



OKTATÁSI
HIVATAL

NAT
2020

9



Kémia

tankönyv

A kiadvány 2020. 06. 11-től tankönyvi engedélyt kapott a TKV/3177-7/2020. számú határozattal.

A tankönyv megfelel a Kormány 5/2020 (I. 31.) Korm. rendelete a Nemzeti alaptanterv kiadásáról, bevezetéséről és alkalmazásáról szóló 110/2012. (VI. 4.) Korm. rendelet módosításáról megnevezésű jogszabály alapján készült Kerettanterv a gimnázium 9. évfolyama számára megnevezésű 9–10. évfolyam számára készült kerettanterv kémia tantárgy előírásainak.

A tankönyvvé nyilvánítási eljárásban közreműködő szakértő: Nagyné Németh Ildikó

Tananyagfejlesztők: Bárány Zsolt Béla, Hotziné Pócsi Anikó, Marchis Valér, Várallyainé Balázs Judit

Lektor: Prokainé Hajnal Zsuzsanna

Kerettantervi szakértő: Bárány Zsolt Béla

Fedélterv: Slezák Ilona

Fedélfotó: Shutterstock

Illusztráció: Buris László, Demeter László, Jécsai Zoltán, PGL Grafika

Fotók (rövidítések: b = bal, j = jobb, f = felső, a = alsó): Cultiris: 33ba, 43bf. Flickr: 8b (Rosenfeld Media/CC BY 2.0), 11bf (Jeffrey Beall/CC BY-SA 2.0), 33b (brewbook/CC BY-SA 2.0), 40a (jared/CC BY 2.0), 45a (kashmir/CC BY-SA 2.0), 63 (jay galvin/CC BY 2.0), 63bf (Floortje Walraven/CC BY 2.0), 75 (kevinzim/CC BY 2.0), 95f (decade_null/CC BY 2.0). iStock: 103, 127f. Nagy Ernő: 20f, 28, 29a, 37f, 41, 49, 70, 73j, 77, 78, 82, 90, 95j, 98, 101f, 102, 105, 109, 113, 114a, 115, 116j, 117, 121ja, 124, 128. NASA: 11jf, 68a, 126. Shutterstock: 6a. Thinkstock: 12a, 20a, 34a, 38a, 50a, 59f, 80a, 83, 86f, 116a, 121f, 121ba, 127a, 139ba. Wikimedia: 6j (CC0), 7 (Michael Reeve/CC BY-SA 3.0), 8j (Bin im Garten/CC BY-SA 3.0), 9j (CC0), 14j (CC0), 15a (CC0), 16f (Maximilien Brice/CC BY-SA 3.0), 18 (CC0), 19 (CC0), 21 (CC0), 26 (CC0), 27f (Sadi Carnot/CC BY-SA 3.0), 27a (CC0), 32 (CC0), 33j (USDA/CC0), 37a (Chemical Elements/CC BY 3.0), 40bf (Jonathan Zander/CC BY-SA 3.0), 43j (Chemical Elements/CC BY 3.0), 43a (Dnn87/CC BY 3.0), 46b (Mario Sarto/CC BY-SA 3.0), 46j (Karelj/CC0), 55 (Benjah-bmm27/CC0), 60a (Jonathan Zander/CC BY-SA 3.0), 64f (FEXX/CC BY-SA 3.0), 86a (Capt. John Yossarian/CC BY-SA 3.0), 108 (CC0), 111f (Magnus Manske/CC BY 1.0), 118 (Peter Rejcek/CC0), 139bf (Magnus Manske/CC BY 1.0), 139j (Chemical Elements/CC BY 3.0)
A könyvben szereplő molekulamodellek fotóiért a 3B Scientific Europe Kft.-nek tartozunk köszönettel.

Szerkesztették az Oktatási Hivatal Tankönyvfejlesztési Osztályának munkatársai.

