KEGLEVICH KRISTÓF

KIHERÉLT KÉMIA I.
9. osztály

— kézirat gyanánt —

Budapest–Józsefváros, 2020

Budapesti Fazekas Mihály
Gyakorló Általános Iskola
és Gimnázium

A NAT 2020 előtti, eredeti kézirat készítésében
CSELLÁR LILLA (2015D), GAZDA BELLA (2013B), FEKSZI FRUZSINA (2015D),
IVÁNYI BLANKA (2015D), KHAYOUTI SÁRA (2015C), KOCSI ÁDÁM (2015D), KŐRÖSI PÉTER (2015D),
MARCHHART LILI (2013B) és NÉMETH KLÁRA ANNA (2014D) működött közre,

alapul VILLÁNYI ATTILA: *Kémia 9*. (Bp., Műszaki, 2009.[8]) és RÓZSAHEGYI MÁRTA–SIPOSNÉ KEDVES ÉVA–HORVÁTH BALÁZS: *Kémia 11–12*. (Szeged, Mozaik, 2010.) című könyve szolgált.

Ha valaki a természettudományos oktatás trianonja (2020) után is érdeklődik a hagyományos (felvételi) kémia tananyag iránt, érdemes valamelyik régebbi tankönyvet *vagy az* Általános kémia. 9. osztály *c. fazekasos jegyzetet tanulmányoznia.*

A címlap SZEPESSY HAJNALKA (2021A) munkája.

ATOMSZERKEZET

1. Anyagok csoportosítása megjelenési formájuk szerint

a) korpuszkuláris (részecsketermészetű) – nem folytonos

b) mezőtermészetű anyag (nem részecskékből áll) – folytonos

- gravitációs / mágneses / elektromos mező

2. Ókor

a) DÉMOKRITOSZ (Kr. e. 400 körül) → atomelmélet

- az összes atom azonos anyagú
- eltérő nagyságúak és alakúak (ezért más színű, tapintású, kinézetű az anyag)
- atomok között vákuum (légüres tér)

b) ARISZTOTELÉSZ (Kr. e. 350 körül)

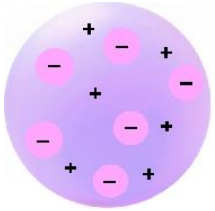
- vákuum nem lehet *(horror vacui)* → más elmélet kell
- 4 őselem: tűz, víz, föld, levegő → ebből tevődik össze minden anyag, csak más-más arányban
  → alkímia (a vasból úgy lehet aranyat csinálni, ha az arányokon változtatunk valahogy)
  └ középkor

3. JOHN DALTON (1808): atomelmélet feleleventése

- *atom:* az anyag legkisebb, kémiai módszerekkel tovább nem bontható része

4. JOSEPH JOHN THOMSON (1897)

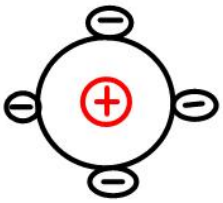
- e^- felfedezése
- Thomson-modell: *„mazsolás puding”:* a pozitív kocsonyában elszórtan helyezkednek el a ⊖ töltésű e^--ok



5. ERNEST RUTHERFORD (1911)

- atommag felfedezése
- *„bolygómodell”*

  hibája: az e^- beleesnék az atommagba,
  hiszen az eltérő töltések vonzzák egymást



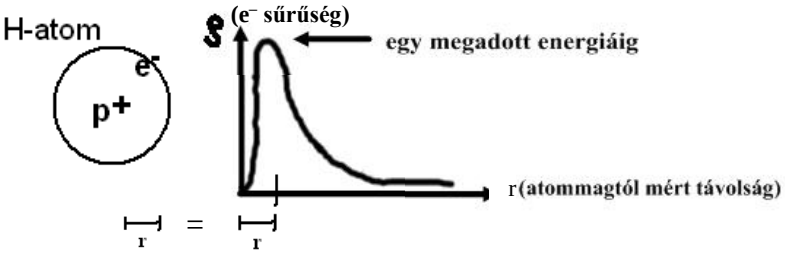
6. NIELS BOHR (1913)

- *„vöröshagymamodell”* → elektronhéjak
- ARNOLD SOMMERFELD (1920): feltételezte, hogy ellipszispályán is mozoghatnak az e^--ok

7. Kvantummechanikai atommodell (1920’)

WERNER HEISENBERG, ERWIN SCHRÖDINGER

- az e^- nem csak részecske, hanem hullám is
  → az e^- atombeli helye pontosan nem határozható meg, csak tartózkodási valószínűsége



- gömbszimmetrikus e^--felhő
- *atompálya:* az a térrész az atomon belül (de az atommagon kívül), amelyben az e^- 90%-os valószínűséggel tartózkodik

FONTOS FOGALMAK

1. Részecsketulajdonságok

a) elemi részecske: pl. e^-, p^+, n^o, foton…

b) kémiai részecske: atom, ion, molekula, gyök

c) nukleon: magban lévő (nehéz) részecskék: p^+, n^o
└ a *magerők* tartják össze: töltésfüggetlenek (legyőzik a $p^+ \leftrightarrow p^+$ taszítást)
igen erősek
kis hatótávolságúak

d) rendszám (Z): p^+-szám = e^--szám (semleges atomban)

e) tömegszám (A): p^+-ok és n^o-ok együttes száma

$^{31}_{15}P$ 15 p^+, 15 e^-, 16 n^o

f) izotópok: azonos protonszámú, de eltérő neutronszámú atomok

- nevezetes: hidrogén: prócium = $^{1}_{1}H$; deutérium = $^{2}_{1}H$; trícium = $^{3}_{1}H$ — radioaktív
  └ nehézvíz (D_2O): atomreaktorban moderátor
  (hasító neutronok lefékezése)

klór: ^{35}Cl (75%), ^{37}Cl (25%) → $A_R(Cl) = 0{,}75 \cdot 35 + 0{,}25 \cdot 37 = 35{,}5$

- *izotóptiszta elemek:* a természetben csak egyféle atomjuk fordul elő, pl. F, Na, Al, P, Co, Au

2. Halmaztulajdonságok

a) elem: azonos rendszámú atomok halmaza

b) N: részecskeszám (mértékegysége: db), *n*: anyagmennyiség (mértékegysége: mol)

c) $\underline{N_A}$: Avogadro-szám = $6 \cdot 10^{23}$ 1/mol

d) relatív atomtömeg (A_R): megmutatja, hogy adott elem atomjának tömege hányszor nagyobb a ^{12}C-izotóp tömegének az 1/12-ed részénél, nincs mértékegysége

e) 1 mol = $6 \cdot 10^{23}$ db

f) moláris atomtömeg (M) = 1 mol anyag tömege /
a tömeg és az anyagmennyiség hányadosa: $M = \frac{m}{n}$, $[M] = \frac{g}{mol}$

RADIOAKTIVITÁS

1. Fogalma és fajtái

radioaktív (sugárzó) atom: olyan atom, melynek atommagja instabil → magától elbomlik

a) α-sugárzás

$^{238}U \rightarrow {}^{234}Th + {}^{4}He^{2+} + 2e^{-} + \gamma$

└ instabilitás oka: nagy Z → túl sok p^{+}

a tömegszám 4-gyel, a rendszám 2-vel csökken (igen gyakran a leánymag β-bomlása követi!)

└ bomlási sorok

α-sugárzás – He-atommagokból áll
– kis áthatolóképesség (levegőben néhány cm)
– az α-sugárzó anyag lenyelve / belélegezve igen veszélyes

b) β^{-}-sugárzás

$^{3}T \rightarrow {}^{3}He^{+} + e^{-} + \bar{\nu} + \gamma$

$^{14}C \rightarrow {}^{14}N^{+} + e^{-} + \bar{\nu} + \gamma$

└ instabilitás oka: n^{o}/p^{+} arány túl nagy (rút kiskacsa) – ált. kis rendszám

$n^{0} \rightarrow p^{+} + e^{-} + \bar{\nu}$

a tömegszám változatlan, a rendszám 1-gyel nő

β-sugárzás – e^{-}-okból áll
– közepes áthatolóképesség (levegőben néhány m)

c) γ-sugárzás – az α- és a β-sugárzást kíséri
– nagy *E*-jú fotonok
– legnagyobb áthatolóképesség; pl. az ólom elnyeli

2. Felfedezése: uránsók képe a fölbontatlan, mégis előhívott fotólemezen → HENRI BECQUEREL (1896)

1903: BECQUEREL, PIERRE CURIE, MARIE SKŁODOWSKA / CURIE – fizikai Nobel-díj

└ 1911 – kémiai Nobel-díj ← Ra, Po fölfedezése

└ †1934, fehérvérűség = leukémia

ILLYÉS GYULA följegyzése → a CURIE házaspár párizsi sírja sugárzott

1995 óta a párizsi Pantheonban nyugszanak (ólomkoporsóban)

3. Jelentősége

a) radiokarbon kormeghatározás

- 1960: WILLARD FRANK LIBBY (amerikai kémikus) – Nobel-díj
- minden élő szervezet tartalmaz a ^{12}C mellett ^{14}C-atomokat is
  † után a ^{14}C sugárzása csökken
  → az eredetitől való eltérés alapján számítható, mikor következett be a †

b) izotópos nyomjelzés

- 1943: HEVESY GYÖRGY (növények és állatok anyagcsere-folyamatainak vizsgálata)
  → Nobel-díj
- pl. ^{131}I: (szájon át) pajzsmirigy jódforgalma – orvosi diagnosztika
  ^{82}Br: Baradla (1986. ápr.) — izotópos karsztvíz nyomjelzés

c) radioaktív izotópok a gyógyászatban

^{60}Co → precízen irányított γ -sugárzása elpusztítja a test belsejében lévő rákos daganatokat

