
etil-alkoholban ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) barna színnel és jól: jódtinktúra
benzinben és szén-tetrakloridban (CCl_4) lila színnel és jól
↓
lilás színnel oldódik → az oldószer nem tartalmaz kötött O-t
barnás színnel oldódik → az oldószer tartalmaz kötött O-t

c) Reakciók

- egy párosítatlan e^- → nagyon reakcióképesek
- az EN a periódusos rendszerben fölfelé nő, így a halogének reakciókészsége is



↓
oxidálószer
mérgező → tüdővizenyő
foszgén: $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ (harci gáz — mérgező + levegőnél nagyobb ρ -ű)

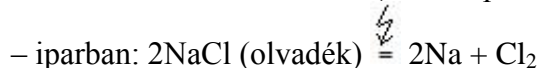
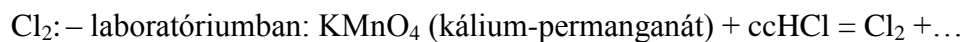


fém + halogén = só

d) Előfordulás és élettani jelentőség

- „ F^- ”: CaF_2 (kalcium-fluorid, folypát) → csont, fogzománc
- „ Cl^- ”: HCl vizes oldata (sósav) → gyomorsav (HCl + pepszin)
 NaCl → tengervíz, testnedvek, kősó; KCl
- „ Br^- ”: tengervíz, ásványvíz, nyugtató
- „ I^- ”: algák ($\text{KI} + \text{NaCl} \rightarrow$ pajzsmirigy), korallok, szivacsok, moszatok

e) Előállítás



f) Felhasználás (élettani jelentőség)

- F₂: teflon
- Cl₂: klóros víz (uszoda, szennyvíz, Semmelweis Ignác) → Cl₂ + H₂O ⇌ HCl + HOCl
↓
HCl + „O”

hypó: NaOCl = NaCl + „O”

PVC poli(vinil-klorid)

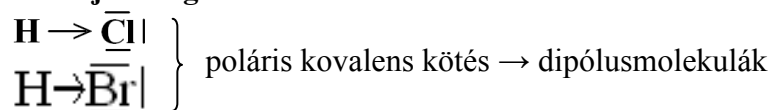
- Br₂: AgBr → fényérzékeny → fényképezés
halogénizáló: igen kevés Br₂ vagy I₂ van a W-izzószál körül
- I₂: sebfertőtlenítő: Betadine (I₂-oldat), régen jódtinktúra (I₂ + etil-alkohol)
keményítő kimutatása (sötétkék elszíneződés)
Lugol-oldat: KI-os I₂-oldat → KI + I₂ = KI₃ [kálium-trijodid: K⁺, I₃⁻]
↳ vörösbarna színű

g) Kísérletek

- *hipoklórossav (HOCl) oxidál*
kémcsőbe kálium-permanganátot (KMnO₄) öntünk, majd rá ccHCl-t, majd a tetejét betömjük megnedvesített színes krepp-papírral
→ bent Cl₂ fejlődik → a papír elszíntelenedik ⇒ H₂O + Cl₂ ⇌ HCl + HOCl
HOCl rendkívül bomlékony → HCl+„O” → atomos (naszcens) „O” oxidálta a papír színét
- *klór oxidál*
kémcsőben kálium-permanganát (KMnO₄), rá ccHCl-t öntünk → Cl₂ fejlődik
csipesszel a kémcsőbe tartunk egy izzó Fe-szöveget
2Fe + 3Cl₂ = 2FeCl₃ → vörösbarna füst (a szög is ilyen színűvé válik)
↓
vas(III)-klorid: szilárd, szagtalan, ionrácsos
- *klóros víz előállítás*
hypó és sósav összeöntésével = háztartásban TILOS!
NaOCl + 2HCl = Cl₂ + NaCl + H₂O
- *redoxifolyamatok halogénelemek között*
1) kémcsőben NaBr-oldat, klóros vizet öntünk hozzá
→ sárga lesz → 2NaBr + Cl₂ = 2NaCl + Br₂
a Br₂ kivonása apoláris oldószerrel (pl. benzol)
- 2) KI + Cl₂ = 2KCl + I₂
- 3) 2NaBr + Cl₂ = 2NaCl + Br₂
- 4) 2KCl + I₂ ≠
- 5) 2LiI + Br₂ = 2LiBr + I₂
a nagyobb elektronvonzó képességű halogén oxidálja a másik ionját
EN: I < Br < Cl < F
- *alumínium + jód*
Összekeverünk egy kevés finoman elporított jód- és alumíniumport. Kis mélyedést készítünk a tetejére a kanállal. 2-3 csepp vizet csepegtetünk a mélyedésbe (katalizátorként). Miután beindul a reakció, lila füst jelenik meg (a felesleges jód a hő hatására szublimál), majd felizzik az egész keverék: sárgán, vörösen világít.
2Al + 3I₂ = 2AlI₃

A HIDROGÉN-HALOGENIDEK

a) Molekulatulajdonságok



b) Fizikai tulajdonságok

Szintelen, szúrós szagú, vízben jól oldódó (mert dipólusos) gázok.

$\rho(\text{HCl}) > \rho(\text{levegő})$

a tömény HCl füstölög: a tömény sósavból HCl oldódik ki \rightarrow ez rögtön beleoldódik a levegő nedvességtartalmába \rightarrow köd keletkezik

c) Kémiai tulajdonságok

erős sav: minden molekulája disszociál. Pl.: $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} = \text{I}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

közömbösítés pl.: $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

d) Előfordulás

HCl: vulkáni gőzök, emberi gyomornedv: pepszin + sósav

e) Előállítás

elemeiből: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} \rightarrow$ robban

$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI} \longrightarrow$ egyensúlyi — nem minden molekula lép reakcióba

Laboratóriumi: $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

Ipari: $\text{HCl} \leftarrow$ PVC-gyártás mellékterméke

f) Felhasználás

háztartási sósav (20 m/m% : vízkőoldás, rozsdamaratás)

fémmaratás

vegyipari alapanyag

HF (vizes oldata: folyosav): üvegmaratás

$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (viasz segítségével)

g) Szökőkútkísérlet

$2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

A HCl-gázt egy kémcsőbe felfogjuk, a kémcsövet eltömítjük és egy üvegcsövet teszünk bele.

Egy csepp vizet juttatunk a kémcsőbe.

Egy tálba vizet és univerzális indikátort teszünk, majd beleállítjuk a kémcsövet.

A kémcsőben az összes HCl-gáz beleoldódik az egy csepp vízbe.

Így a belső nyomás csökken, a külső nyomás változatlan marad \rightarrow a külső nyomás nagyobb lesz, mint a belső \rightarrow ez a kémcsőbe belenyomja a vizet.

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$ savas kémhatás

↓

piros „szökőkút”

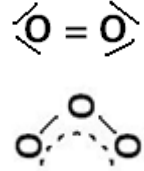
A KALKOGÉNEK

kőzetalkotók (O, S [nemfém], Se, Te [félfém], Po [fém])
(Te: Müller Ferenc, 1784, Nagyszeben → tellus = föld)

AZ OXIGÉN (O₂)

a) Az oxigénatom stabilizációja

- elemi molekula: O₂ vagy ózonmolekula: O₃ (14 db delokalizált e⁻)
- dipólusmolekula: H₂O, ...
- O²⁻ ionvegyületben: MgO, ...



b) Fizikai tulajdonságok

szintelen, szagtalan, gáz, vízben csak kis mértékben oldódik (halak!)

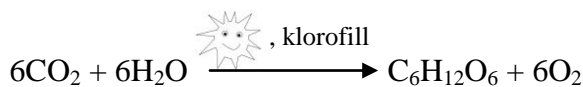
c) Reakciók

az O₂ az a gáz, ami az égést táplálja → exoterm folyamatok (gyors [láng, izzás], lassú [rothadás, emésztés, korrózió])

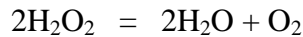
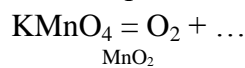
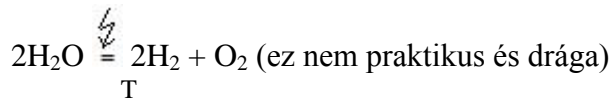
- ionok jönnek létre: 2Mg + O₂ = 2MgO → ionos kötés
- molekuláris oxidok: C + O₂ = CO₂ vagy S + O₂ = SO₂

d) Előállítás

- keletkezése a természetben: fotoszintézis



- ipari: folyékony levegő szakaszos desztillációja
- laboratóriumi



katalizátor: olyan anyag amely meggyorsítja (jelenlétével lehetővé teszi) a kémiai reakciót, anélkül, hogy maga maradandóan megváltoznék
Lásd H₂O₂ bomlása!

- kimutatása: parázsló gyújtópálca lánggra lobban

e) Előfordulás

- elemi áll. levegőben 21 V/V%
- kötött áll. vízben, kőzetekben (földkéreg tömegének csaknem fele oxigén)

f) Jelentőség

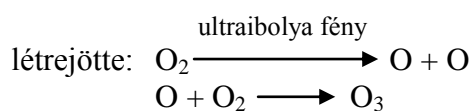
- égésfolyamatok: légzés, emésztés, hegesztés
- mesterséges levegő eá.