A tankönyvben felhasználtuk Z. Orbán Erzsébet, Wajand Judit Kémia a gimnáziumok 9. osztálya számára (NT-17141) című tankönyvének szövegét és illusztrációit.

© Oktatási Hivatal, 2020

ISBN 978-615-6178-40-4

Oktatási Hivatal • 1055 Budapest, Szalay utca 10–14.

Telefon: (+36-1) 374-2100 • E-mail: tankonyv@oh.gov.hu

A kiadásért felel: dr. Gloviczki Zoltán elnök • Raktári szám: OH-KEM09TB

Tankönyvkiadási osztályvezető: Horváth Zoltán Ákos • Műszaki szerkesztő: Marcsek Ildikó

Grafikai szerkesztő: Nagy Áron • Nyomdai előkészítés: WOW Stúdió Kft., Buris László

Terjedelem: 18,03 (A/5) ív • A könyv tömege: 380 gramm • 1. kiadás, 2020

Nyomtatta és kötötte az Alföldi Nyomda Zrt., Debrecen

Felelős vezető: György Géza vezérigazgató

A nyomdai megrendelés törzsszáma:



Ez a tankönyv a Széchenyi 2020 Emberi Erőforrás Fejlesztési Operatív Program EFOP-3.2.2-VEKOP-15-2016-00001. számú, „A köznevelés tartalmi szabályozóinak megfelelő tankönyvek, taneszközök fejlesztése és digitális tartalomfejlesztés” című projektje keretében készült. A projekt az Európai Unió támogatásával, az Európai Szociális Alap társfinanszírozásával valósult meg.

SZÉCHENYI 2020



MAGYARORSZÁG
KORMÁNYA

Európai Unió
Európai Szociális
Alap



BEFEKTETÉS A JÖVŐBE

Előszó

„A kémia valóban sokoldalú, központi tudomány, amely alapvető hatást gyakorol a többi tudományágra, és legalább annyival járul hozzá azok fejlődéséhez, mint amennyit belőlük merit.” (Oláh György)

Kedves Diákok!

Ez a tankönyv a közvetlen és a távolabbi környezetünkben lejátszódó, a kémia körébe tartozó jelenségek megértéséhez, az elsajátított ismeretek felhasználásához és továbbfejlesztéséhez kíván segítséget nyújtani.

Meggyőződésünk, hogy az alapvető kémiai ismeretek hiányában lehetetlen a természet jelenségeinek „magyarázata”, a természet védelme és jó értelemben vett felhasználása. Azt szeretnénk, hogy a könyvben foglaltak segítségetekre legyenek abban, hogy megértsétek a kémia szerepét a mindennapokban, az életfolyamatokban és a gazdaságban is. Felismerjétek a kémia tanulásának fontosságát, és nem utolsósorban megszeressétek ezt a nagyon szép, bár időnként nehéznek tűnő, de valójában érdekes és hasznos tantárgyat.

A tankönyv sok, az életből vett érdekességet, gyakran a mindennapokhoz kapcsolódó és háztartási anyagokkal bemutatott kísérletet, képet, modellt tartalmaz. Persze a sok szép színes ábra és kísérleti kép segíti a tanultak megértését, a szélesebb kitekintést, de nem pótolja azt az elmélyült munkát, ami a kémiai ismeretek, fogalmak megértéséhez, az összefüggések felismeréséhez, a tudást jelentő elsajátításhoz szükséges.

A következőkben a tankönyv használatához szeretnénk néhány tanácsot adni:

- A tankönyv 28 leckéből áll, amelyek többsége egy vagy két tanítási órán feldolgozható.
- A tankönyv két hasámba szedett oldalain többféle rendeltetésű szöveget találsz.

A nagyobb betűvel szedett szövegeket kell meg tanulni, a kisebb betűs szövegrészeket, amelyek színes alagra vannak nyomva, érdemes elolvasni. Az itt található ismeretek segítik a tanulnivaló megértését, kapcsolatot teremtenek a más tantárgyakban tanultakkal, gyakorlati szempontokra irányítják a figyelmedet, és sok érdekességet is megemlítenek.