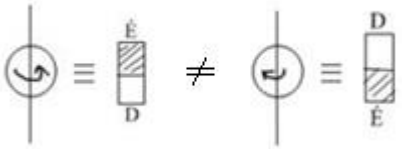
d) atomenergia

- atombomba: 1945. aug. 6. – Hirosima: ^{235}U; 1945. aug. 9. – Nagaszaki: ^{239}Pu
- atomerőmű

AZ ELEKTRONFELHŐ

1. Spin: az e^- mágneses nyomatéka

- az e^- töltéssel rendelkező részecske, forog
  → mágneses teret kelt: „pörgő tekegolyó”
- csak szabad e^- spinje mérhető
  → két ellentétes spinű e^- *elektronpár*t képez



2. Felépítése

- e^- héj: az atommagtól azonos távolságra lévő elektronok
- alhéj: az atommagtól azonos távolságra lévő, ugyanolyan alakú atompályákon keringő elektronok
- atompálya

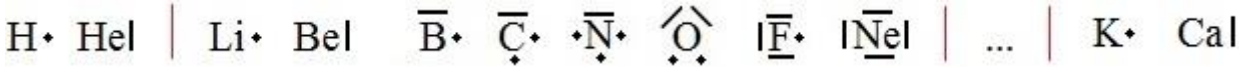
3. Kiépülése

← energiaminimum elve
atommaghoz közel
egyszerű alakú atompálya } e^- alacsony *E*-ja

← egy atompályán max. 2, ellentétes spinű e^- lehet *(Pauli-elv)*

← az e^--ok azonos energiájú pályákon lehetőleg párosítatlanul helyezkednek el *(Hund-szabály)*

Szabályszerűség: az *n*-edik héjon max. $2n^2$ e^- lehet!



- a kémiai viselkedés szempontjából csak a vegyértékelektronhéj (a külső héj) számít!

4. Fogalmak

a) vegyértékelektron: azon elektronok, melyek a kémiai reakcióban részt vesznek, illetve befolyásolják a képződő részecskék tulajdonságait

→ nem lépett reakcióba, de miatta V alakú a vízmolekula
→ reakcióba lépett → kovalens kötést alkot

b) nemesgázszerkezet:

- ha a részecskének 1 e^--héja van: 2 külső e^- (He, H^-, Li^+)
  több 8 külső e^- (többi nemesgáz atomja, Cl^-, S^{2-}, K^+ …)
- He, Ne: teljesen zárt elektronszerkezet → nincs vegyületük
- Ar-tól: nem teljesen zárt e^--szerkezet
  (külső héjuk nem telített, pl. az Ar 3. héján 18 e^- lehetne, de csak 8 van) → lehet vegyületük
  pl. XeF_2, XeF_4

c) alapállapotú atom:

- a lehető legkisebb energiájú atom
- az e^--ok a lehető legalacsonyabb energiájú atompályákon

d) gerjesztett állapot(ok):

- egy vagy több e^- *E* befektetése árán távolabb kerül az atommagtól, mint alapállapotban
- lángfestés
- mesterséges állapot, csak addig tart, ameddig az energiaközlés

A PERIÓDUSOS RENDSZER

DIMITRIJ IVANOVICS MENGYELEJEV, 1869 – LOTHAR MEYER, 1870
└ az elemek hasonló kémiai viselkedése alapján
└ anyagszerkezeti ok: egy csoportba az azonos vegyértéke⁻-szerk. atomok kerültek

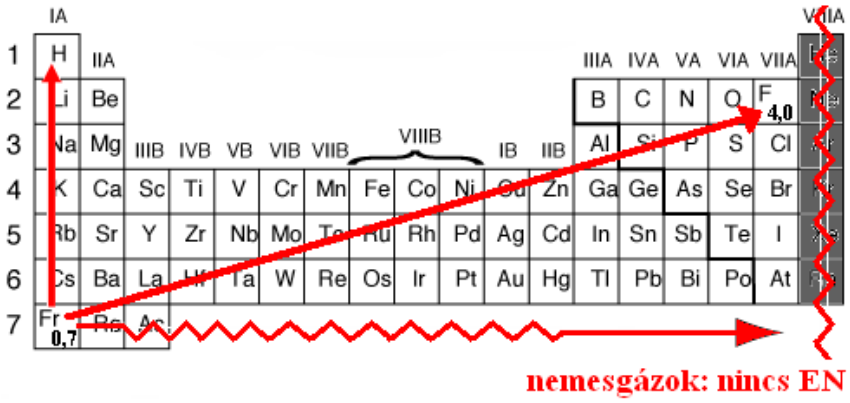
függőleges / vízszintes *rokonság*
↓ ↓
ez az általánosan jellemző — VIII. B f-mező

elemek periódusos rendszere – fizikai tulajdonságok
atomok periódusos rendszere – az atomok részecsketulajdonságai (növekvő rendszám szerint)

tendenciák

- atomsugár: perióduson belül balról jobbra csökken
  ← növekvő magvonzás
  ← (az e^--ok növekvő taszításának gyengébb a hatása)
  fő- és mellékcsoporton belül lefelé nő
  ← egyre több e^--héj

- elektronegativitás *(EN)* = az atomnak az a hajlama, hogy a kémiai kötésben milyen mértékben vonzza magához a kötő e^--okat
  perióduson belül balról jobbra nő a halogénekig (VIII.A: Ø)
  főcsoporton belül fentről lefelé csökken (d-mező: számos szabálytalanság van)



két alappont: EN(F) = 4,0
EN(Fr) = 0,7

↑ *részecsketulajdonságok*

↓ *fizikai tulajdonságok*

- *M:* többnyire növekszik a Z-mal
  kiv: Ar/K
  Co/Ni
  Te/I
  Th/Pa
  ← elemek: izotópatomok keverékei

- *ρ:* fő- és mellékcsoporton belül lefelé többnyire nő
  perióduson belül többnyire a d-mező közepéig nő, utána csökken
  └ *ρ*-rekorder: Os – 22,5 g/cm^3

IONOK

= vándor (gör),[*] vö. jón törzs / oszlopfő

1. Kation: pozitív töltésű ion

- I–III.A (kiv. B), d- és f-mező, p-mező fémes elemeiből (Al, Sb, Pb)
- képződése: endoterm

  $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$ $\Delta E = E_i > 0$ kJ/mol

  (első) *ionizációs energia* [kJ/mol]

- $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

  $Sc \rightarrow Sc^{3+} + 3e^-$

  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

  $Cu \rightarrow Cu^+ + e^- \longrightarrow$ réz(I)-ion

  $\rightarrow Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow$ réz(II)-ion

  réz(I)-oxid: Cu_2O, réz(II)-oxid: CuO

  a névben az I) és a II) az ion töltésszámára utal!

  $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$

2. Anion: negatív töltésű ion

- VI–VII.A
- képződése: ált. exoterm (olykor endoterm – pl. nemesgázok, alkáliföldfémek)

  $Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$ $E_a < 0$ kJ/mol

  elektronaffinitás [kJ/mol]

- $Br + e^- \rightarrow Br^-$

  $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$

  $S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$

  └ szulfidion

3. Ionsugár

- $r(Na^+) < r(Na)$

  2 e^--héj 3 e^--héj

  $r(Fe^{3+}) < r(Fe^{2+}) < r(Fe)$

  kevesebb e^-, ugyanannyi p^+ } → összehúzza → a kation mindig kisebb annál az atomnál, amelyből képződött

  $r(Cl^-) > r(Cl)$

  több e^-, ugyanannyi p^+ } → megnő → az anion mindig nagyobb annál az atomnál, amelyből képződött

- $m(Cl^-) \gtrapprox m(Cl)$

  $m(Na^+) \lessapprox m(Na)$

4. Ionok keletkezése ← ha a két szóban forgó atom *EN*-ának különbsége nagy

ΔEN nagy → ionos kötés – pl. NaCl [*EN*(Na) = 0,9; *EN*(Cl) = 3,5]

ΔEN kicsi → kovalens kötés – pl. HCl, CCl_4 [*EN*(H) = 2,1; *EN*(C) = 2,5, *EN*(Cl) = 3,5]

---

[*] Tudniillik az ionvegyületek vizes oldatában, illetve olvadékában a *vándorló* ionok szállítják az elektromos töltést. Az ionok létezését oldatuk elektromos vezetéséből kiindulva, az elektron felfedezése előtt SVANTE ARRHENIUS svéd vegyész tételezte fel 1883-ban (elektrolitos disszociáció elmélete), amiért 1903-ban Nobel-díjat kapott.