AZ ÓZON (O₃)

a) Molekulatulajdonságok

14 db delokalizált elektron

allotróp módosulatok: ugyanazon elem eltérő kristály- vagy molekulaszervezetű változatai, pl. O₂ és O₃



b) Fizikai tulajdonságok

- világoskék, jellegzetes szagú gáz, vízben oldódik
- elnyeli az ultraibolya sugarakat, miközben O-ra és O₂-ra bomlik (könnyen)

c) Előállítás/keletkezés

- kvarclámpa
- fénymásolás
- kipufogógázok, nitrogén-oxidok hatására
- több ózon a levegőben → szembántalmak, nehézlégzés, tüdőelégelenség,...

d) Előfordulás

- magasléggöri ózon: 25–30 km magasan, 10–25 km vastagon
- alacsonyléggöri ózon: szmogban — mérgező

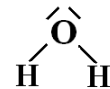
e) Felhasználás

fertőtlenítés, fehérités ← OXIDÁLÓSZER

A VÍZ

a) Molekulatulajdonságok

poláris kovalens kötés: EN(O) > EN(H), dipólusmolekula



b) Fizikai tulajdonságok

- színtelen, szagtalan, íztelen, folyadék
 - Op.: 0 °C Fp.: 100 °C (H₂S → Op.: -83 °C Fp.: -62 °C)
 - Másodrendű kötőerők:
 - a) diszperziós kötés: minden molekula között létrejövő másodlagos kötőerő, leggyengébb (apoláros molekulák között csak ez alakul ki)
 - b) dipólus-dipólus kölcsönhatás (dipól-dipól): dipólusmolekulák között
 - c) hidrogén(híd)kötés: a legerősebb másodrendű kötés, következménye a víz:
 - magas Op., Fp.
 - a nagy hőtároló képesség
 - nagy párolgáshő (endoterm folyamat)
 - a hőmérséklettől függő ρ [$\rho(\text{víz}) > \rho(\text{jég})$] befőttesüveg, kőzetek mállása, jéghegy]
- A H₂S szilárd halmazában diszperziós és dipól-dipól kölcsönhatás van, a jégben hidrogénhíd kötés is.
- lék a jégen: O₂, fényt tud bemenni (halak, hínár fotoszintézise)
 - jó oldószer
 - ha az oldandó anyag vízben való oldódásakor ionok keletkeznek, az oldat jó vezető

c) Reakciók

- redoxireakció: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$
 - sav-bázis reakciók
 - $\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$ — a víz itt bázis
 - $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ — a víz itt sav
- H₂O: AMFOTER (lehet sav is, bázis is)
- autoprotolízis: $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

d) Előfordulás

- óceán, Balaton
- emberi test: 70 m/m%
- alma: 85 m/m%
- medúza: 95 m/m%

A HIDROGÉN-PEROXID

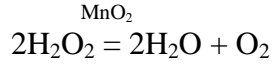
a) Molekulatulajdonságok

$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ „nyitott könyv”

b) Fizikai tulajdonságok

- színtelen, szagtalan, folyadék, víznél kicsit sűrűbb, H-híd kötések legtöményebb oldata 30 m/m%-os

c) Reakció

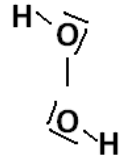


kísérletek:

- parázsló cigaretta
- hajszőkítés

d) Felhasználása

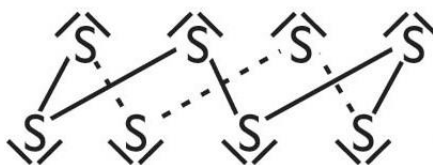
- színtelenítő: pamut, selyem, haj [barna \rightarrow szőke]
 └ ilyenkor NH_3 katalizálja a H_2O_2 bomlását)
- fertőtlenítő \rightarrow hiperol-tabletta, mézes tea
- O_2 előállítása
- vízmentes H_2O_2 : rakéta-hajtóanyag



A KÉN

a) Részecskéje

- összegképlete: S_8 vagy S



- molekulájában 8 db egyszeres kovalens kötés, atomonként 2 nemkötő e^- -pár
- kör/gyűrű alak

b) Fizikai tulajdonságai

- sárga színű, szagtalan, szilárd, törékeny, kristályos anyag, vízben nem (mivel apoláris mol.) oldódik, toluolban és szén-diszulfidban (CS_2) viszont igen
- molekularács
(molekulák között gyenge másodrendű kötés, enyhe melegítésre felszakadnak)
- alacsony Op. ($119\text{ }^\circ\text{C}$) és Fp. ($444,6\text{ }^\circ\text{C}$)
- allotróp módosulatai: kristályos és amorf kén
- megolvasztott S:
 - 1) világossárga, híg (a kényűrűk közötti másodlagos kötés megszűnt)
 - 2) továbbmelegített S: kényűrűk kovalens kötése egy helyütt felszakadnak \rightarrow zezzugos alakú láncok (akadályozzák egymást az elcsúszásban), vörösesbarna, egyre sűrűbb (a kémcsőből ki sem lehet önteni)
 - 3) még tovább hevített S: ismét higan folyó (a láncok teljesen széttördelődtek), sötét
 - 4) megolvasztott kén vízbe öntve: rugalmas, gumyszerű anyag (amorf: olyan szilárd anyag, aminek nincs kristályos szerkezete), a kén gőz a víz felületén sárga kristályos formában kiválik

c) Reakciói

$Zn + S = ZnS$ (cink-szulfid) — melegíteni kell; utána exoterm (fénytűnemény)

$Fe + S = FeS$ (vas(II)-szulfid) — || —

kén + fémek = szulfidok

$S + O_2 = SO_2$ — halványkék láng

d) Előfordulás

- elemi állapotban: „terméskén” a bányákban, vulkáni kigőzölgések során keletkeznek jelentős kéntelepek
- vegyületben: kőolajban, szulfidok, levegő (légszennyezés: SO_2 , stb.)

e) Előállítás

- bányásszák
- kőolajfinomítás melléktermékeként

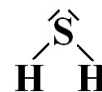
f) Felhasználás

- kénsavgyártás
- gumigyártás (gumi vulkanizálása: felmelegített kaucsuk + kénpor, hogy rugalmasabbá válják)
- hordók „kénezése” (SO_2 fertőtlenít)
- növényvédő szerek, gyógyszerek, festékek, egyes kozmetikumok előállítása

A KÉN VEGYÜLETEI

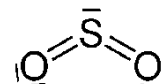
a) Kénhidrogén (H₂S)

- levegőnél nagyobb sűrűségű, színtelen, záptojásszagú, vízben oldódó gáz
- mérgező
- laboratóriumi előállítása: $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- kéntelepek képződése ($\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$)
- vulkáni gázokban, kigőzölgésekben (torjai bűdösbarlang), kénes ásványvizekben (Párád), hévizekben (Hévíz, Harkány)
- fehérjék bomlásakor, rothadásakor keletkezik



b) Kén-dioxid (SO₂)

- részecskéje
2 db kétszeres kovalens kötés, V-alak
A kötő elektronpárok az oxigének felé tolódnak, poláris kötés, dipólusmolekula
- fizikai tulajdonságai:
színtelen, szúrós szagú, levegőnél nagyobb ρ -gű, köhögésre ingerlő, mérgező (!) gáz
vízben jól oldódik $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- reakciói:
esővízbe való oldódás \rightarrow savas esők $\rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$
redukálószer (pl. festékanyag)
- előfordulása: vulkáni gőzök, savas eső
- előállítása:
laboratóriumban: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ nem szerencsés
 $\text{Cu} + 2\text{ccH}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
ipari tevékenység: fűtőanyagok kéntartalma \rightarrow elégetésükkor SO_2 keletkezik
- felhasználása: baktériumölő hatás \rightarrow hordók kénezése
- kísérlet:



1) **leírása:** Gázfelfogó hengerben desztillált víz felett égettünk kénlapot. Lefedtük a hengert egy üveglappal, majd összeráztuk a tartalmát. A kapott oldatból (H₂SO₃) egy keveset öntöttünk egy kémcsőbe és csepentettünk hozzá indikátort (univerzális \rightarrow vörös). A kénessavoldat elszíntelenítette a másik kémcsőben lévő Lugol-oldatot.