- A szöveghez tartozó ábrákat is tanulmányozd figyelmesen. Ezek gyakran nemcsak szemléltetik, hanem inkább kiegészítik a leírtakat, önálló ismereteket is közvetítenek, újabb összefüggéseket tárnak fel. A legtöbb ábra mellett kérdéseket, feladatokat is találsz, amelyek a kép által közvetített tartalomra irányítják a figyelmet, annak szöveges megfogalmazására készítetnek. A legtöbb leckében kísérleteket bemutató ábrák is vannak.
- Minden leckét kérdések és feladatok zárnak. Ezek megválaszolása tudásod ellenőrzésére is szolgál. Gyakran találsz olyan feladatokat, amelyek az internet vagy más ismerethordozók használatát kívánják meg. Ezáltal a kémiában tanultak jelentőségének színes és rendkívül gazdag világába nyerhetsz betekintést.
- Egy-egy nagyobb fejezetet összefoglalások zárnak, amelyek a tanultak közötti szélesebb összefüggéseket tárják fel. Az összefoglalásokat a tankönyv végén találod meg.

Végül kívánjuk, hogy forgassátok és használjátok a tankönyvet olyan szívesen és szeretettel, ahogyan mi készítettük. Eredményes, jó tanulást kívánunk

a tankönyv készítői



Tartalom

Előszó	3
Veszélyességi jelek a kémiában	6
A kémia mint természettudomány	7

ATOMOK, ELEMEEK, VEGYÜLETEK

1. Az anyag felépítése és az atom szerkezete	12
2. A protonszám, a tömegszám és az izotópok	16
3. A relatív atomtömeg, az anyagmennyiség és a moláris tömeg	20
4. Elektronok az atommag körül	23
5. A periódusos rendszer és az atomok elektronszerkezete	29

KÉMIAI KÖTÉSEK ÉS KÖLCSÖNHATÁSOK


6. A kémiai kötések	34
7. Az ionkötés és az ionrácsos kristályok	38
8. A fémek és a fémrácsos kristályok	42
9. Kovalens kötés molekulákban és atomrácsos kristályokban	45
10. A molekulák alakja és polaritása	50
11. A molekulák közötti kapcsolatok	54
12. Összetett ionok	59

AZ ANYAGI HALMAZOK

13. Anyagi rendszerek és csoportosításuk	64
14. Anyagi halmazok és halmazállapotok	68
15. Szilárd, kristályos anyagok	73
16. Folyadékok és oldatok	76
17. Az oldhatóság. Az oldatok összetétele	80

A KÉMIAI ÁTALAKULÁSOK ÉS TÍPUSAIK

18. Kémiai átalakulások és reakcióegyenletek	86
19. A kémiai reakciók energiaváltozása és iránya	89
20. A kémiai reakciók sebessége	95
21. A kémiai egyensúly	101
22. A kémiai egyensúly befolyásolása	104
23. Savak és bázisok, sav-bázis reakciók	107
24. Az oldatok kémhatása. A pH	111
25. Közömbösítés és hidrolízis	114



26. Elektronátmenettel járó reakciók. Az oxidációs szám	116
27. Kémiai energiaforrások. A galvánelemek és alkalmazásuk	121
28. Az elektrolízis és alkalmazásai	127

ÖSSZEFOGLALÁS

Atomok, elemek, vegyületek	134
Kémiai kötések és kölcsönhatások	136
Az anyagi halmazok	137
A kémiai átalakulások és típusaik	138



Veszélyességi jelek a kémiában

A kémiai kísérletek során veszélyes anyagok kerülhetnek felhasználásra, illetve veszélyes anyagok és hulladékok keletkezhetnek. A következőkben ismertetett **szimbólumrendszer** – amely **címkék** formájában a vegyszeres üvegeken is megjelenik – megmutatja, hogy a felhasznált vegyszerek, a kísérletek során keletkezett termékek és hulladékok mely **veszélyességi osztályokba** tartoznak.