A KOVALENS KÖTÉS

1. Fogalmak

- *kovalens kötés:* közös, kötő e^--párral megvalósuló, erős, elsőrendű kémiai kötés
- *kötő e^--pár:* olyan e^--pár, mely 2 atommag vonzásában áll
- *nemkötő e^--pár:* olyan e^--pár, mely 1 atommag vonzásában áll
- *delokalizált e^-:* olyan e^-, mely 2-nél több atommag vonzása alatt áll (helyhez nem kötött)

O_3 (ózon):

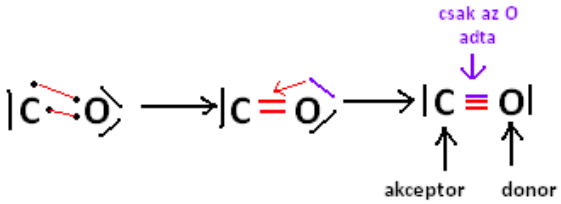
└ 3 atommagon delokalizálódnak a nemkötő e^--párok és a második kötések

fémek: a fémrácsban a delokalizált e^--ok végtelenül sok atommaghoz tartoznak

2. Jellemzése

a) fajtái létrejötte szerint

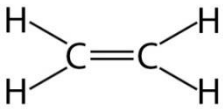
- *kolligatív:* két atomtól származik a kötő e^--pár (pl. H–Cl közti kötés)
- *datív:* a kötő e^--párt csak az egyik atom adja

pl. 

továbbá: H_3O^+, NH_4^+

b) csoportosítás a kötő e^--párok száma szerint

- egyszeres: pl. Br_2, C_2H_6 (etán)
- többszörös: pl. C_2H_4, C_2H_2



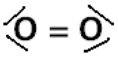
etén = etilén
– színtelen gáz
– növényi növekedési hormon
(érett banán szaga)

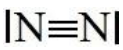
etin = acetilén
– színtelen, szagtalan gáz
– karbidlámpa

c) *kötéspolaritás:* a kötő e^--pár középütt van-e az alkotó atomok között?

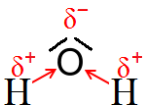
az alkotó atomok *EN*-a

egyenlő
→ középütt van → *apoláros kötés*
az elemmolekulákban





nem egyenlő
→ a nagyobb EN-ú atom felé el van tolódva
→ *poláros kötés* (különböző atomok között)
pl.

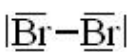


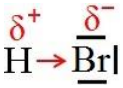
EN(O) > *EN*(H)
3,5 2,1

d) kötésfelszakítási energia

← nagyobb többszörös kötés esetén
pl. $E_k(Br_2)$ = 199 kJ/mol < $E_k(O_2)$ = 500 kJ/mol < $E_k(N_2)$ = 950 kJ/mol

← kisebb rövidebb kötéshossz esetén
pl. $E_k(Br_2)$ = 199 kJ/mol < $E_k(HBr)$ = 366 kJ/mol





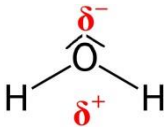
Az elsőrendű kötések erőssége a részecske–mérettel csökken!

e) kötésszög

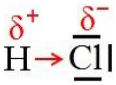
3. *Kovalens vegyérték:*

hány kötő e^--pár tartozik egy adott atomhoz (kötésszám)

- **H** — **1** — **H—H**



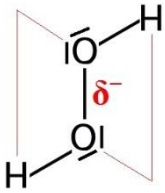
- VII.A: **halogének** 7 külső e^- ↓ 1 e^- kell — **1** (ált.)



– színtelen, szúrós szagú gáz
– vizes oldata a sósav
– vízkőoldás, rozsdamaratás

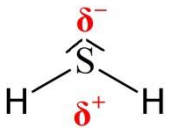
- VI.A **kalkogének**

O — 6 külső e^- ↓ 2 e^- kell — **2**

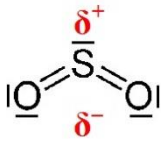


– nyitott könyv alakú molekula
– színtelen, szagtalan, maró folyadék
– bomlékony: $H_2O_2 = H_2O + ½O_2$
↓
hajszőkítés
mézes tea: fertőtlenít

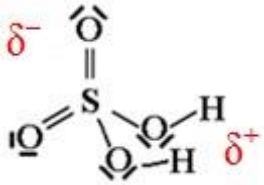
S — 6 külső e^- — **2** **4** **6**



– színtelen, záptojás szagú gáz
– „kénes” gyógyvizekben

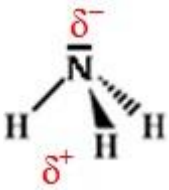


– színtelen, fojtó szagú gáz
– városi szmog
– E220: savanyúság, torma tartósítása



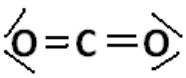
– színtelen, szagtalan folyadék
– akkumulátorsav

- V.A **N** — 5 külső e^- ↓ 3e^- kellene — **3**

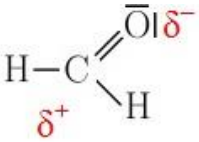


– színtelen, szúrós szagú gáz
– vizes oldata a szalmiákszesz
– pangó vizelet szaga
– műtrágyagyártás alapanyaga

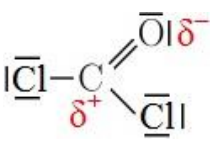
- IV.A **C** — 4 külső e^- — **4**



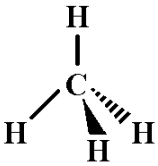
– szárazjég
– üdítőital



– színtelen, szúrós szagú gáz
– baktericid boncterem



– színtelen, fojtó szagú gáz
– harci gáz (I. vh.) $\rho > \rho$ (lev) lövészárok

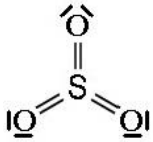


– színtelen, szagtalan gáz
– földgáz, városi gáz tehén böfögése

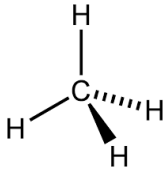
4. Molekula-geometria

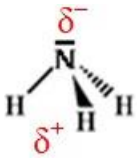
← vegyértékelektronpár-taszítási elmélet: egy atomhoz tartozó e^--párok igyekszenek minél messzebb kerülni egymástól

- SO_3: síkháromszög alakú molekula, 120°-os kötésszög
  S: központi atom
  O: ligandum



- CH_4: tetraéder, 109,5°
  a 4 H a 4 csúcs
  egy a sík elé, egy a sík mögé





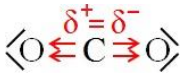
- NH_3: a tetraéder alaptípus csonka téralkata (hiányzik a felső ligandum)
  = háromszög alapú piramis (téralkat), kb. 107°

Alaptípus	**Általános képlet**	**Téralkat**	**Kötésszög**	**Pl.**
lineáris	AX_2	lineáris / bot	180°	C_2H_2, CO_2
síkháromszög	AX_3	síkháromszög	120°	SO_3, BF_3, $COCl_2$, HCHO
	AX_2E	V-alak	<120°	SO_2
tetraéder	AX_4	tetraéder	109,5°	CH_4, CF_4, CCl_4
	AX_3E	háromszög alapú piramis	<109,5°	NH_3, PH_3, H_3O^+
	AX_2E_2	V-alak	<<109,5°	H_2O, H_2S

5. Molekulapolaritás

a) ha a kötések apolárosak (elemmolekulák), a molekula is apoláros
pl. S_8, I_2, Cl_2, O_2, O_3

b) ha a kötések polárosak, és a molekula teljesen szimmetrikus, a molekula akkor is apoláros
└ vagyis alaptípus alakú



EN(C) = 2,5
EN(O) = 3,5

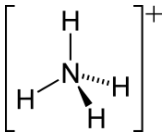
a töltésvektorok éppen kioltják egymást!

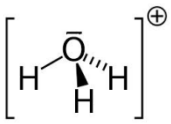
pl. CO_2, SO_3, CH_4, CCl_4, PCl_5

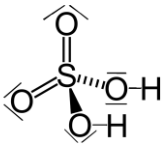
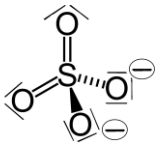
kötéspolaritás ≠ molekulapolaritás

c) a molekula csak akkor dipólusos, ha a kötések polárosak és a molekula aszimmetrikus
pl. HCl, HCHO, H_2O, NH_3, H_2SO_4

6. Összetett ionok

- $NH_3 + H^+ \rightarrow$  ammóniumion $\qquad NH_3 + HCl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

- $H_2O + H^+ \rightarrow$  oxóniumion $\qquad H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

-  $\rightarrow 2H^+ +$ 
  kénsav $\qquad$ szulfátion: a kénsav savmaradékionja

A KRISTÁLYRÁCS

0. A szilárd anyagok

kristályos	*amorf:* olyan szilárd anyag, amelynek nincs kristályrácsa
– részecskék szabályos rendje	– a részecskék egymás hegyén-hátán, rendezetlenül
– megfelelő síkok mentén könnyen hasad	– pl. üveg, viasz
– éles olvadáspont jellemzi	– nincs éles Op.-ja, csak lágyulási tartománya

1. A molekularács

- rácspontokon: molekulák / nemesgázatomok
- rácsösszetartó erő: másodrendű kötések → viszonylag gyengék→ Op., Fp. ált. alacsony
  a) *diszperziós:* minden molekula között hat (apoláros molekulák között csak ez hat)
  b) *dipólus-dipólus:* dipólusmolekulák között: $\delta^+ \rightarrow\leftarrow \delta^-$
  c) *hidrogénhídkötés*: extra erős dipólus-dipólus vonzás

<u>a) apoláros molekulák</u> – pl. a halogének

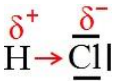
- F_2 zöldessárga gáz
  Cl_2 sárgászöld gáz
  Br_2 vörösbarna folyadék
  I_2 sötétlila szilárd

↓ molekulaméret, *M* nő ↓ Op., Fp. nő

A másodrendű kötések *(pontosabban: a diszperziós kötés)* erőssége a részecskemérettel nő!