2) **magyarázat:** $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ színtelen, savas kémhatású

3) **magyarázat:** SO_2 redukál, színtelenítő hatású



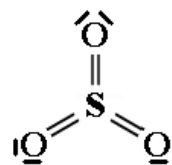
I⁻ színtelen

c) Kénessav (H₂SO₃)

- kémiai tul.: csak vizes oldatban létezik, redukáló hatású, gyenge, kétértékű sav
- felhasználása: felteltávolító, tartósítószer
- keletkezése: vulkáni gőzök

d) Kén trioxid (SO₃)

- részecskéje:
síkháromszög alak (Mercedes-jelvény), 3 db kettős kov. kötés
- reakciója:
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ (kénsav)



- keletkezése:
SO₂ magasabb hőmérsékleten katalizátor hatására SO₃-dá alakul: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

d) Kénsav (H₂SO₄)

- fizikai tulajdonságai:
színtelen, szagtalan, olajszerű folyadék, $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) \sim 2 \times \rho(\text{H}_2\text{O})$
tömény kénsav: erősen nedvszívó (higroszkópos)
- hígítása:
erős felmelegedés → kénsavat lassú, állandó kevergetés közben kell vízbe önteni
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow$ sav-bázis reakció
szulfátion oxóniumion
kétértékű, erős sav, két lépésben: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- reakciói:
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2 + \text{ZnSO}_4$
 $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ (vas(II)-szulfát + hidrogén)
- kénsav sói: szulfátok (pl. gipsz/kalcium-szulfát, rézgálic/réz(II)-szulfát)
- kísérlet:
Leírás: kisméretű főzőpohárban lévő elporított kristálycukorra öntsünk cc H₂SO₄-at. A cukor megfeketedik, gáz keletkezik, és fekete, lyukacsos massa emelkedik ki.
Magyarázat: a kénsav vízmegkötő tulajdonságú, így a cukorban lévő hidrogén- és oxigénatomokat elvonja és szén keletkezik → ezért fekete
Felfújódás oka: vízgőz, CO₂, SO₂
- előfordulása: csak vegyületben → szulfátok
- előállítás:
$$\text{iparban: } \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{kat.}} \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$$

$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$$
- felhasználása:
akkumulátorokban
műtrágya, festék, bőr cserzése, gyógyszer, robbanóanyagok gyártása
kőolajtermékek finomítása

A nitrogéncsoport elemei

N₂: színtelen, nehezen cseppfolyósítható gáz, nemfém

P: fehér és vörös módosulat, szilárd, nemfém

As: kis mennyiségben megtalálható a szervezetben, gyógyászat (idegölő → fogászat), vegyületei mérgezőek, félfém

Sb: fontos ötvözőelem (alacsony olvadáspontú ötvözetei jelentősek), mikroelektronikai berendezések, félfém

Bi: „bizmutkása” (orvosi diagnosztika), fém

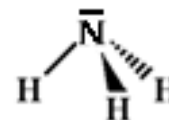
A NITROGÉN ÉS VEGYÜLETEI

a) Az elemi nitrogén

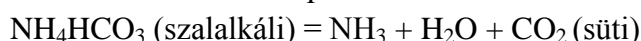
- részecskéje: $[N \equiv N]$ hármas kovalens kötés → rendkívül stabil apoláris molekula
- fizikai tulajdonságai: színtelen, szagtalan gáz
vízben csak nagy p-on oldódik (keszonbetegség)
égést nem táplálja, nem éghető
más elemekkel nehezen lép kölcsönhatásba
élettanilag közömbös
sűrűsége kicsit kisebb a levegőénél
- felhasználás: cseppfolyós N₂: gyorsfagyasztás
néhány vegyülete robbanékony → pl. ammónium-nitrát/pétisó
- reakciói
 $N_2 + O_2 = 2NO$: elektromos ívfény hőmérsékletén (természetben villámláskor)
 $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
- előfordulása
levegőben (78 V/V%)
kötött állapotban a fehérjék fontos alkotóeleme
vegyületei jelentősek az élővilágban
- előállítása
levegőből szakaszos desztillációval nyerik ki

b) Ammónia (NH₃)

- részecskéje: 3 db egyszeres kovalens kötés, 1 nemkötő e⁻-pár, poláris molekula
- fizikai tulajdonságai
színtelen, szúrós szagú gáz
levegőnél kisebb sűrűségű
vízben jól oldódik (1:700)
- reakciói
 $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ → oldata lúgos kémhatású, az oldat neve szalmiákszesz
 $NH_3 + HCl = NH_4^+ + Cl^- = NH_4Cl$ (ammónium-klorid)
 $2NH_3 + H_2SO_4 = 2 NH_4^+ + SO_4^{2-} = (NH_4)_2SO_4$
- kísérlet: ammónia és sósav reakciója
Tömény ammóniával teli főzőpohár fölé egy tömény sósavval átitatott vattát tartunk.
Tapasztalat: a vatta fehéren füstölög.
Magyarázat: $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ → szilárd szalmiáksó keletkezik, amelyet a levegőben finoman eloszlatva füstként látunk.



- kísérlet: ammónia színélénkítő hatása
Tömény ammóniával teli főzőpohár fölé rézgáliccal átitatott kék vattát tartunk.
Tapasztalat: a vatta még sötétebb kék lesz.
Magyarázat: az NH_3 komplexet képez a réz(II)-ionnal, ezáltal az mélyebb színű lesz
- előállítása
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
 $T = 400\text{--}500^\circ\text{C}$
 $p = 250\text{--}350 \text{ bar}$
- felhasználása
salétromsav, műtrágya, festék, gyógyszer, műanyag, robbanóanyag gyártása
nagy párolgáshő, könnyű cseppfolyósíthatóság \rightarrow hűtőgépek (pl. műjégpálya)
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$: repülő (ájult hölgyek)



c) Salétromsav (HNO_3)

- fiz. tul.: színtelen, szúrós szagú folyadék
vízben jól oldódik (az oldat savas kémhatású)
- reakciói
 $4 \text{HNO}_3 = 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$ (fény hatására bomlik)
Sav-bázis-reakciók:
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
nitrátion
 $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- = \text{NH}_4\text{NO}_3$ (ammónium-nitrát)
 $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 $\text{HNO}_3 + \text{KOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{KNO}_3$
sói a nitrátok, erős oxidálószer
Redoxireakciók:
 $\text{Cu} + 4\text{ccHNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ag} + 2\text{ccHNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (választóvíz; az aranyat nem oldja)
- felhasználása
műtrágya (pétisó = ammónium-nitrát/ NH_4NO_3 + mészkőpor/ CaCO_3),
műanyagok, műszálak, festék, gyógyszer gyártása
robbanóanyagok gyártása: KNO_3 (salétrom) puszkaporban
nitroglicerín
TNT (trinitrotoluol)
lőgyapot / nitrocellulóz
- kísérlet: KNO_3 -alapú izzó betűk
Egy papír egy részét bekentük salétromoldattal, megszáritottuk, majd parázsló gyújtópálcával kiégettük
Tapasztalat: csak a salétromos rész égett el.
Magyarázat: a salétrom ($\rightarrow \text{O}_2$) táplálja az égést.
- Kísérlet: a nitrálóelegy (tömény salétromsav és kénsav elegye) lánggra lobbantja a terpentinolajat
Magyarázat: a tömény salétromsav erősen oxidáló hatású

A FOSZFOR ÉS VEGYÜLETEI

a) Allotróp módosulatok

P_4 – fehérfoszfor

P_∞ – vörösfoszfor

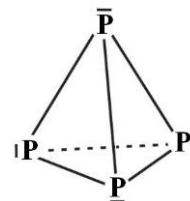
b) Fehérfoszfor (P_4)

fizikai tulajdonságok:

- fehér színű
- puha, alacsony olvadáspontú, kellemetlen szagú, szilárd anyag
- apoláros molekula, molekularácsos
- vízben nem oldódik, de benzinben, zsírban, olajban jól (→ rendkívül mérgező)

kémiai tulajdonságok:

- szabad kézzel tilos megfogni, mert fájdalmas, nehezen gyógyuló sebet ejt
- a levegőben finom eloszlásban magától meggyullad, tűzveszélyes
- ezért vízben kell tárolni
- gőzét vízgőz jelenlétében a levegő O_2 -je oxidálja → foszforeszkálás



c) Vörösfoszfor (P_∞)

fizikai tulajdonságok:

- atomrácsos
- vörös színű, szagtalan, szilárd, semmiben nem oldódó anyag

kémiai tulajdonságok:

- nem gyúlékony
- nem mérgező
- 400 °C-on meggyullad
- felhasználása: gyufák (gyufa oldala: vörösfoszfor + üvegpor)

d) P_2O_5 vagy P_4O_{10} : foszfor-pentaoxid

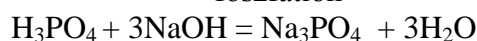
- fehér, higroszkópos (nedvszívó → elfolyósodik) por

e) Foszforsav (H_3PO_4)

- középerős, háromértékű sav
 - színtelen, szagtalan, sűrű folyadék, vízben korlátlanul oldódik
- $$H_3PO_4 + 3H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + 3H_3O^+$$

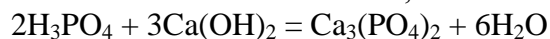
↓

foszfátion



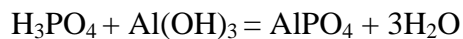
↓

nátrium-foszfát, trisó



↓

kalcium-foszfát (csontban, fogban)



- felhasználása: kóla savanyítása

f) A foszfor felhasználása:

- gyufa: dobozos oldala (P_∞ + üvegpor)
- gyufafej (kén, enyv, oxidálószer)

↓

súrlódás → hő → P_∞ → P_4 → lángra lobban

- trisó: vízlágyítás
- H_3PO_4 : kóla

- biológiai jelentősége: kötötten jelen van az emberi szervezetben: DNS, csontok, fogak

g) A fehérfoszfor foszforeszkálása

Lombikban lévő vízbe fehérfoszfort tettünk Bunsen-égő lángja fölé.

Tapasztalat: a lombik fölött vízgőz és sárgászöld fény keletkezett.