Robbanóanyagok, önreaktív anyagok és keverékek



Tűzveszélyes anyagok és keverékek, szerves peroxidok, öngyulladó anyagok



Oxidáló anyagok és keverékek



Nyomás alatt lévő gázok



Fémekre maró hatású anyagok és keverékek, bőrmarás/bőrirritáció, súlyos szemkárosodás/szemirritáció



Akut toxicitás



Akut toxicitás, bőrmarás/bőrirritáció, súlyos szemkárosodás/szemirritáció, légzőszervi és/vagy bőrszenzibilizáció, az ózonrétegre veszélyes



Csírasetj-mutagenitás, rákkeltő hatás, reprodukciós toxicitás, célszervi toxicitás – egyszeri expozíció, célszervi toxicitás – többszöri expozíció, aspirációs veszély



A vízi környezetre veszélyes



A kémia mint természettudomány

A gondolkodó ember, a Homo sapiens a világ megismerésére törekszik. Megfigyeli a jelenségeket, föltárja a jelenségek közötti összefüggéseket, a természeti jelenségek és az ember, az ember és az ember közötti viszonyokat. Kutatja és föltárja a világot mozgató törvényeket. A megismert tények, ezek összefüggései, a föltárt törvények és a megismerés folyamatosan tökéletesedő módszerei együttesen jelentik a tudományt. A tudomány célja az emberi tudás gyarapítása. A tudomány a tudás (latinul scientia) szóra utal. A tudomány eredetileg (az ókori görögöknél) az anyagi és szellemi világra vonatkozó ismeretek összességét jelentette, és filozófiának nevezték. (Philoszophia = a bölcsesség szeretete.)

Az emberi tudás gyarapodásával kialakultak a tudomány ágai. A legelső két nagy kategória az absztrakt és a tapasztalati tudományok. Az absztrakt tudományok csak elvont (tiszt) fogalmak közötti összefüggések megismerését tűzik ki célul (pl. a matematika). A tapasztalati tudományokon belül elkülönítjük a természettudományokat és a társadalomtudományokat. A kémia természettudomány. Ezen belül a kémia az anyagok belső szerkezetével, minőségi átalakulásaival foglalkozik. A természetben jelen levő anyagokat, a közöttük végbemenő változásokat, a természeti jelenségeket vizsgálja.

A természettudományos megismerés módszerei

A természettudományok és így a kémiai megismerés módszerei hasonlóak: előre kigondolt terv alapján, meghatározott célra irányuló

- megfigyelések, kísérletek és mérések útján kapott adatok összegyűjtése, közöttük
- összefüggések és következtetések megállapítása, majd
- feltevések (hipotézisek) megfogalmazása, elméleti modellek megalkotása,
- elméleti (általánosítható) megállapítások, elvek és törvények kidolgozása.

Ezek a módszerek általánosnak tekinthetők, bár az ismeretek gyarapodásával együtt jár az egyre pontosabb technikai eszközök, műszerek megalkotása is, ami a módszerek változását okozza, s ennek nyomán az elméletek is módosulhatnak.