<u>b) dipólusmolekulák</u> – pl. a hidrogén-halogenidek

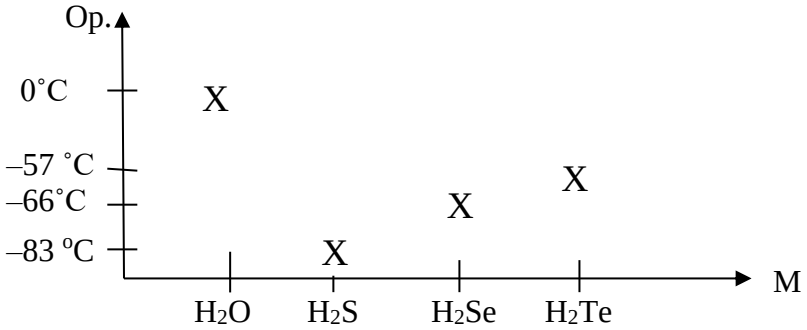
	M / g/mol	Op. / °C	Fp. / °C
F_2	38	–220	–188
HCl	36,5	–114	–84



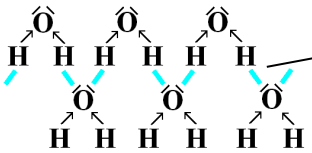
- a *M* hasonló, az Op. és az Fp. mégis igen eltérő
  ← mivel a HCl-molekulák között egy erősebb másodrendű kötés is hat: a dipólus-dipólus vonzás
- a dipólusmolekulák között természetesen diszperziós kötések *is* hatnak!

<u>c) hidrogénhídkötés</u>

- a VI.A főcsoport elemei hidrogénvegyületeinek olvadáspontja: pipaeffektus
  → a H_2O-molekulák között valami különlegesen erős kötés hat



- jég és víz (H_2O)



hidrogénhídkötés: olyan másodrendű kötés, ahol egy H-atom létesít kötést 2 másik atom között (az egyik kötés kovalens, a másik lényegesen gyengébb)

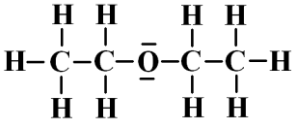
- H-híd-kötés kialakulásának 3 föltétele:
  – NOF-atom
  – ezen atomon legyen nemkötő e^--pár
  – ehhez az atomhoz kapcsolódjék hidrogén
- a vízben a H_2O-molekulák között diszp., dip-dip és H-híd-kötés *is* hat! (utóbbi a legerősebb)
- H-híd-kötés következményei:

1. Op., Fp. viszonylag magas

<u>*Kísérlet*</u>: párolgási verseny

$CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3$

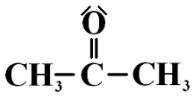
dietil-éter ~apoláros



$CH_3–CO–CH_3$

aceton ~ körömlakklemosó

~ dip.(univerzális oldószer: ap., dip. molekulát is oldja)



H_2O – dip-dip, diszp, H-híd

<u>*Tapasztalat*</u>: dietil-éter először, aceton másodszor, víz utoljára
<u>*Magyarázat*</u>: az egyre erősödő másodrendű kötések

2. viszkozitás (a folyadék folyósságának mértéke, belső súrlódás) megnő
   └ méz: nagy, higany: kicsi

<u>*Kísérlet*</u>: buborékok versenye
<u>*Tapasztalat*</u>: a bubi az etanolban halad leggyorsabban, a glicerinben leglassabban

$CH_3–CH_2–OH$
etil-alkohol (vodka) Fp. = 78˚C

$HO–CH_2–CH_2–OH$
glikol (fagyálló) Fp. = 198˚C

CH_2-OH
|
CH-OH
|
CH_2-OH

glicerin (kézkrém)
Fp. = 290˚C

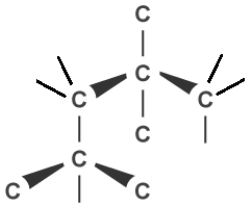
↓ molekulán belüli –OH- csoportok száma

↓ molekulák közti H-hídkötések száma

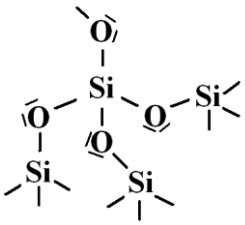
↓ Fp. viszkozitás

- oldhatóság: *similia similibus solvuntur* (hasonló kötésrendszerű anyagok keverednek: pl. apoláros az apolárossal, dipólusos a dipólusossal)

2. Az atomrács



- rácspontokon: atomok
- rácsösszetartó erő: kovalens kötés
  ↓ erős
  Op., Fp. igen magas → standard halmazállapot: sz
  ált. kemények → C_{gy} *(legkeményebb term. anyag)* – fúrófej
  ált. szigetelők (Si: félvezető, C_{gr}: vezető)
  oldhatóság: Ø
- elemek: B, C_{gy}, Si, Ge, (C_{gr})
- vegyületek: Al_2O_3 (korund), SiO_2 (kvarc)



3. Fémrács

- rácspontokon: fématomtörzsek
  közöttük: delok. e^--ok } elektromos vonzásuk = fémes kötés – erős, elsőrendű

- erőssége változó
  változó e^--szerk.
  változó rácstípus } → Op., Fp. változó

  a Hg szobahőmérsékleten folyékony
  Na, K – Op. ~ 100 °C
  Al – Op. ~ 660 °C
  Fe, Cu – Op. ~ 1500°C
  W – Op. ~ 3410°C

- keménység is változó: Na puha, késsel vágható
  Cu jól kovácsolható
  Zn rideg

- delok. e^--felhő
  └ jó elektromos vezetők
  └ színük: szürke, csillogó (kiv. Au, Cu, bronz, sárgaréz stb.)

- oldhatóság: egymás olvadékában – Hg: amalgámok

- pl. elemek – fémek (kis EN)
  ötvözetek – bronz (Cu/Sn), sárgaréz (Cu/Zn), acél (Fe/C)
  └ fémes kötésű, összetett anyag

4. Ionrács

- rácspontokon: ellentétes töltésű ionok
  a közöttük ható elektromos vonzóerő = *ionkötés* – erős, elsőrendű kémiai kötés

- fiz. tul. Op., Fp. magas

  standard halmazáll.: szilárd
  el vezetőképesség: szilárd Ø
  olvadék } jó
  vizes oldat } jó
  gőz Ø

  $NaCl \xrightarrow{víz} Na^+ + Cl^-$

  a mozogni képes ionok vezetnek

  oldhatóság: dip. mol. o.sz.-ben (pl. víz) többségük jól ↔ pl. $CaCO_3$, $BaSO_4$ nem oldódik

- ionvegyületek képlete: töltésneutralitás!

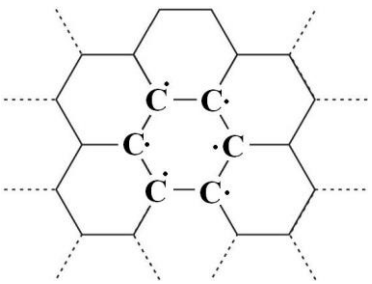
  $K^+, Cl^- \rightarrow KCl$ $\quad Al^{3+}, Cl^- \rightarrow AlCl_3$
  $K^+, S^{2-} \rightarrow K_2S$ $\quad Al^{3+}, SO_4^{2-} \rightarrow Al_2(SO_4)_3$

  összegképlet: csak tapasztalati képlet = csak arányokat ad meg (~ SiO_2)

  Na_2SO_4-részecske NINCS! $\quad \frac{n(Na^+)}{n(SO_4^{2-})} = \frac{2}{1}$

!

5. Kötéstípusok / kristályrácsok közötti átmenetek is léteznek – pl. a grafit (C_{gr})



síkszerkezet – kovalens kötés
– delok. e^--ok → jó vezető
→ alacsonyabb *E*
stabilabb, mint a C_{gy}, magasabb az Op.-ja

rétegek között – diszperziós kötés → kenhető

ATOM- / FÉM- / MOLEKULARÁCS *(koktélrács)*
└ 2 dimenziós / réteges atomrács

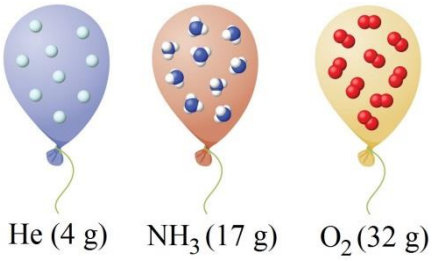
allotróp módosulatok: egyazon elem különböző kristály- vagy molekulaszerkezetű változatai
pl. C_{gy} / C_{gr} / C_{60} (fullerén), O_2 / O_3

GÁZOK

- sem a *V*, sem az alak nem állandó – kitöltik a rendelkezésre álló teret (mint a szúnyogfelhő)
- részecskéik: forognak, rezegnek, egyenes vonalú egyenletes mozgást végeznek
  - { távolságuk egymáshoz képest végtelenül nagy
  - { nincs közöttük kölcsönhatás, kiv. rugalmas ütközés (→ ideális gáz)

  az ideális gázok térfogata független anyagi minőségüktől!