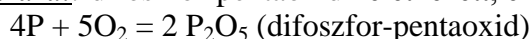
Magyarázat: a fehérfoszfor gőzét vízgőz jelenlétében a levegő oxigénje oxidálja.
(a szentjánosbogár nem foszforeszkál, más módon bocsát ki fényt!)

h) Vörösfoszfor égése és az égéstermék oldatának kémhatása

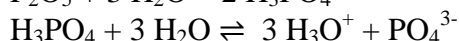
Fejjel lefelé fordított tölcsért egy kis darab égő vörösfoszfor fölé helyeztünk.

Tapasztalat: a tölcsér végén fehér füst távozott.

Magyarázat: difoszfór-pentaoxid keletkezett, ez alkotta a füstöt



A tölcsérré helyezett vízzel megnedvesített indikátorpapír savas kémhatást jelzett (pl. a brómtimolkék kék színe megsárgult)



i) Műtrágyák: vízben oldódó kálium-, foszfor-, vagy nitrogénvegyületek

- igazi trágya: szerves hulladék
- pétisó: NH_4NO_3 : nedvszívó (összetapadna) és robbanásveszélyes, ezért $CaCO_3$ -mal keverik
 $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$
- karbamid: N_2H_4CO
- szuperfoszfát: $Ca(H_2PO_4)_2$
- kálisó: KCl (K_2SO_4 is használható)

A SZÉN

allotróp módosulatok: C_{gy}, C_{gr}, C₆₀/C₇₀

a) A szén kémiai tulajdonságai

- atomrácsos → T_{szoba}: nincs reakció
- magas T: CO₂ = C + O₂
- CO₂ + C = 2CO
- C + H₂O = (1000°C) CO + H₂ (szintézisgáz)

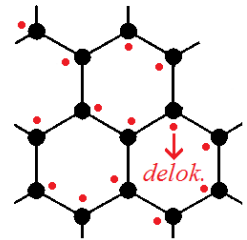
b) Gyémánt (C_{gy})

- minden C-atom körül 4 másik
- térbeli atomrács (tetraéderes elrendeződés)
- átlátszó, nagy fénytörő képességű → drágakő (1 karát = 0,2 g)
- kemény
- magas Op.
- elektromos szigetelő
- semmiben nem oldódik
- briliáns: csiszolt víztiszta gyémánt
- ékszerek (természetes), fűrőfej (mesterséges), üvegvágás, lemezjátszó tű



c) Grafit (C_{gr})

- réteges atomrács → rétegek között diszperziós kötés → ott puha → egymáson elcsúszhatnak → nyomot hagy
- delokalizált elektronok → vezető, szürkésfekete
- magas Op.
- nincs oldószere
- ceruzabél, atomerőműben moderátor, elektród, áramszedő kefe



d) A fullerének (C₆₀, C₇₀)

- molekula (focilabda), molekularácsos, fehér színű
- nincs delokalizált elektronja
- mesterséges (1985-ben fedezték fel) → ritka
- gyógyszerek bevitele

e) Amorf szén (mikrokristályos grafit)

1) természetes/ásványi

tőzeg → lignit → barnakőszén → feketekőszén → antracit

(növekvő fűtőérték, szenesedési állapot)

név ← karenyom színe

fosszilis (ásatag) E-hordozók: évmilliók, nagy p, magas T, levegőtől elzárva

2) mesterséges szén

széntartalmú anyagok száraz lepárlása (levegőtől elzárt hevítés)

farönköket meggyújtják, földdel lefedik → 1 hét → faszén + kátrány + gőz

barnakőszén száraz lepárlása → koks + folyadék + gőz

felhasználásuk: aktív C: orvosság

tüzelőanyag

redukálószer

f) Hurkapálcika száraz lepárlása = elszenesítése

Kémcsőbe összetört hurkapálcát tettünk és Bunsen-égő lángjába tartottuk.

Tapasztalat: a hurkapálcika elszenesedett, a kémcső falán fekete ragacsos, nyúlós anyag keletkezett, a kémcsőből pedig gázok törtek elő, ezektől nagyon bűdös lett a terem.

Magyarázat: fa = (T) faszén (elszenesedett hurkapálcika) + kátrány (fekete, bűdös keverék) + éghető gázok

g) Vörösborból fehéret

Lombik tetejére tölcseért, abba szűrőpapírt és aktív szenet teszünk, majd vörösbort öntünk rá.

Tapasztalat: a lombikba csepegő folyadék már fehér.

Magyarázat: az aktív szén adszorpció során felfogta a bor színanyagát.

adszorpció: szilárd anyagok felületükön gázmolekulákat vagy oldatok összetevőit kötnék meg

A SZÉN VEGYÜLETEI

a) CO

- $|\text{C}\equiv\text{O}|$ háromszoros kovalens kötés, apoláros molekula
- színtelen, szagtalan, mérgező (hemoglobinhoz kapcsolódik, O_2 szállítását gátolja) gáz
- keletkezése:
 $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$
(rosszul szelelő kályha, kocsis rosszul beállított motorja)
- égése: $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ (halványkék láng)

b) CO_2

- $\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$ apoláris molekula
- színtelen, szagtalan gáz, sűrűsége nagyobb a levegő sűrűségénél (borospince, barlang → gyertya)
- nem mérgező → de a levegőt kiszorítja → fulladás
- égést nem táplálja
- előállítás: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
(gyertyás kísérlet → alulról fölfelé oltódtak el a gyertyák)
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$ (alkoholos erjedés mellékterméke)
- kimutatás: megzavarosítja a meszes vizet
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ (mészkő → vízben nem oldódik → kicsapódik) + H_2O
- vízben való oldódás: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = (\text{rosszul}) \text{H}_2\text{CO}_3$
- szénsavas üdítők, szárazjég (szilárd CO_2)
- üvegházhatás: a földfelszín által visszavert hő egy része visszamegy a világűrbe, zömét viszont a CO_2 (H_2O) molekulák elnyelik → állandó hőmérséklet
- kísérlet: lombikban lévő NaOH -oldatba CO_2 -gázt oldunk, miután kezünket a lombik tetejére szorítottuk.
 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3$ → a CO_2 beleoldódott a lúgoldatba
→ bent csökkenő p → a kéz rátapadt

c) H_2CO_3

- keletkezése: $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
- fiz.tul.: csak híg, vizes oldatban létezik (bomlékony → kimegy a buborék a vízből
→ $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$), színtelen, szagtalan
- kém.tul.:
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+$ (gyenge sav)
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3$ (szóda/sziksó: szilárd, fehér por)
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3$
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NH}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (repülősó)
- üdítőitalok, gyógyvizek

A SZILÍCIUM ÉS VEGYÜLETEI

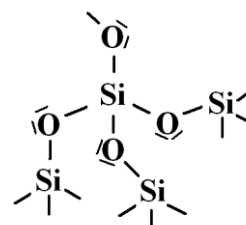
a) Az elemi Si

- négy db egyszeres kovalens kötés
- atomrácsos (mint a C_{gy}) → szilárd, szagtalan, nem oldódik semmiben, magas Op., barnásszürke
- félfém (félvezető: vezetőképességük a hőmérséklettel nő) → chip → elektronika
- 2. leggyakoribb elem a Földön

b) SiO₂

atomrácsos (térszerkezet, tetraéder) → kemény, magas Op.

- kvarc (hegyikristály [áttetsző, átlátszó], kvarchomok [fehér])
piezoelektromos [elektromos feszültséget kapcsolva a kristály *egyenletes lüktetés*be kezd {vica versa} → kvarcóra]
- homok: piszkos SiO₂
- + bizonyos fémionok beépülnek az atomrácsba → féldrágakő
Mn^{VII} → ametiszt
H₂O → opál
kobalt, ... → rózsakvarc



c) Az üveg = amorf (nincs kristályrácsa, Op.-ja) szerkezetű, SiO₂ alapú keverék amorf (szilárd/folyadék) → régi templomok ablaka

- SiO₂
Na₂CO₃
CaO/CaCO₃
- SiO₂ így alacsonyabb T-en olvad
- ablaküveg: folyékony ónra (Sn) ráöntik az üvegfolyadékot (← sima, lassabban hűl)
- színes üveg: + fém-oxidok
PbO → ólomüveg
CoO → kék
FeO → zöld
- golyóálló üveg: több üvegréteg, köztük műanyaghátrtyák
- hőálló üveg/jénai (B₂O₃ + tiszta SiO₂)
- üveg oldószere: SiO₂ + 4HF = 2H₂O + SiF₄ (szilícium-tetrafluorid)
üvegmaratás — a minta viasszal

d) Kovasav („H₂SiO₃”)

- bomlékony! → H₂SiO₃ = H₂O + SiO₂
eá.: vízüveg + sósav → fehér kocsonya
Na₂SiO₃ + 2HCl = „H₂SiO₃” (H₂O + SiO₂) + 2NaCl
- Na₂SiO₃ (nátrium-szilikát/vízüveg): csak vizes oldatban (víz és tűz elleni impregnálás)

e) Azbeszt: szilikátkeverék, hő- és hangszigetelésre használták (rákkeltő!)

f) Szilikonolajok: Si-tartalmú szerves anyagok, szövetbarát (plasztikai sebészet)