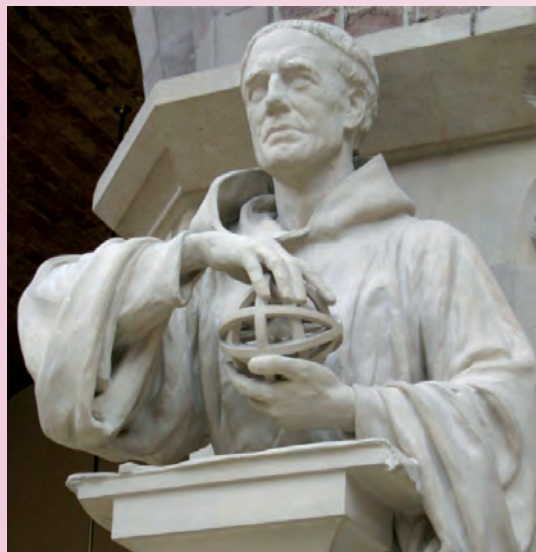
A természettudományos megismerés folyamatában az első lépés a jelenségek alapos, sokrétű **megfigyelése**. A megfigyelés szempontjából a természeti

jelenségek többfélék lehetnek. Egyes folyamatok maguktól, minden emberi beavatkozás nélkül akárhányszor végbemennek (pl. a vas rozsdásodása, a fa korhadása). Ezek jól megfigyelhető jelenségek. Más folyamatok spontán ritkán történnek meg, megfigyelésük is nehezebb (pl. tűz). Ilyenkor a jelenségeket mesterségesen idézzük elő, és általunk változtatott feltételek mellett tanulmányozzuk. Ezt a módszert **kísérletezésnek** nevezzük. A kísérletezés azért fontos módszer, mert a jelenséget a zavaró körülményektől mentesen figyelhetjük meg, a feltételek változtatásával pedig a jelenség lényeges elemei, azok összefüggései könnyebben megismerhetők.

Roger Bacon ferences rendi szerzetes, az európai al-kímia kiemelkedő alakja volt az első, aki a megismerés eddig elfogadott két ismeretszerzési forrása, a tekintély és az ész mellé harmadikként a tapasztalást is hozzátette.

„A természet a legjobb tanítómester, a tapasztalás az egyetlen forrása és döntő próbája minden tudásnak a bennünket körülvevő világról” – írta.

Ő hirdette meg a kísérletező tudományt.



Roger Bacon (1214–1294)

A második lépés, hogy a jelenség magyarázatára hipotézist (feltevést, feltételezést) állítunk fel. Ez akkor történik, ha a spontán megfigyelés vagy a kísérlet révén már sok **információ** gyűlt össze. A hipotézist további megfigyelésekkel és kísérletekkel ellenőrizni kell. Harmadik lépés: ha a hipotézis beválik, akkor **elmélet** lesz belőle. Ez azt mutatja,

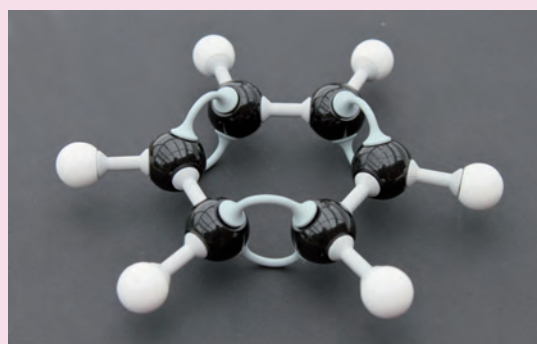


James Watson (1928–) és Francis Crick (1916–2004) az általuk megalkotott DNS-moddellel

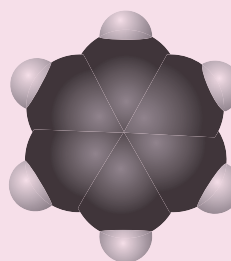
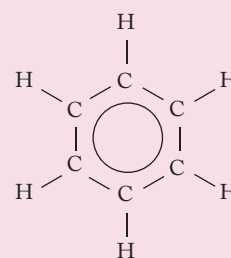
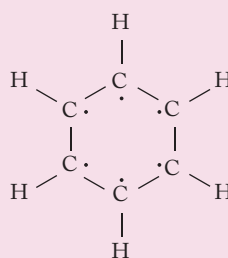
hogy az ellenőrzés szerepe döntő a jelenségek megismerési folyamatában. A hipotézisekben és az elméletekben gyakran a valódi rendszerek, testek számos tulajdonságától – egyszerűsítés céljából – eltekintünk, **modell**t alkotunk (mint pl. az atom- és molekulamodellek), kiemelve a modellezett test, folyamat vizsgálható tulajdonságait.