  V(1 mol He) = V(1 mol NH_3) = V(1 mol O_2) = …
  = 24,5 dm^3/mol (25 °C, 101 kPa)
  moláris térfogat



- *AVOGADRO törvénye:*
  azonos anyagmennyiségű gázok térfogata megegyezik (ha *p*-uk és *T*-k azonos)
- *diffúzió*: a részecskék hőmozgás hatására bekövetkező spontán összekeveredése
  └ gáz- és folyadékrészecskék (mivel ezek képesek helyváltoztató mozgásra)

FOLYADÉKOK

- *V* állandó, alak nem
- részecskéik: közel egymáshoz
  rendezetlenül
  forognak, rezegnek, elgördülnek egymáson
- *felületi feszültség:* a felszínen lévő részecskékre a folyadék belsejéből ható vonzóerő
  (→ a felület minimális, molnárpoloska, zsilettpenge)

OLDATOK

1. Oldat = oldószer
oldott anyag } homogén elegye
│
egynemű, egyfázisú, nincs határfelület

2. Oldhatóság

- számszerűen: *s* (solubility) – 5,25 g $KMnO_4$ / 100 g víz / 20 °C
- Mitől függ? – o.a. / o.sz. anyagi minősége
  – *T* (gázok: $T\uparrow \rightarrow s\downarrow$ – mivel minden gáz exoterm oldódású)
  – *p* (gázok: $p\uparrow \rightarrow s\uparrow$ – mivel oldódásuk nagy kontrakcióval jár)

3. $V_{o.a.} + V_{o.sz} \neq V_o$

<u>> *kontrakció* (összehúzódás)</u> / <u>< *dilatáció* (kitágulás)</u>

$CH_3CH_2OH + H_2O \rightarrow$ alkohololdat
10 cm^3 10 cm^3 19,4 cm^3

igen nagy kontrakcióval jár a gázok vízben való oldódása → szökőkútkísérlet

okok: 1. eltérő részecskeméret (bab / mák ~ kontrakció)
2. részecskék <u>közötti</u> eltérő erősségű kötőerő (pl. ha gyengébb → dilatáció)

tanulság: a térfogat nem additív! – a tömeg természetesen az: $m_{o.a.} + m_{o.sz.} = m_o$ ✓

4. Az oldódás folyamata

- diffúzió → az oldószer részecskéi kiütik az oldott anyag részecskéit a kristályrácsból
- *elektrolitos (ionos) disszociáció:* megfordítható bomlás, melynek során ionok képződnek
  └ *elektrolit:* ionokat tartalmazó oldat

  $Na_2SO_4 \xrightarrow{víz} 2Na^+ + SO_4^{2-}$ – ionvegyület oldódása

  $H_2SO_4 + 2H_2O = 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$ – itt molekula disszociál ionokra
  └ a savak molekulái mindig!

- elektrolitos disszociáció nélküli oldódás:

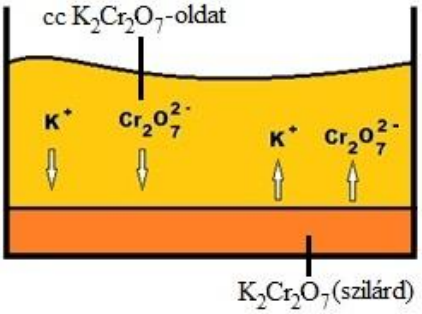
  $C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{víz} C_{12}H_{22}O_{11}$

  S_8(szilárd) $\xrightarrow{CS_2}$ S_8(oldat)
  └ apoláris o.sz.-ekben az apoláris anyagok ált. szerkezetváltozás nélkül oldódnak

- oldódás gyorsítása – aprítás (*A* nő) → megnő az érintkezési felület
  – keverés → gyorsul a diffúzió

→ telített (cc.) / telítetlen / túltelített oldat
└ csak melegen cc. oldat lehűtésével állítható elő
└ instabil (pl. zsebmelegítő)

5. Dinamikus egyensúly – a telített oldat és a feloldatlan szilárd anyag között



- oldódás sebessége = kiválás sebessége
  → nincs szemmel látható változás
  ↓
- *dinamikus egyensúly:* olyan állapot, amelyben az ellentétes irányú folyamatok sebessége megegyezik
  ↓
  nem statikus, mivel állandó
  (szabad szemmel láthatatlan) mozgásban van

6. Energetika

- exoterm oldódás: $E_{belső}$(rendszer) ↓, *E*(környezet) ↑, vagyis *Q* szabadul föl (melegszik)
  minden tömény sav vagy lúg, pl. NaOH, KOH, H_2SO_4
- endoterm oldódás: $E_{belső}$(rendszer) ↑, *E*(környezet) ↓, vagyis *Q* nyelődik el (lehűl)
  pl. KNO_3, NH_4Cl, NH_2–CO–NH_2 (karbamid)

7. Az oldat fagyáspontja alacsonyabb, forráspontja magasabb, mint a tiszta oldószeré
└ havas út jégmentesítése

8. Ozmózis: kis molekulák, ionok áramlása féligáteresztő hártyán keresztül az egyik oldatból a másikba, pl. o.sz.-molekulák a hígabb oldatból a töményebbe

pl. mazsola (~ tömény cukoroldat) a pudingban → a víz beleáramlik, hogy „hígítsa”

9. Az oldatok összetételének jellemzése

- tömegszázalék (% → nincs mértékegysége)

$$\frac{m}{m}\% = \frac{m(o.a.)}{m(o.)} \cdot 100$$

- (anyagmennyiség-)koncentráció – van mértékegysége

$$c = \frac{n(o.a.)}{V(o.)} \qquad [c_n] = mol/dm^3$$

HALMAZKEVERÉKEK

Diszperz rendszer: olyan, legalább kétkomponensű rendszer, amelyben az egyik komponens részecskékre oszlatott állapotban tartja a másik komponenst

diszpergáló közeg – diszpergált anyag

1. Durva diszperz rendszer – heterogén
└ többfázisú, van határfelület

- diszpergált részecske mérete > 500 nm
-

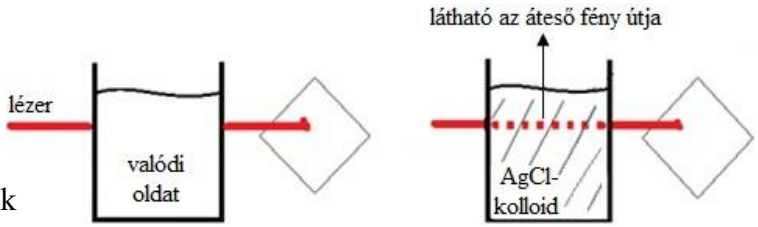
	gáz	folyadék	szilárd
gázban	————	KÖD: felhő	FÜST: poros levegő
folyadékban	HAB: tejszínhab	EMULZIÓ: majonéz (olaj + tojássárgája)	SZUSZPENZIÓ: palacsintatészta, sár

- *hab:* olyan durva diszperz rendszer, melyben folyadék diszpergál gázt *(többi def. hasonló)*
- a durva diszperz rendszerek nem stabilak
  └ már létrehozásukhoz is energia kell (pl. habverő)
  └ előbb-utóbb szétválnak – ennek megakadályozására kell pl. az emulgeálószer

  az epe is emulgeálószer (a zsírt elegyíti a vizes közeggel, így segíti elő az emésztést)
  └ máj termeli, epehólyag raktározza
- a durva diszperz rendszerek elnyelik a fényt

2. Kolloid állapot

- diszpergált részecske mérete: 1–500 nm (aránylag nagy méretűek)
- Faraday-Tyndall-jelenség:
  a kolloidok szórják a fényt



- eredet szerint három fajta:

  a) lioszol: frissen levált,
  még le nem ülepedett csapadék

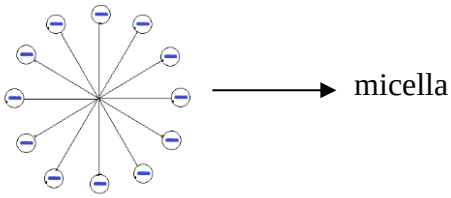
  $AgNO_3 + NaCl = AgCl + NaNO_3$

  $Ag^+ + Cl^- = AgCl$

  b) asszociációs kolloid: pl. összetapadt szappanionok

  Na-palmitát – $\underbrace{C_{15}H_{31}}_{\text{apoláros}}\underbrace{COO^-Na^+}_{\text{ionos}}$

  nem akar oldódni ↔ szívesen oldódik



  a palmitátionok kezdetben a felületen gyülekeznek, apoláros részük fönt kilóg az oldatból
  majd apoláros farkukat egymás felé fordítva összetapadnak → micella > 1 nm

  c) makromolekulás kolloid: vízben jól oldódó, kolloid méretű molekulák oldata
  pl. tojásfehérje – fehérjemolekulák > 1 nm
  tej (a benne oldott fehérjére nézve kolloid, zsírtartalmára nézve durva diszperz)

3. Homogén keverékek

- diszpergált részecske < 1 nm
- halmazállapot szerint: – minden gázelegy
  – valódi oldat / elegy (az o.a. és az o.sz. egyaránt folyékony)
  – ötvözetek
- a fényt átengedik

A KÉMIAI REAKCIÓ

1. Alapfogalmak

reakció: olyan folyamat, amelynek során a kiindulási anyagokból új anyagok keletkeznek azáltal, hogy a régi kötések egy része felszakad, és új kötések jönnek létre

reaktáns → termék

sztöchiometriai egyenlet (bruttó egyenlet): minden anyag teljes képletével szerepel