FÉMEK — BEVEZETÉS

a) A fémek

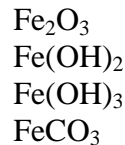
- a periódusos rendszer bal oldala, kevés vegyértékelektron, oxidálódnak.
- fémes kötés: erős, elsőrendű kémiai kötés; a – töltésű delokalizált elektronok és + töltésű atomtörzsek közötti elektromos vonzóerő.
- delokalizált elektronrendszer
→ a fémek jó áram- és hővezetők
→ szinte mind szürke színű (a delok. e⁻-ok minden energiájú fényel gerjeszthetőek), a fémrács tömör volta miatt csillognak

b) A fémek csoportosítása

- szín: szürkék és csillognak
kiv: Au, Cu és néhány színes ötvözet: bronz: Sn/Cu, sárgaréz: Cu/Zn.
- ρ : könnyűfém $< 5 \text{ g/cm}^3 \leq$ nehézfém
↓ ↓
pl. alkálifémek, Al, Ti Fe, Cu, Sn, Pb, Hg
- Op. 25 °C-on folyadék: Hg, Ga, Fr
alkálifémek kb. 100 °C
Fe kb. 1500 °C
W kb. 3400 °C
- megmunkálhatóság: a fémrács fajtájától függ, két szempont:
puha-kemény
rideg-alakítható

c) A fémek reakciói oxigénnel

- alkálifémek: nagy reakciókészség → a levegőn maguktól eloxidálódnak
 $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ szabályosan ég
 $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ Na-peroxid (!)
 $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$ K-szuperoxid (!)
- Fe — lassú égés: rozsdásodás → a rozsdá keverék: FeO



azaz a rozsdá: $\text{Fe}_x\text{O}_y(\text{OH})_z$

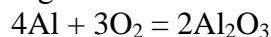
↓
lyukacsos szerkezet

↓
a levegő és a víz áthatol rajta

↓
nem védi meg a fémét

Fe (finom por) — gyors égés: csillagszóró: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

- Al: reakciólépes → rögtön oxidálódik



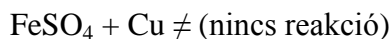
↓
tömör, egybefüggő, védő oxidréteg

↓
megvédi a fémét

- Mg: szintén védő oxidréteg

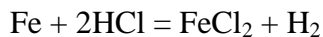
d) Fémek reakciója más fémek ionjaival

- jellemerősségi sor / feszültségi sor / redukálósor
← irányba egyre nagyobb redukáló képesség
K Ca Mg Al Zn Fe Sn **H** Cu Hg Ag Au
- a nagyobb redukálóképességű („baloldali”) fém képes redukálni a kisebb redukálóképességű fém ionját
- például:
 $\text{HgCl}_2 + \text{Cu} = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$ / ugyanez ionegyenlettel: $\text{Hg}^{2+} + \text{Cu} = \text{Hg} + \text{Cu}^{2+}$
(higanybevonat: réztartalmú fémpénz „beezüstözése”, párhuzamosan az oldat a Cu(II)-ionoktól megkékül)

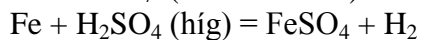
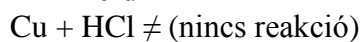


e) Fémek oldódása savakban

- hidrogénfejlődés
a redukálósorba besorolható a fémionok közé a hidrogén ionja, a H^+ is
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$



↓
zöld



- tömény kénsav $\rightarrow \text{SO}_2$
Fe nem oldódik, H_2SO_4 hatására az Fe passzivizálódik
 $\text{Cu} + 2\text{ccH}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_2 + \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- salétromsav
tömény $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$
híg $\rightarrow \text{NO}$, esetleg kevés H_2

f) Fémek oldódása vízben:

- Na, K \rightarrow hevesen: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
- Ca \rightarrow kevésbé hevesen
(bővebben ld. később)
ezek a fémek igen reakcióképesek

ALKÁLIFÉMEK

a) Etimológia

al kili [→ „alkáli”, „kálium”] (arab) = hamu (K_2CO_3 = hamuzsír)

natrun [→ „nátrium”] (arab) = szóda (Na_2CO_3)

mumifikálás → a testek kiszáritása

b) Atomi tulajdonságok

- per. rendszerben ↓ egyre reakcióképesebbek (egyre könnyebben oxidálódnak)
- periódusos rendszerben lefele növekvő atomsugár → egyre gyengébb fémes kötés az egyre nagyobb atomok (atomtörzsek) között → csökkenő O_p
- lángfestés — végzésének klasszikus módja: H_2 -t fejlesztünk, a felszálló H_2 viszi magával az adott oldat cseppjeit

egyszerűbben: Na-/K-/Li-/Ca-/Sr-/Ba-só oldatát tartalmazó üvegből a Bunsen-égő lángjába spriccelünk.

Tapasztalat: Na → haragossárgára; K → fakóibolyára; Li → kárminvörösre; (Ca → téglavörösre; Sr → bíborvörösre; Ba és Cu → zöldre) festette a lángot.

Magyarázat: A láng hőenergiája gerjeszti a legkülső héjon lévő elektront, ezért az egy elektronehéjjal távolabb „ugrik” az atommagtól. Miközben visszaugrik az eredeti héjára, energiát sugároz ki, ezt pedig fényjelenség formájában látjuk.

c) Fizikai tulajdonságok

- fémrács → jó áram-, hővezetők
- puhák, késsel vághatóak
- szürkék → vágási felületük fémesen csillog
- levegőn (O_2) maguktól tönkremennek → kéreg (nem véd → petróleum alatt tárolni őket [Li: kicsi sűrűség → paraffinolajban])
- alacsony O_p . (~100°C)

d) Kémiai tulajdonságok

- kicsi EN, feszültségi sor bal szélén → erős redukálószer
- égésük: $4 Li + O_2 = 2 Li_2O$ (Li-oxid)
 $2 Na + O_2 = Na_2O_2$ (Na-peroxid [O_2^{2-}])
 $K + O_2 = KO_2$ (K-szuperoxid [O_2^-])
- $2 Na + Cl_2 = 2 NaCl$
- $2 Na + 2H_2O = 2 NaOH + H_2$ / $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$
NaOH → lúgos → lila ← fenolftalein)

Na + víz, K + víz — hasonlóságok, különbségek

Fém darab	Na	K	ok
Hol van?	víz felszínén		$\rho < \rho_{\text{víz}}$
Mit csinál?	futkosott		H_2 hajtja, lökdösi
Alak?	gömbölyű		megolvad (exoterm reakció)
Van-e láng?	csak hajóval*	van	K reakcióképesebb
Lángfestés?	(sárga)	fakóibolya	a H_2 meggyullad

*Na: a futkosás miatt a hő szétszóródik a víz felszínén, nem tud meggyulladni a H_2 (nincs meg a $T_{\text{gyulladás}}$) → a hajó összegyűjti a hőt

K: exotermebb reakció → hajó nélkül is elég hő, a H_2 meggyullad

e) Előfordulás: csak vegyületeikben:

NaCl (tengervíz, sóbánya), Na_2CO_3 (Hortobágy), KCl (fedősó)

f) Előállítás: olvadék- vagy oldatelektrolízis

kősó olvadékelektrolízise: $2NaCl = (\text{elektromos áram}) 2Na + Cl_2$

ALKÁLIFÉM-VEGYÜLETEK

fehér (kiv. KMnO_4), szagtalan (\leftarrow ionrács), vízben jól oldódó szilárd anyagok

a) NaCl — kősó, konyhasó

- Előfordulás: tengerekben 2,7 m/m%-ot tesz ki. Sóbányák keletkeztek a kiszáradt tengerek helyén (pl.: Salzburg, Wieliczka, Parajd, Torda)
- nélkülözhetetlen a szervezet számára (részt vesz a sejtek anyagcseréjében, ingerületi folyamatok kialakításában), orvosi gyakorlatban: fiziológiás sóoldat: 0,9 m/m% – infúzióval juttatják a vérbe.
- ételízesítés
- télen utak sózása
- vegyipari alapanyag, előállítanak belőle olvadékelektrolízissel nátriumot és klórt:
 $2\text{NaCl} = (\text{elektromos áram}) 2\text{Na} + \text{Cl}_2$
oldatelektrolízissel pedig nátrium-hidroxidot és klórt:
 $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = (\text{elektromos áram}) 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$

b) NaOH — lúgkő, marónátron

- levegőn elfolyósodik, mert H_2O -t (higroszkópos, mint a H_2SO_4) és CO_2 -t köt meg
 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
(jól záró edény kell)
- oldódása exoterm (nagy hőfelszabadulás), erős bázis, vizes oldata maró hatású:
 $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- felhasználása:
régén: szappanfőzés állati zsiradékokból
Al-gyártás
papírgyártás
a hypó NaOCl és NaOH vizes oldata

c) Na_2CO_3 — szóda, sziksó

- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$: ionrácsában vízmolekulák épülnek be az ionok közé, ún. „kristályvíz”
- vizes oldata lúgos kémhatású \rightarrow régén tisztító, zsírolószernek használták
- Hortobágy szikes talaja
- üvegyártás adalékanyaga

d) NaHCO_3 — szódabikarbóna

- vizes oldata lúgos kémhatású
- felesleges gyomorsav megkötése: $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
a kísérletben a pezsgés (gázfejlődés) a CO_2 távozását jelzi
- sütőpor — hogy felfúvódják a tészta: $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

e) NaNO_3 — chilei salétrom, puskaporba

f) NaOCl — nátrium-hipoklorit, a hypó hatóanyaga

g) Na_2SO_4 — glaubersó, hashajtó

h) Na_3PO_4 — trisó, vízlágyítás

i) KNO_3 — salétrom, puskaporba

j) K_2CO_3 — hamuzsír

k) KCl — fedősó (NaCl -tömzsök tetején), K előállítása

l) KMnO_4 — hipermangán (lila), fertőtlenítő (régén kisdetek fürdővizében)