Egy modell értékét mindig gyakorlati használhatósága adja meg. A kémiában többször merültek fel olyan problémák, amelyeket évtizedeken keresztül nem tudtak kielégítően megválaszolni. Ilyen volt például a kémiában a benzolmolekula szerkezete. A tudósok, miután már megismerték a molekula összetételét (C_6H_6), újabb és újabb hipotéziseket, modelleket alkottak annak feltételezésére, hogy a molekulában hogyan kapcsolódik össze a hat szén- és a hat hidrogénatom.

A kísérleti eredmények rendre megcáfolták a feltételezéseket. Végül Kekulé német vegyész 1865-ben megtalálta a megoldást, amely évtizedekig jól működött: a hat szénatom váltakozó kettős kötésekkel összekapcsolódva gyűrűt alkot, s mindegyik szénatomhoz egy-egy hidrogénatom kapcsolódik. Később a kísérleti módszerek fejlődése ezt a véglegesnek tekintett modellt is megcáfolta: 1933-ban bebizonyították, hogy a gyűrűben nem lehetnek kettős kötések a szénatomok között, a vélt kettős



C_6H_6



A benzolmolekula képlete, szerkezete és modellje

kötéseket képező hat elektron mind a hat szénatomhoz közösen hozzátartozik, aromás gyűrűt alkot. A **mérés** a természet jelenségeiről való ismeretek megszerzésének egyik alapvető módszere.

Tudomány és áltudomány

A módszerek alkalmazása, különösen a megfigyelés, kísérlet és a mérések mindig szigorú nyomon követést, megismételhetőséget követelnek, kizárva így a nem megismételhető adatokon és tényeken, hanem csupán hiedelmeken alapuló „áltudományos” állításokat is. Napjainkban nagyon elterjedtek az ún. **áltudományok**. Áltudományról akkor beszélünk, ha egy adatot, tényt, gyógyítási eljárást, esetleg eszmerendszert úgy állítanak be, mintha az tudományos módszerek által már igazolt lenne, pedig legtöbbször csak feltételezések, esetleg rosszul értelmezett kutatási eredményeken alapuló elképzelések. Sajnos a mai gyors és széles körű információ-

áramlás közegében nehéz a kevéssé tájékozott ember számára az eligazodás – még a szakemberek számára sem mindig könnyű. A valódi tudományos eredményekre jellemző, hogy a tudomány módszereivel mindig ellenőrizhetők és az ismeretek bővülésével később módosíthatók.

Az áltudományokkal ellentétben a természet-tudósok csak olyan állításokat és összefüggéseket fogadnak el – a szükséges nyilvánosság és vita lefolytatása után –, amelyek akármekkora számú ismétlés esetén is ugyanarra az eredményre vezetnek, azaz **reprodukálható kísérleti tényeken** és az azokból **szigorú logikai gondolatmenettel levonható következtetéseken** alapulnak. (Például az a folyamat, amíg egy új vegyületből gyógyszer lesz, kb. 10–12 évig tart, és nagyságrendileg 1 milliárd dollárba kerül.)

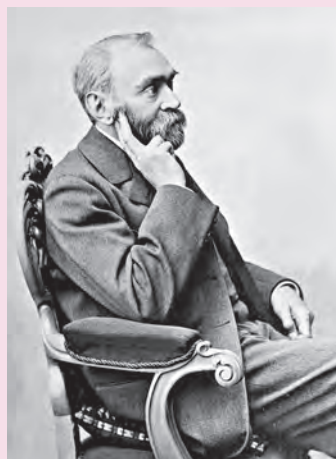
A tudomány eredményei és változásai

Számolni kell azzal is, hogy a tudományos ismeretek az idő előrehaladásával állandóan bővülnek, érvényességi körük változik, ezért a tudományos eredményeket mindig az adott történelmi korban kell elhelyezni.