$Na_2SO_4 + BaCl_2 = \underline{BaSO_4} + 2NaCl$

ionegyenlet: csak a változást szenvedő részecskéket tünteti föl

$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = \underline{BaSO_4}$

2. Csoportosítás

a) résztvevő anyagok száma szerint

- egyesülés: olyan reakció, melynek során több (kiindulási) anyagból egy anyag (végtermék) lesz
  $2Na + Cl_2 = 2NaCl$ exoterm
- bomlás: olyan reakció, melynek során egy anyagból több anyag keletkezik
  $C_{12}H_{22}O_{11} = 12C + 11H_2O$ hőbomlás → hő hatására endoterm
- izomerizáció: olyan reakció, mely során egy anyagból egy lesz
  $C(gr) = C(gy)$ mesterséges gyémántgyártás endoterm
- cserebomlás: olyan reakció, melynek során több anyagból több anyag keletkezik
  $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$ frissen meszelt fal szárad exoterm
- disszociáció: megfordítható bomlás
  $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ (itt: víz hatására) (nem reakció!)

b) fázisok száma szerint

- homogén: minden részt vevő komponens azonos halmazállapotú (gáz- vagy oldatreakciók)
  $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ exoterm
- heterogén: határfelületi ← a résztvevő anyagok különböző halmazállapotúak
  $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$ exoterm

c) részecskeátmenet szerint

- sav-bázis reakció: protonátmenettel járó reakció ($p^+ = H^+$)
  $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$ exoterm
- redoxireakció: elektronátmenettel járó reakció
  $2Mg + O_2 = 2MgO$ exoterm
- egyik sem
  $Pb(CH_3COO)_2 + 2KI = \underline{PbI_2} + 2CH_3COOK$ → csapadékképződés exoterm

d) energiaváltozás szerint

reakcióhő (Δ_rH): az egyenletben feltüntetett minőségű, mennyiségű és állapotú anyagokra vonatkozó moláris energiaváltozás [Δ_rH] = kJ/mol $\Delta_rH < 0$ → exoterm
$\Delta_rH > 0$ → endoterm

- exoterm: olyan reakció, melynek során a környezet *E*-ja nő, a rendszer *E*-ja csökken
  $2Mg + O_2 = 2MgO$ $\Delta_rH = -1203$ kJ/mol
- endoterm: olyan reakció, melynek során a rendszer *E*-át vesz el a környezetétől
  (a környezet *E*-ja csökken, a rendszer *E*-ja nő)
  $2H_2O \xrightarrow{\lightning} 2H_2 + O_2$ $\Delta_rH = +572$ kJ/mol
  elektrolízis: elektromos áram hatására bekövetkező bomlás

3. Energiacsere a környezettel

a) hőközlés / -leadás

b) mechanikai munka végzése ← pl. gáz képződik, ami kitágul

$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$ exoterm

robbanószerek → a robbanáskor hirtelen sok gáz halmazállapotú termék keletkezik

c) fény

$2AgBr = 2Ag + Br_2$ endoterm

kék fény

$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ exoterm

} fény hatására indulnak be

a gyors égések pedig fényt termelnek (láng)

d) $E_{elektromos}$

$Zn + Hg^{2+} = Zn^{2+} + Hg$ gombelem (higanyelem) exoterm

Kísérlet: kis tűzhányó – ammónium-dikromát exoterm hőbomlása → hő, fény, $E_{mechanikai}$

$(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + \underbrace{N_2 + 4H_2O}$

narancsvörös zöld légneműek → „felemelik” a króm(III)-oxidot

REAKCIÓKINETIKA

= a reakciók időbeli lefolyásával foglalkozó tudományág

1. A reakció feltétele: kezdőlökés

- $2Mg + O_2 = 2MgO$ be kell gyújtani, utána exoterm

  $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ kék fény kell a beindításhoz, utána exoterm

  $Na + H_2O = NaOH + ½H_2$ 25 °C-on magától végbemegy a reakció

- Miért?

  $CO + NO_2 = CO_2 + NO$

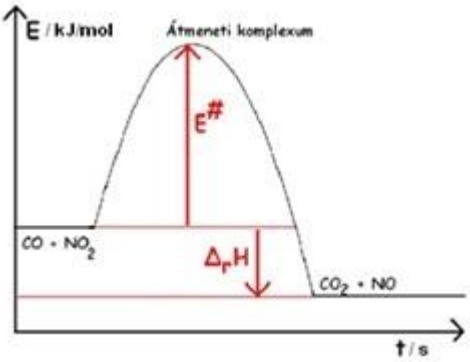
  OC + ONO → OC IIIIIO IIIIINO → OCO + NO

  ↓

  már-még állapot
  létrejövő és a megszűnő kötések egyszerre
  csak igen rövid ideig
  ÁTMENETI (AKTIVÁLT) KOMPLEXUM

  ↓

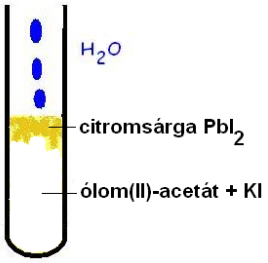
- az eléréséhez szükséges energia: aktiválási energia *($E^{\#}$)*



2. További feltétel: minél több, hasznos ütközés

- *Kísérlet:* ólom(II)-acetát és kálium-jodid reakciója szilárd állapotban nem megy végbe, pár csepp víz hatására viszont citromsárga PbI_2 keletkezik

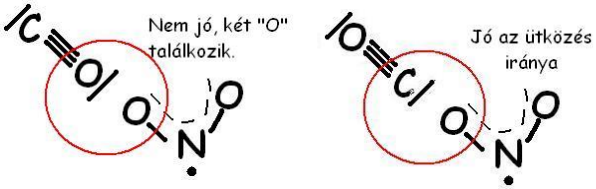
  Magyarázat: az oldódás után az ionok mozoghatnak, van esélyük találkozni egymással



  $Pb(CH_3COO)_2$(szilárd) + KI(szilárd) ≠

  $Pb^{2+} + 2I^- = \underline{PbI_2(csapadék)}$

- „hasznos” ütközés: reakcióhoz vezet
  – irány
  – részecske energiája ← *T*



3. A reakciósebesség

Mitől függ?

a) reaktánsok anyagi minősége

$C + O_2 = CO_2$	szolidan
$N_2 + O_2 \neq$	
$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$	igen heves
$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2$	kevésbé heves

b) $T\uparrow$ $v\uparrow$

tej a hűtőszekrényben lassabban savanyszik meg

kukta: nagy nyomás → magasabb forráspont és így belső hőmérséklet → hús gyorsabban fő

+ 10 °C → reakciósebesség is kb. 2–3-szorosra nő

c) reaktánsok koncentrációja (← gázoknál *p*)

c ↑ ütközések száma is ↑

Kísérlet: $Na_2S_2O_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + SO_2 + S$ └ opálos színű

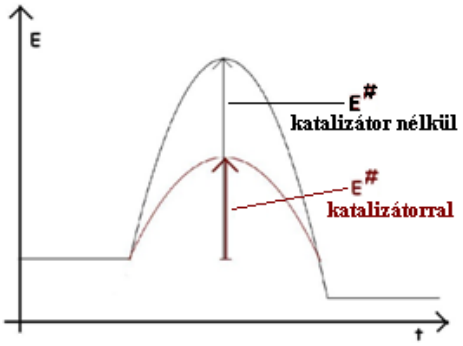
- Azonos *V*-ú és *c*-jú, de eltérő *T*-ű $Na_2S_2O_3$-oldatba azonos *V*-ú, *c*-jú és *T*-ű sósavat öntünk. Melyik opálosodik gyorsabban? Az, amelyikben a forró fixírsóoldat volt.
- Azonos *V*-ú, *c*-jú és *T*-ű $Na_2S_2O_3$-oldatba azonos *V*-ú és *T*-ű, de különböző *c*-jú sósavat öntünk. Melyik opálosodik gyorsabban? Az, amelyikbe a töményebb sósavat öntöttük.

d) *katalizátor:* olyan anyag, amely meggyorsítja a reakciót, anélkül, hogy maga maradandóan megváltoznék

a katalizátor részt vesz a reakcióban, de visszaalakul

alacsonyabb $E^{\#}$-jú reakcióutat nyit meg

enzim: biokatalizátor (testen belüli folyamatok kat.-a)



Kísérlet:

$H_2O_2 = H_2O + ½ O_2$ reakciót számos anyag katalizálja:

$KMnO_4$ – leghevesebben

MnO_2 – O_2 lab. eá.