ALKÁLIFÖLDFÉMEK

a) Atomi tulajdonságok

- II.A főcsoport → 2 külső e⁻
- $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^{-}$
- Gerjeszthetőek → lángfestés (Mg: nincs)
 - Ca: téglavörös
 - Sr: bíborvörös
 - Ba: fakózöld

b) Halmazszerkezet

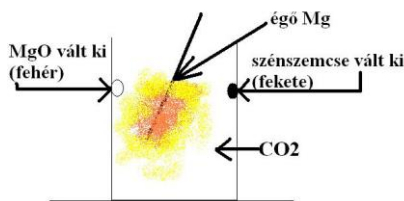
- fémrács
- megmunkálhatóság: általában rossz
- könnyűfémek, de $\rho > 1 \text{ g/cm}^3$

c) Kémiai tulajdonságaik

- Levegőn: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO}$ védő oxidréteg

$$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$$

$$\rightarrow 4\text{e}^{-} \rightarrow$$
 Felhasználás: "vaku"
- A meggyújtott Mg égését CO_2 -ben is folytatja: $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{C}$

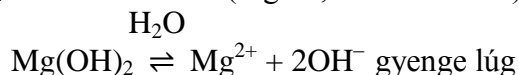


- Ca égése: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$
(CaCO_3) → a Ca levegőn hamar tönkremegy → jól záró üveg
- Ba: petróleum alatt tároljuk → ne menjen tönkre

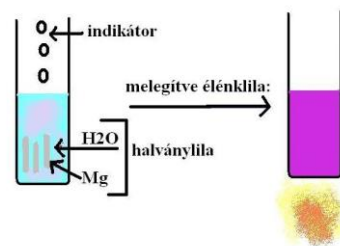
- Mg oldódása vízben: $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

$$\downarrow$$
 melegítve: lúgos

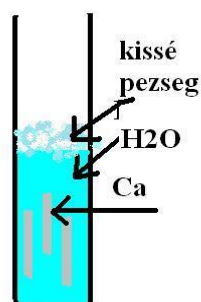
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ oldódása vízben (rögtön, csak kis része):



Az $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$ reakció nem heves, ám fenolftaleinnel kimutatható a keletkezett oldat lúgos kémhatása.



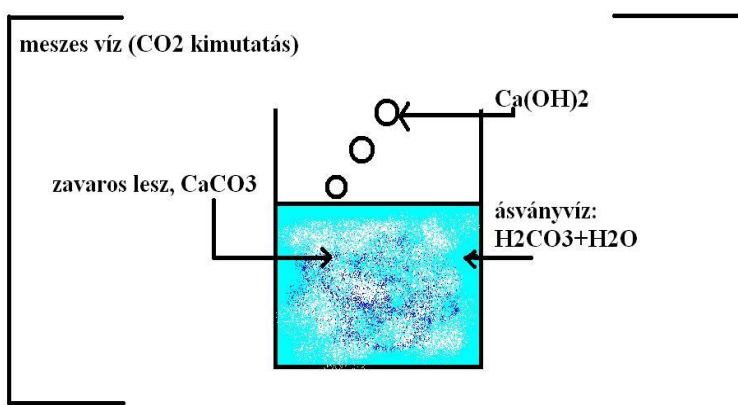
- Ca oldódása vízben: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$



- Reakciók híg savakkal:
 $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{H}_2 + \text{MgCl}_2$
 $\rightarrow 2e^- \rightarrow$
 $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$
 $\text{Mg} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = \text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2$
 ↓
 magnézium-acetát

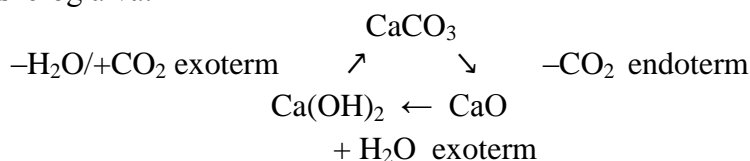
d) Alkáliföldfém-vegyületek

- CaO égetett mész
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{T}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$ mészégetés (nem égés, hanem hőbomlás)
 fehér színű, szagtalan, vízben kémiailag oldódik
- Ca(OH)₂ oltott mész: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ exoterm
 habarcs: Ca(OH)₂ + homok
 frissen meszelt fal: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ "izzadásba jön"
 ugyanez az egyenlet: CO₂ kimutatása meszes vízzel (megzavarosodik)



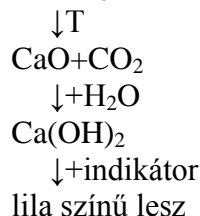
- CaCO₃: mészkő/márvány/kréta/cseppkő
 ↓
 kalcit

- összefoglalva:



kőzetvizsgálat: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (vö. CO_2 lab. eá.)

- kísérlet: tojáshéj: CaCO_3



- CaSO_4 : gipsz/ alabástrom



ionrácsba épülnek be a vízmolekulák

[hasonló: az atomrácsba: SiO_2 – kvarc + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ opál]



$$136\text{g/mol} + 36\text{g/mol} = 172\text{g/mol}$$

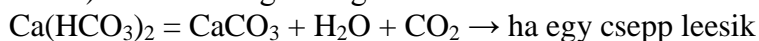
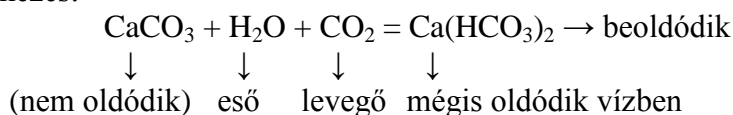
$$\frac{m}{m}\% = \frac{36}{172} * 100 = 20,9\frac{m}{m}\% \text{ a kristályvíz}$$

- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$: kalcium- hidrogén-karbonát

CO_3^{2-} karbonátion

HCO_3^- hidrogén-karbonát-ion

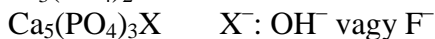
Keletkezés:



\downarrow
 ottmarad a $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ cseppkőképződés
 (álló)
 nyomáskülönbség
 (függő)

- $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ / $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$: dolomit

- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: csont



savban áztatva puhává, hajlíthatóvá válik

e) Alkáliföldfémek biológiai jelentősége

- Mg^{2+} : klorofill (zöld színanyag)
enzimek
- Ca^{2+} : csont (vér)
fog
görcsoldó, értágító
- $CaCO_3$: kagylók, csigák háza

f) Felhasználás

- Mg: ötvöző (kis sűrűség)
- Ca: cement: $CaO, SiO_2, Al_2O_3, Fe_2O_3$ -tartalmú porkeverék
 $\downarrow + H_2O$
 $Ca(OH)_2$
 $[CaCO_3] \rightarrow$ megköt

g) A vízkeménység

- vízkeménység: vízben oldott Ca^{2+} - és Mg^{2+} -sók
- baj: bab nem puhul; szappan nem habzik, vízkő
- vízlágyítás módszerei: - desztilláció
- vízlágyító szer (Na_3PO_4 / Na_2CO_3)
 $3Ca^{2+} + 2Na_3PO_4 = 6Na^+ + Ca_3(PO_4)_2$
(Na^+ oldatba megy, a Ca-foszfát csapadék)
- ioncserélő műgyanta ($Ca^{2+}, Mg^{2+} \rightarrow Na^+, H^+$)
- vízkeménység két fajtája: a) változó keménységű: forralással megszüntethető
 $Ca(HCO_3)_2 = (T) \underline{CaCO_3} + H_2O + CO_2$
 \downarrow
(vízkő a lábos falán, kazánkö)
- b) állandó keménység: forralással sem szüntethető meg

AZ ALUMÍNIUM

a) Atomi tulajdonságok

III.A főcsoport, három külső $e^- \rightarrow Al^{3+}$

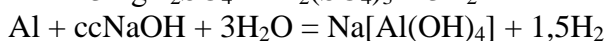
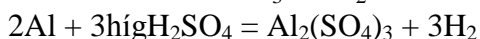
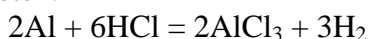
b) Fizikai tulajdonságok

puha, vágható, ezüstfehér, porrá törve szürke könnyűfém

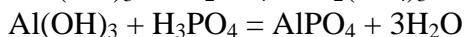
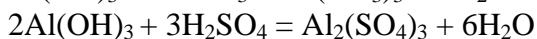
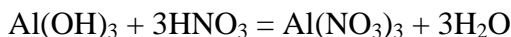
kis ρ ($\rho = 2,70 \text{ g/cm}^3$)

c) Kémiai tulajdonságok

- a levegő oxigénjével gyorsan reagál, és a felületét védő tömör alumínium-oxid (Al_2O_3) védőréteg miatt passzív: a tömény savak nem támadják meg
- amfoter jellegű, ebből következik, hogy lúgok és híg savak oldják alumínátok, illetve alumínium-sók képződése közben. Ha eltávolítjuk az oxidréteget, reagál vízzel; ekkor alumínium-hidroxid ($Al(OH)_3$) keletkezik és hidrogéngáz szabadul föl. Az alumíniumtermékeken a védő oxidréteget mesterségesen vastagítják (eloxálás). Az alumíniumedényeket nem jó súrolni, mert a védőréteg nélkül az alumínium reakcióba lép a levegő oxigénjével és víztartalmával.
- egyenletek:



Na-tetrahidroxido-aluminát(III)



d) Előfordulás

- a földkéreg harmadik leggyakoribb eleme
- reakcióképes \rightarrow kötött állapotban
- fontos összetevője az agyagásványoknak, a bauxitnak, a csillámoknak és számos közetalkotó ásványnak, az úgynevezett alumínium-szilikátoknak.
- Al-tartalmú drágakövek:
 - Korund (Al_2O_3) + „szennyezések”:
 - $Cr^{VI} \rightarrow$ rubin (galambvérvörös)
 - $Fe^{II} \rightarrow$ zafír (búzavirágkék)
 - Berill [$Be_3Al_2(SiO_3)_6$] +
 - $Cr^{III} \rightarrow$ smaragd (haragoszöld)
 - $Fe^{II} \rightarrow$ akvamarin (világoskék)
 - Topáz (Al-szilikát): többféle színű lehet
 - Türkiz (Al-ot és Cu-et tartalmaz): türkizkék

e) Előállítás

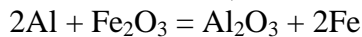
- érce: bauxit: $Al_xO_y(OH)_z$ (+ $Fe_2O_3 \rightarrow$ vörös)
- napjainkban: Bayer-eljárás (=tímföldgyártás, 1–3.) + elektrolízis
 1. lúgos földtárás: bauxit+NaOH-oldat \rightarrow leszűrik, \rightarrow Na[Al(OH)₄]-oldat + vörösiszap
 2. kikeverés: Na[Al(OH)₄]-oldat \rightarrow hígítás, szűrés,
 \rightarrow Na[Al(OH)₄] = Al(OH)₃ + NaOH
 3. kalcinálás: Al(OH)₃ \rightarrow hevítés \rightarrow $2Al(OH)_3 = 3H_2O + Al_2O_3$
 4. elektrolízis: $2Al_2O_3$ (olvadék) $\xrightarrow{\text{elektromos áram}}$ $4Al + 3O_2$

f) Felhasználása

- ötvözetek formájában repülő, autók gyártására (kis ρ)
- csomagolóanyag (alufólia, üdítős dobozok), huzal, útjelző tábla
- redukálószerként fémek előállítására (pl. termitreakcióval vas sínek hegesztésekor)
- korund (Al_2O_3): csiszolópapírban
- timsó ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$): borotválkozás, pácolás

g) Kísérlet: Termitreakció

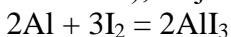
A vasháromlábra helyezünk egy cserépet (a cserép alján lyuk van). A cserépbe helyezzük az $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3$ keveréket, amely egy konzervdobozban van. A gyújtókeveréket ($\text{Fe}|\text{KMnO}_4|\text{Mg}$) is betesszük. A kilógó Mg szalagot meggyújtjuk. \rightarrow beindul a reakció, az Al redukálja a Fe_2O_3 -ot:



A kísérlet nagy hő- és fényjelenséggel jár \rightarrow exoterm. A keletkezett izzó vas kilyukasztja a konzervdobozt és lefolyik.

h) Kísérlet: Alumínium + jód

Összekeverünk egy kevés finoman elporított jód- és alumíniumport. Kis mélyedést készítünk a tetejére a kanállal. 2-3 csepp vizet csepegtetünk a mélyedésbe (katalizátorként). Miután beindul a reakció, lila füst jelenik meg (a felesleges jód a hő hatására szublimál), majd felizzik az egész keverék: sárgán, vörösen világít.



i) Alumínium-klorid oldat + NaOH-oldat (először csapadék, majd annak oldódása)

AlCl_3 -oldathoz hozzáadunk NaOH-oldatot ($\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaCl} + \underline{\text{Al}(\text{OH})_3}$), majd a fehér csapadékot tartalmazó oldathoz még több NaOH-t/HCl-t adunk.

Tapasztalat: Mindkét esetben színtelenné válik az oldat.

Magyarázat: Ha NaOH-t adunk hozzá, akkor $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ keletkezik $\{\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]\}$, ha pedig HCl-t $\{\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}\}$, akkor vízben oldódó AlCl_3 .

AZ ÓN

IV.A \rightarrow Sn^{2+} vagy Sn^{4+}

a) Fizikai tulajdonságok: 3 allotróp módosulat: szürke ón (atomrácsos): $< 13^\circ\text{C}$ stabil
 $13^\circ\text{C} <$ fehér ón (fémrácsos): $< 161^\circ\text{C}$
 $161^\circ\text{C} <$ rombos ón

ÓNPESTIS: hidegben ($< 13^\circ\text{C}$) elég, ha egyetlen szürke ón kristály a fehér ón tárgynak ütközik \rightarrow a tárgy szürke ónná alakul, elporlad

1. orgonasíp Sn-tartalma \rightarrow középkorban a karzat fűtése
2. 1812 Napóleon \rightarrow Oroszország \rightarrow hideg, óngombok
3. 1912 Robert Scott \rightarrow Déli-sark \rightarrow ónforrasz a petróleumtartályon

b) Fizikai tulajdonságok

nagy ρ \rightarrow nehézfém \rightarrow ionja mérgező
alacsony Op.

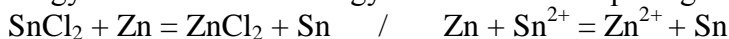
c) Kémiai tulajdonságok

égése: $\text{Sn} + \text{O}_2 = \text{SnO}_2$ (az ón érce az SnO_2 , a kassziterit = ónkő)
kísérlet: ónsün

SnCl_2 -oldatba Zn-darabot lógatunk.

Tapasztalat: Egy idő után a Zn-darabon Sn-tüskék jelennek meg.

Magyarázat: Az Sn-nak nagyobb a redukáló képessége.



d) Felhasználás

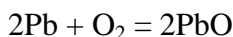
- ablaküveg előállítására folyékony ónon
- forrasztóón (Sn/Pb-ötvözet)
- bronz (Cu/Sn-ötvözet)
- sztaniolpapír = Sn-fólia
- régen konzervdoboz (mindenféle gyíkhús☺)
- fehérbádóg = vastárgyon lévő ónbevonat

AZ ÓLOM

a) Fizikai tul.

- szürke, nagy sűrűségű, alacsony Op.
- puha \rightarrow papíron nyomot hagy \rightarrow plajbász = ólomceruza

b) Kémiai tul.



c) Felhasználás

- írás
- ólomköpeny \rightarrow sugárzás (pl. röntgen) ellen
- ρ \rightarrow horgászhorog, puszkagolyó
- forrasztóón (fent)
- betűfém
- ólomakkumulátor (Pb, PbO_2 , H_2SO_4)
- ókori római vezetékcsonkok \rightarrow $\text{Pb} + 2\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Pb}(\text{HCO}_3)_2 + \text{H}_2$
- minium (Pb_3O_4): vörös \rightarrow 1) kerítésfestés, 2) „fűszerpaprika” (mérgező!), 3) ókori Egyiptom \rightarrow kozmetikumok készítése
- régen: Pb-tartalmú adalékanyag benzinbe

A VAS

a) Atomi tulajdonságok:

- VIII.B, Fe^{2+} vagy Fe^{3+}

b) Fizikai tulajdonságok:

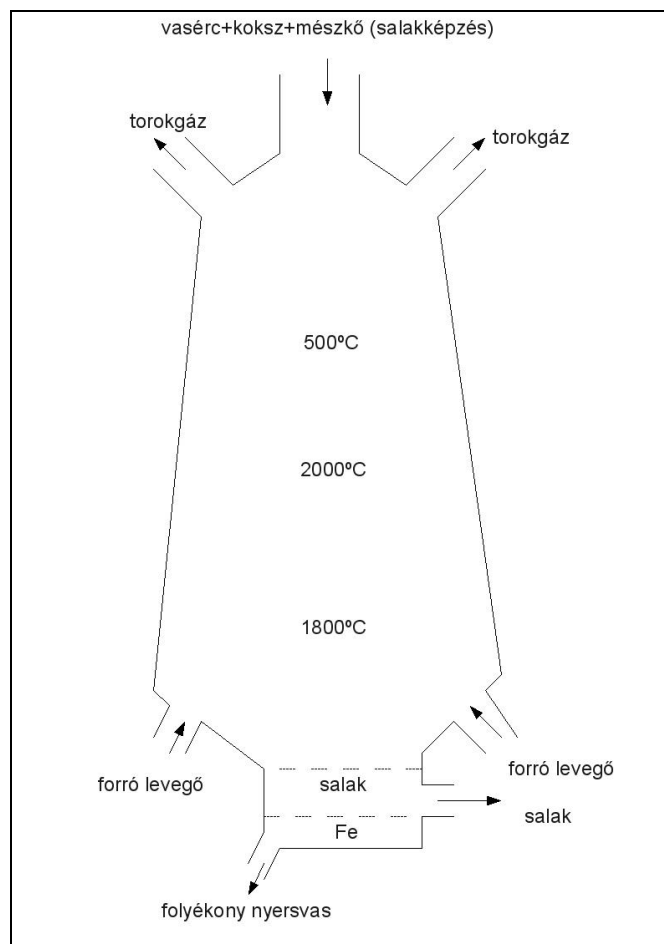
- szürke, szagtalan, szilárd nehézfém
- közép magas Op. (kb. $1500\text{ }^{\circ}\text{C}$)
- jó áram és hővezető
- mágnesezhető
- megmunkálhatósága függ:
 - 1) széntartalom: öntöttvas: 3,5–4% — rideg
acél: 0,5–1,7%-ig — jól megmunkálható
kovácsvas: <0,5% — túl puha
 - 2) az ötvözőelemek (pl. króm, nikkel) arányától
 - 3) T

c) Kémiai tulajdonságok:

- égés – gyors: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ (csillagszóró)
– lassú: $\text{Fe}_x\text{O}_y(\text{OH})_z(\text{CO}_3)_w$ (rozsdásodás → laza oxidréteg, nem véd)
- $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ (vas(III)-klorid, vörös)
- $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ (vas(II)-klorid, zöld)
- $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (vasgálicoldat + NaOH-oldat)
↓ ↓
vasgálic zöld → rázás: $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ → barna
magyarázat: az Fe^{2+} -iont a levegő oxigénje is oxidálja
- $\text{FeC}_2\text{O}_4 = \text{Fe} + 2\text{CO}_2$ (a sárga vas(II)-oxalát hőbomlása)
↓
finom eloszlású, pirofóros (öngyulladó) vas → a kémcsőből kiszórva felizzik (elég)
a kémcső alján nem gyullad meg mert a CO_2 miatt nem érintkezik O_2 -nel
- $\text{Fe} + \text{híg H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
- az Fe cc H_2SO_4 -val és HNO_3 -mal nem lép reakcióba → passzíválják a vasat

d) Előfordulás:

- elemi állapot: ritka (meteor-beesapódás → Tutanhamon kése)
- kötött állapot: 4 érc: mágnesvasérc (Fe_3O_4)
vörösvasérc (Fe_2O_3)
barnavasérc ($\text{FeO}(\text{OH})$)
vaspát (FeCO_3)
+ pirit = bolondok aranya (FeS_2)
- élő szervezet (biológiai jelentőség): hemoglobin (vér vörös színe)
raktár: máj
sejtlégzés, a sejtek E-termelése



e) Előállítás: NAGYOLVASZTÓ

- BE: vasérc, koksz, mészke, levegő
- KI: nyersvas, salak, torokgáz
torokgáz: CO, CO₂, N₂, SO₂ — mérgező, elégetik (CO) → levegő előmelegítése
salak: folyékony, a szennyeződésekkel magába foglalja
szerepe: megvédi a nyersvasat a visszaoxidálódástól (forró lev. befújása!)
focipálya
- egyenletek:
 1. $C + O_2 = CO_2$ exoterm
 2. $CO_2 + C = 2CO$ endoterm
 3. $Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO$ endoterm
 4. $Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$ exoterm

f) Felhasználás:

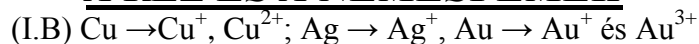
gépipar, járművek, hidak, vasbeton, építőelem

g) Acélgártás

cél: a nyersvas túl magas C-tartalmának csökkentése

- 1. Siemens-Martin-eljárás (XIX. sz.)
nyersvas széntartalma + rozsdá oxigén tartalma = Fe + CO₂
(rozsdá újrahasznosítása!)
- 2. LD-konverter (Linz-Donawitz): oxigén (óvatos) átfúvatásával égetik ki a szenet

A RÉZ ÉS A NEMESFÉMEK



a) A réz

- fizikai tul.
szagtalan
szilárd
nehézfém
vörös
jól megmunkálható
közepes Op.
jó áram- és hővezető (villamosok felsővezetékei)
- kémiai tul.
levegőn $T_{\text{szoba}} \neq$
ha sokáig áll + nedvesség \rightarrow patina = zöldeskék bevonat
 $T_{\text{magas}} =$ elégethető $\rightarrow 2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ (fekete)
 $\text{Cu} + \text{HCl} \neq$
 $\text{Cu} + 2\text{CH}_3\text{COOH} + 1/2\text{O}_2 = \text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O}$ (rézkanál az ecetes uborkában)
 $\text{Cu} + 2\text{cH}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu} + 4\text{ccHNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (zöldeskék) $+ 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- jelentősége
bronz (Sn/Cu), sárgarézt (Zn/Cu)
bordói lés (CuSO₄ + Ca(OH)₂-oldat) — szőlőperonoszpóra
puhatestűek vére a hemocianintól (mint a hemoglobin, csak Fe helyett Cu) kék
nehézfém \rightarrow ionja mérgező

b) Az ezüst

- Fizikai, kémiai tulajdonságok
ezüst szín, csillogó felület, közepesen magas Op.
könnyen megmunkálható, nehézfém, jó hő-, áramvezető
kis reakciókészség
egy idő után megfeketedik (H₂S-tartalmú levegőben felszínén ezüst-szulfid [Ag₂S] keletkezik)
- Természetben való előfordulás
Ag₂S: ezüst-szulfid / argentit)
elemi állapotban is
- Felhasználás
fényképészet, ékszerek, dísz tárgyak, tükrök
- AgNO₃: vízben jól oldódik, színtelen kristályos, vizes oldata jó fertőtlenítőszer (pokolkó — a lepra kezelése)
- AgBr (fényérzékeny, vízben nem oldódik) — a fényképezés folyamata
Szükséges: film (AgBr-t tartalmaz) \leftarrow műanyag szalagra zselatin, ebben van az AgBr
I.) Megvilágítás/exponálás: $2 \text{AgBr} \rightarrow (\text{fény}) 2 \text{Ag} + \text{Br}_2$; világos felületről több fény érkezik a filmre \rightarrow több ezüst válik ki (redukálódik); rövid ideig tart (kevés AgBr bomlik el)
II.) Előhívás: a filmet redukálószerrel kezelik \rightarrow az ott folytatja a redukciót, ahol az exponálás során a fény már elbontotta az AgBr egy részét; a filmen a kép láthatóvá válik (eredetileg világos helyek sötétek és fordítva \rightarrow „negatív”)
III.) Rögzítés/fixálás: az előhívott képet fixíró (Na₂S₂O₃) oldatába teszik \rightarrow leoldja a bomlatlanul maradt AgBr szemcséket, így a film már nem lesz fényérzékeny; vizes öblítés + szárítás \rightarrow *negatív kép*

IV.) negatív kép átvilágítása → alatta fényérzékeny fotópapír → hasonló reakció (és folyamat: előhívás, fixálás, mosás, szárítás) → *pozitív kép*

c) Az arany

- sárga színű, csillogó, közepesen magas op., fp., könnyen megmunkálható nehézfém, hőt és elektromos áramot jól vezet, CSAK a királyvíz oldja (tömény sósav és tömény salétromsav 3:1 térfogatarányú keveréke)
- Előfordulás: CSAK elemi állapotban: hegyvidéki patakok, folyók hordaléka, más anyagok kísérője
- Felhasználás: régen pénzérmék, ma ékszerek készítése → könnyen deformálódik → ötvözetek: *vörösarany* (réz + arany), *fehérsarany* (arany + palládium) → aranytartalom: karát = 24 tömegrész aranyötvezt hány tömegrész aranyat tartalmaz (tisztá arany 24 karátos)

A CINKCSOPORT (II.B)

a) A cink

- szürke színű, alacsony Op., rideg fém, felületét *védő* oxidréteg borítja → nem oxidálódik tovább
- Fontosabb reakciók
 $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \rightarrow$ hidrogén laboratóriumi előállítás
 $Zn + Pb(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Pb \rightarrow$ ónsün
- Előfordulás
elemi állapotban nem fordul elő a természetben → szfalerit = ZnS
- Felhasználás
ötvözés (pl. sárgaréz: Cu/Zn), korrózióvédelem (horganyzott bádóg), szárazelemgyártás (pl. ceruzaelem)
vízben oldódó vegyületei erősen mérgezőek!!! → kifogyott szárazelem → elemgyűjtőbe

b) A higany (neve latinul *hydrargyrum* = vízezüst)

- ezüstszerű, csillogó, szobahőmérsékleten cseppfolyós, nagy sűrűségű fém
- reakciói:
nem oxidálódik
 $Hg + HCl \neq$
tömény oxidáló savak (H_2SO_4 , HNO_3) oldják
 $Hg + S \neq$ (eltört lázmérő: hogy a Hg ne párologjon; HgS NEM keletkezik)
 $Cu + HgCl_2 = CuCl_2 + Hg$ (redukálósor...)
érce: cinnabarit: HgS, vörös festék
eá.: pörköléssel: $HgS + O_2 = Hg + SO_2$
- Felhasználás
hőmérők, lázmérők töltőanyaga (hőmérséklettel egyenletesen változik a térfogata)
gőzei mérgezők!!! → eltört lázmérő: kénpor (hogy ne párologjon)
ötvözetek: *amalgámok* (ezüstöt és kadmiumot tartalmazó amalgámok: fogtömés);
vassal nem képez amalgámot → vastartály
higanygőzlámpákban: a gerjesztett higanygőz: elektromos áramot nagy hatásfokkal alakítja fényenergiává