Az, hogy egyes tudományos eredmények túlhaladtá válnak, nem jelenti azt, hogy azok helytelenek vagy hamisak lettek volna. Inkább arról van szó, hogy az adott történelmi időben, az akkori kísérleti körülmények között jöttek létre, fejlődésük újabb ismeretek megszületésének, tökéletesebb kísérleti eszközöknek, más tudományágak eredményeivel (fizika, biológia, kémia) való összevetésnek köszönhető. Az atomszerkezeti ismeretek fejlődése ezt fényesen igazolja. A 19. században az anyag építőkövét, az atomot még oszthatatlan részecskének tartották. A 20. század elején kísérleti úton jutottak el a tudósok annak feltételezéséhez, hogy az atom

is kisebb részecskékből áll (proton, neutron, elektron). A kísérleti tapasztalatok alapján hipotéziseket alkottak, melyeket atommodellekkel tettek szemléletessé. Kiderült, hogy az alkotórészek számától és elrendeződésétől függ, hogy az atomok milyen elemet hoznak létre, s azok milyen tulajdonságokkal rendelkeznek.

A természettudományi kutatások az emberiség számára mindig hasznos célokat tűznek ki maguk elé, akár orvosi, gyógyszeripari, mezőgazdasági, technológiai vagy űrkutatásról van szó. Előfordul azonban, hogy a tudomány eredményeit káros célokra használják fel. Például Alfred Nobel a dinamitot az utak, hidak, alagutak építésének segítésére találta fel, nem pedig emberéletek kioltására.



Alfred Nobel
(1833–1896),
a dinamit
feltalálója

Az atom szerkezetének felderítésén sok tudós dolgozott (pl. Marie Curie az életét áldozta), és ez nem az atombomba romboló hatásáért történt, még csak az atomenergia felszabadításáért sem, hanem az anyag szerkezetének mélyebb megértéséért, amely elvezetett sok új tudományos eredményhez, napjainkban például a nanotechnológiához.

Mindennapi életünk elképzelhetetlen lenne a kémia eredményei nélkül. Nézzünk egy egyszerű, sokakat érdeklő példát, egy autópályán robogó autót. Mi történne az autóval, ha a kémia, a kémiai folyamatok nem léteznének? Először is azonnal megállna, mivel mozgási energiáját a motorban végbemenő égés (a benzin vagy dízelolaj és a levegő oxigénje között), robbanás során szerzi. Az autóban az elektromosságot az akkumulátor szolgáltatja elektrokémiai reakciók révén, ezért megszűnne a világítás, elhallgatna a rádió vagy CD-lejátszó, nem szólna a dudu, tehát nem működne semmilyen

Niels Bohr (1885–1962) svéd tudós alkotta meg a legegyszerűbb atommodell, amelyet a tudomány már meghaladott, de az oktatásban – épp szemléletessége miatt – ma is használjuk



elektromos berendezés. Ha eltűnne minden, aminek a gyártása során kémiai reakciókat is felhasználtak, akkor nem lenne autógumi, ami szintetikus polimer, vagyis mesterségesen előállított nagy molekulájú anyag, de még a természetes alapú gumi is csak akkor használható fel jól, ha kémiai átalakítással (vulkanizálással) javítják a minőségét. A műanyagok hiányában eltűnnének az összes ebből készült alkatrészek, az ülések, ülészetek, a műszerfal, a kezelőszerkezet gombjai és fogantyúi, a lökhárító, az üzemanyagtartály és még sok minden. Az üvegyártás is kémiai reakción alapszik, így kémia nélkül az autóknak üvege sem lenne. A festékek nagy részét a vegyiparban mesterségesen állítják elő, így kémia nélkül a változatos színekről is le kellene mondanunk. Mi maradna meg az autókból? A motor, az alváz és a karosszéria? Ezek valóban megmaradnak? Hiszen fémből vannak. A fémeket a kibányászott ércekből kémiai reakcióval, redukcióval nyerik. Tehát az autó egyáltalán nem létezne, ha kémiai folyamatok nem léteznének. De mi a helyzet az autó vezetőjével? Szervezetében fontos biokémiai folyamatok játszódnak le, teste egy mini vegyipari laboratóriumhoz hasonló, amelyben sok-sok kémiai reakció játszódik le egyidejűleg.