NH_3 – hajszőkítés során

KI – elefántfogkrém

(a keletkező O_2 habbá fújja a mosogatószert)

$CoCl_2$ / K-Na-tartarát – a hidratált Co^{2+} rózsaszín színe a folyamat végére visszaáll

Minden katalizátor valamilyen konkrét reakcióhoz tartozik!

e) keverés: a heterogén reakciókat gyorsítja (mivel segíti a diffúziót)

A KÉMIAI EGYENSÚLY

1. Bevezetés

- a spontán reakciók iránya: ← energiaminimum
  ← entrópiamaximum (spontán endoterm folyamatok)
  └ a rendezetlenség mértéke
- egyirányú reakció: a többség (→ gyakorlatilag irreverzibilis)

  $C + O_2 = CO_2$

  $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = \underline{BaSO_4}$
- egyensúlyra vezető (~ reverzibilis) reakció

  kiindulás ⇌ termék
  └ nem alakul át mind └ ráadásul részlegesen visszaalakul

$H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3$	szén-dioxid – szódavíz
$3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$	az ózonpajzs képződése a légköri oxigénből
$H_2O + Cl_2 \rightleftharpoons HCl + HOCl$ $HOCl = HCl + „O”$	a klóros víz fertőtlenít a hipoklórossav bomlásából származó naszcens oxigén miatt
$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$	ipari ammóniaszintézis
$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$	gyenge sav / bázis + víz
$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	
$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$	víz autoprotolízise

2. A kémiai egyensúly

$$\left.\begin{array}{l} H_2 + I_2 = 2\,HI \\ 2HI = H_2 + I_2 \end{array}\right\} \quad H_2 + I_2 \underset{v_{vissza}}{\overset{v_{oda}}{\rightleftharpoons}} 2HI$$

HI egyidejűleg bomlik és képződik ugyanabban az edényben

- ha beáll az egyensúly: $v_{oda} = v_{vissza}$
  - → a reaktánsok és a termékek koncentrációja állandósul
    az egyensúlyi koncentráció jelölése: $[\ \ ]_{es}$
  - v_{oda}; $v_{vissza} \neq 0$ → dinamikus egyensúly
    ≈ telített oldat – maradék föloldatlan anyag

    (~ zsonglőr: időegység alatt ugyanannyi labdát dob a levegőbe, mint amennyit elkap)
    (~ ha a mozgólépcsőn ugyanannyian utaznak le, mint fel
    → a felszínen és a mélyben lévő emberek száma állandó [de egymással nem egyenlő])
- matematikai modell:

$$\frac{[HI]_{es}^2}{[H_2]_{es} \cdot [I_2]_{es}} = K = 2 \cdot 10^{-3} \quad (400\ ^oC\text{-on})$$

KÉMIAI EGYENSÚLYI ÁLLANDÓ
← reakcióra jellemző
← *c*-tól független
← *T*-től, *p*-tól függ

- az összefüggés neve: tömeghatás törvénye

$$CH_4 + H_2O \overset{1000\ ^oC}{\rightleftharpoons} CO + 3\,H_2 \qquad K = \frac{[CO]_{es} \cdot [H_2]_{es}^3}{[CH_4]_{es} \cdot [H_2O]_{es}}$$

3. Az egyensúly megzavarása

- *LE CHÂTELIER-BRAUN-elv:* a dinamikus egyensúly megzavarásakor az a folyamat erősödik fel, amelyik a zavaró hatást csökkenteni igyekszik

a) *c*-változás

- $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ $\qquad K = \dfrac{[NH_3]_{es}^2}{[N_2]_{es} \cdot [H_2]_{es}^3}$

  └ es + további H_2
  zavaró hatás: túl sok a H_2
  megoldás: több H_2 alakul át NH_3-vá
  az es jobbra tolódik el

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

- $2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$
  kromátion — dikromátion
  citromsárga — narancs
  savat hozzáadva: $c(H^+)\uparrow$ $\rightleftharpoons$ narancsszínű oldat
  lúgot hozzáadva: $c(H^+)\downarrow$ $\rightleftharpoons$ citromsárga oldat $\qquad (OH^- + H^+ = H_2O)$

b) *T*-változás

- $2NO_2 \underset{endo}{\overset{exo}{\rightleftharpoons}} N_2O_4$ $\qquad \Delta_r H = -61{,}5$ kJ/mol

vörösbarna — színtelen

70 °C: az NO_2/N_2O_4-gázelegyet tartalmazó edény vörösbarna
melegítés → a rendszer hűlni akar → az endoterm részfolyamat erősödik föl $\rightleftharpoons$
(habár: mindkét részfolyamat gyorsabb melegen!)

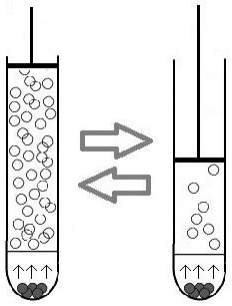
0 °C: az NO_2/N_2O_4-gázelegyet tartalmazó edény színtelen
hűtés → a rendszer melegedni akar → az exoterm részfolyamat erősödik föl $\rightleftharpoons$

c) *p*-változás – ha a reakció térfogatváltozással jár
└ a gázok térfogatához képest a szilárd és folyékony anyagoké elhanyagolható!

- $NaHCO_3 + CH_3COOH = CH_3COONa + H_2CO_3$
  szódabikarbóna — ecetsav

  $H_2CO_3 \rightleftharpoons H_2O + CO_2$
  oldat — f — g
  0 V — 0 V — 1 V

  Tapasztalat: dugattyú kihúzásakor: $p\downarrow$ → jöhet CO_2 → sok bubi $\rightleftharpoons$
  dugattyú benyomásakor: $p\uparrow$ → CO_2 visszaoldódik $\rightleftharpoons$



- $\underbrace{N_2 + 3H_2}_{4\,V} \rightleftharpoons \underset{2V}{2NH_3}$ $\qquad \Delta_r H = -92{,}2$ kJ/mol

HABER-BOSCH-szintézis – igen nagy *p (25 MPa)*
– mérsékleten magas *T (4–500 °C)*
– es-nak rossz: $\rightleftharpoons$
– de a reakciósebesség miatt mindenképp melegítés szükséges!
– katalizátor (Fe)
└ az egyensúlyt nem befolyásolja
└ de hamarabb beáll (ugyanaz az es)
– $n(H_2) : n(N_2) = 3 : 1$

→ NH_3-gyártás jelentősége: – HNO_3 → pirotechnika (KNO_3: salétrom)
– műtrágya (pétisó: NH_4NO_3)

- mesterséges gyémántgyártás: átkristályosodás igen nagy *p*-on

  $C_{gr} \rightleftharpoons C_{gy}$

  kisebb moláris térfogat → $p\uparrow$ → több C_{gr} alakul át C_{gy}-tá, mivel annak kisebb a térfogata

PROTOLITIKUS / SAV-BÁZIS REAKCIÓK

= p^+-átmenet

1. Sav-bázis elméletek

a) ARRHENIUS elmélete (svéd, 1884)

- ő föltételezte először ionok (töltött részecskék) létezését (az e^- fölfedezése előtt!), 1903-ban ő kapta a 3. kémiai Nobel-díjat az elektrolitos disszociáció elméletéért

$$HCl(g) \xrightarrow{\text{víz}} H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

$$NaOH(sz) \xrightarrow{\text{víz}} Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

- *sav:* olyan anyag, amely vizes oldatban H^+-ra disszociál
- *bázis:* olyan anyag, amely vizes oldatban OH^--ra disszociál
  └ az NH_3 ezen elmélet szerint nem bázis
- közömbösítés ionegyenlete: $H^+ + OH^- = H_2O$

b) BRÖNSTED elmélete (dán, 1920')

- *sav:* H^+-ion leadására képes részecske

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

- *bázis:* H^+-ion felvételére képes részecske

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

NaOH: ?
↓

- szűkebb ARRHENIUS elméleténél
  persze bővebb is: ionokra is vonatkozik $HSO_4^- + H_2O = SO_4^{2-} + H_3O^+$
  nemcsak vizes oldatok $NH_3 + HCl = NH_4^+ + Cl^-$
- a H_2O *amfoter* (reakciópartnertől függően savként is, bázisként is viselkedhetik)
- tehát: H^+ valójában nincs, csak H_3O^+ (~ kockás / négyzethálós füzet)
- közömbösítés ionegyenlete: $H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$

2. Erős – gyenge

- mihez képest? köznyelv: vízhez képest
- *erős sav / bázis:* híg vizes oldatban is teljes mértékben disszociál

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

└ kétértékű sav: két H^+ leadására képes

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$$

- *gyenge sav:* híg vizes oldatban sem disszociál teljes mértékben

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

gyenge bázisok: híg vizes oldatban sem protonálódnak / disszociálnak teljes mértékben
↓ ↓
NH_3 és vízben rosszul oldódó fém-hidroxidok

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$Fe(OH)_2 \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2OH^-$$

	Sav	Bázis
Erős	• HCl (sósav) • H_2SO_4 (kénsav) • HNO_3 (salétromsav)	• NaOH • KOH • $Ca(OH)_2$
Gyenge	• CH_3COOH (ecetsav – ubi) • H_3PO_4 (foszforsav – kóla) • H_2CO_3 (szénsav – ásványvíz)	• NH_3 (ammónia – pangó vizelet) • $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ (rozsda) • $Al(OH)_3$ + a d-/p-mező többi fémjének hidroxidja (nem oldódnak vízben)

3. Kémhatás — az *oldat* jellemzője

- $c(H_3O^+) > c(OH^-)$ savas oldat

  $c(H_3O^+) = c(OH^-)$ semleges oldat

  $c(H_3O^+) < c(OH^-)$ lúgos oldat

- $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$
  autoprotolízis: a vízmolekulák saját magukkal is sav-bázis reakcióba lépnek (igen kis arányban)
  ↓
  minden vizes oldatban van H^+ és OH^- is (a sósavban is van nagyon kevés OH^-)

- pH: híg oldatok kémhatásának számszerű jellemzése
  $0 \leq pH < 7$ → savas
  $pH = 7$ → semleges
  $7 \leq pH < 14$ → lúgos

4. Indikátor: olyan anyag, amely színével jelzi az oldat kémhatását

	SAVAS	SEMLEGES	LÚGOS
univerzális	**piros**	**zöld**	**kék**
fenolftalein	**színtelen**	**színtelen**	**lila**
metilnarancs	**vörös**	**narancs**	**narancs**
tea	világos	sötét	sötét

↓
ha citromsavat öntünk bele, kivilágosodik

5. Sav-bázis reakciók csoportosítása

a) közömbösítés: sav és bázis sztöchiometrikus reakciója
└ vagyis egyik reaktánsból sem marad

sav + bázis = só + víz

$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$

$2HCl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O$

$3HNO_3 + Al(OH)_3 = Al(NO_3)_3 + 3H_2O$

b) sók hidrolízise:
ha a só gyenge savból vagy bázisból származik, oldatának kémhatása nem semleges

pl. Na_2CO_3 → a szikes talaj lúgos, vö. ARANY JÁNOS: Ég a napmelegtől a kopár szik sarja…)
a Na_2CO_3 származtatása: $H_2CO_3 + 2NaOH = Na_2CO_3 + 2H_2O$
gyenge sav erős bázis

pl. NH_4Cl → savasan hidrolizál (származtatása: $NH_3 + HCl = NH_4Cl$)
gyenge bázis erős sav

c) az erősebb sav a gyengébb és illékonyabb savat sójából kiszorítja → gázok lab. eá.

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + \underbrace{H_2O + CO_2}_{H_2CO_3}$$

$$NH_4Cl + ccNaOH = NaCl + H_2O + NH_3$$

└ az elv bázisokra is működik

d) sav-/bázisanhidrid + víz

└ olyan anyag, amit savból kapunk vízelvonással – többnyire nemfém-oxid $\xrightarrow{\text{vízzel való reakció}}$ (oxo)sav

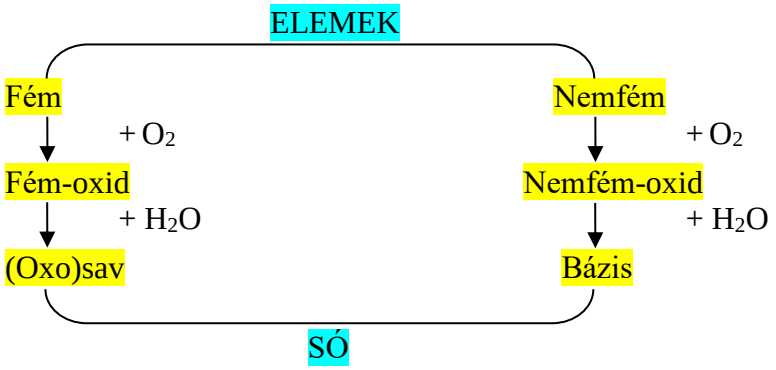
$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$ – mészoltás

└ bázisanhidrid + víz → bázis

a szervetlen kémia vázát az alábbi séma mutatja:



REDOXIREAKCIÓK

teljes e⁻-átmenet → *ionok*

$$2Na + Cl_2 = 2Na^+ + 2Cl^- = 2NaCl$$

(2e⁻)

oxidálódik redukálószer — redukálódik oxidálószer

$$Mg + Br_2 = MgBr_2$$ (2e⁻)

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$ (4e⁻)

$$2Al + 1{,}5O_2 = Al_2O_3$$ (6e⁻)

$$4Li + O_2 = 2Li_2O$$

$$Cu + HgCl_2 = CuCl_2 + Hg$$

$$Cu + Hg^{2+} = Cu^{2+} + Hg$$ (ionegyenlettel) (2e⁻)

balrább a feszültségi sorban → nagyobb redukálóképesség

$$Hg + CuCl_2 \neq$$

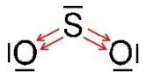
$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$$

$$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$$ (ionegyenlettel)

$$Al + 1{,}5I_2 = AlI_3$$ (vízkatalízis)

részleges e⁻-átmenet
→ *poláros kovalens kötés*

$$S + O_2 = SO_2$$



oxidáció: e⁻-leadás
redukció: e⁻-felvétel
(teljes / részleges egyaránt)

redukálószer: az a részecske (anyag), mely e⁻-t ad át reakciópartnerének
oxidálószer: az a részecske (anyag), mely e⁻-t vesz el a reakciópartnertől

ELEKTROKÉMIA

galvánelem
– spontán
– exoterm } folyamat zajlik benne

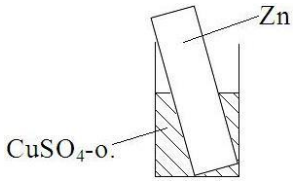
elektrolízis
– mesterségesen kiváltott
– endoterm } folyamat

1. „Normális” redoxireakció: az oxidáció és a redukció ugyanott zajlik

$CuSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cu$

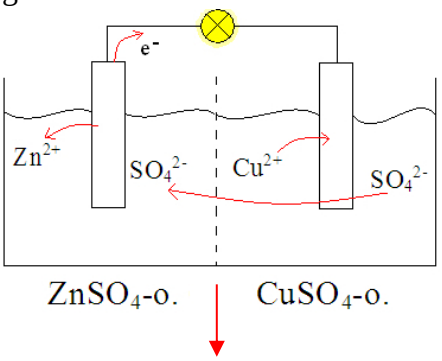
$Cu^{2+} + Zn = Cu + Zn^{2+}$

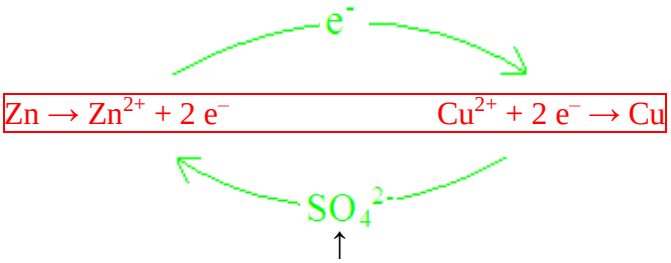
<u>tapasztalat</u>: kék oldat színe eltűnik (a Zn^{2+} színtelen)
a szürke cinken vörös bevonat



2. Térbeli elválasztás → elektrokémia

- galvánelem





↑ a negatív töltés áramlásának iránya (zárt áramkör)

szemipermeábilis / féligáteresztő hártya

elektrolitoldat: ionokat tartalmazó oldat
elektród: fém + saját ionjait tartalmazó oldat

- **DANIELL-elem** (1836): ⊖ Zn(sz) | $ZnSO_4$(aq) ¦ $CuSO_4$(aq) | Cu(sz) ⊕

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
ANÓD	KATÓD
oxidáció helye	redukció helye
⊖	⊕

- *galvánelem:* kémiai *E*-nak elektromos *E*-vá való átalakítására alkalmas berendezés
  legegyszerűbb típusa két különböző (→ eltérő redukálóképességű) fémből áll
  pl. ceruzaelem (ún. LECLANCHÉ-féle szárazelem): Zn (elem alja), MnO_2
  └ nincs benne oldat
  gombelem (RUBEN-MALLORY-elem, karórában): Zn, HgO
  lítiumion-akkumulátor (nagy feszültség, tartós): Li, Mn-vegyületek

3. *Elektrolízis:* el. áram hatására végbemenő kémiai reakció ($E_{elektromos} \rightarrow E_{kémiai}$)

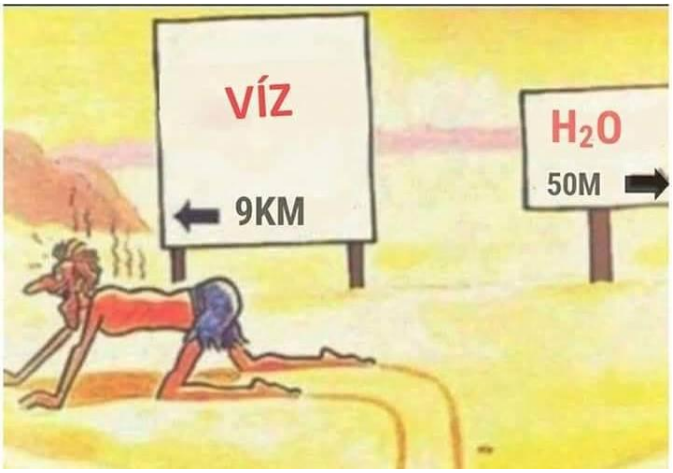
- $CuCl_2$-oldat elektrolízise:
  ⊕ → ox. A $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$
  ⊖ → red. K $\underline{Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu}$
  $CuCl_2 = Cu + Cl_2$

- NaCl-oldat elektrolízise:
  ⊕ $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ A oxidáció
  ⊖ ~~Na^+~~ $\underline{2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-}$ K redukció
  hiszen a Na oldódik vízben! ┘ Ø bruttó egyenlet

- $2H_2O \overset{\lightning}{=} 2H_2 + O_2$
- ipari jelentőség: Na, Cl_2, Al előállítása olvadékelekrolízissel — $2NaCl \overset{\lightning}{=} 2Na + Cl_2$; $2Al_2O_3 \overset{\lightning}{=} 4Al + 3O_2$
- *galvanizálás:* vékony fémbevonat készítése
  pl. ezüstözés → díszítés, nikkelezés → korrózióvédelem

TARTALOMJEGYZÉK

Atomszerkezet	1
Fontos fogalmak	2
Radioaktivitás	4
Az elektronfelhő	4
A periódusos rendszer	5
Ionok	6
A kovalens kötés	7
A kristályrács	10
Gázok	13
Folyadékok	13
Oldatok	13
Halmazkeverékek	15
A kémiai reakció	16
Reakciókinetika	17
A kémiai egyensúly	19
Protolitikus / Sav-bázis reakciók	21
Redoxireakciók	23
Elektrokémia	24



[TÓTH ZOLTÁN: *Tévhitek a kémia oktatásában*.
Magyar Kémikusok Lapja, LXXIV. (2019) 4. sz. 115.]