Korábban úgy tűnt, hogy a kémia nagy problémái a 20. század első felében nagymértékben megoldódtak. Kialakult egy látszólag összefüggő, megalapozott tudományos rendszer. Ma már tudjuk, hogy ez az elképzelés csalóka volt, maradtak bőven a 21. századra áthúzódó, megoldatlan kérdések, igazolva azt az elvet, hogy az emberi megismerés határai beláthatatlanok, a tudományok művelői egyre újabb és újabb kihívásokkal szembesülnek, várhatóan a jövőben is.



Mindennapi életünk és a kémia

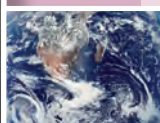
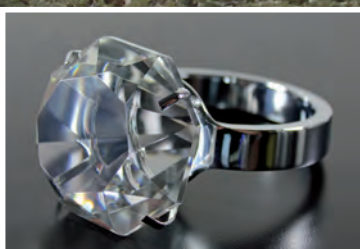


Ma még a gazdaságban felhasznált energia nagy részét kőolajból és földgázból nyerjük



A jövőben várhatóan nagyobb szerepet fognak kapni a megújuló energiaforrások

Az anyag felépítése és az atom szerkezete
A protonszám, a tömegszám és az izotópok
A relatív atomtömeg, az anyagmennyiség
és a moláris tömeg
Elektronok az atommag körül
A periódusos rendszer és az atomok
elektronszerkezete



Atomok, elemek, vegyületek

1. lecke

Az anyag felépítése és az atom szerkezete

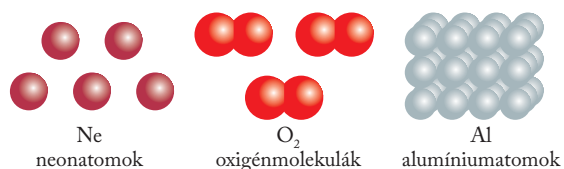


Elemek, vegyületek

Földünkön az anyagok legkisebb építőelemei az atomok. Az atomokból épülhetnek molekulák és képződhetnek ionok. Földünk anyagai alapvetően ezekből a részecskékből állnak.

A természetben előforduló és a mesterségesen előállított anyagoknak két nagy csoportját különböztetjük meg: az **elemeket** és a **vegyületeket**.

Az **elemek** közé tartoznak az **azonos atomok**-ból felépülő anyagok, mint például a hidrogén, az oxigén, a vas, a szén, az alumínium. A természetben az **elemek** egy része tisztán, önállóan, úgymond **elemi állapotban** fordul elő. Az egyes elemek azonos atomjai lehetnek különállóak, mint például a nemesgázoké, mások egymással különböző számban vagy végtelen sokaságban összekapcsolódva alkotják az adott elemet. Például az oxigénnek és a nitrogénnek két-két atomja, a kénnek nyolc atomja molekulát alkotva, a szénnek és az aranyak végtelenül sok atomja kristállyá tömörülve építi fel az elemet. Az **elemek** azonban a természetben többnyire nem önállóan, **elemi állapotban**, hanem más elemekkel együtt, azok atomjaihoz kémiai kötással kapcsolódva, **vegyületeikben** lelhetők fel, mint például az oxigén a vízben, a vas a vas-oxidban.



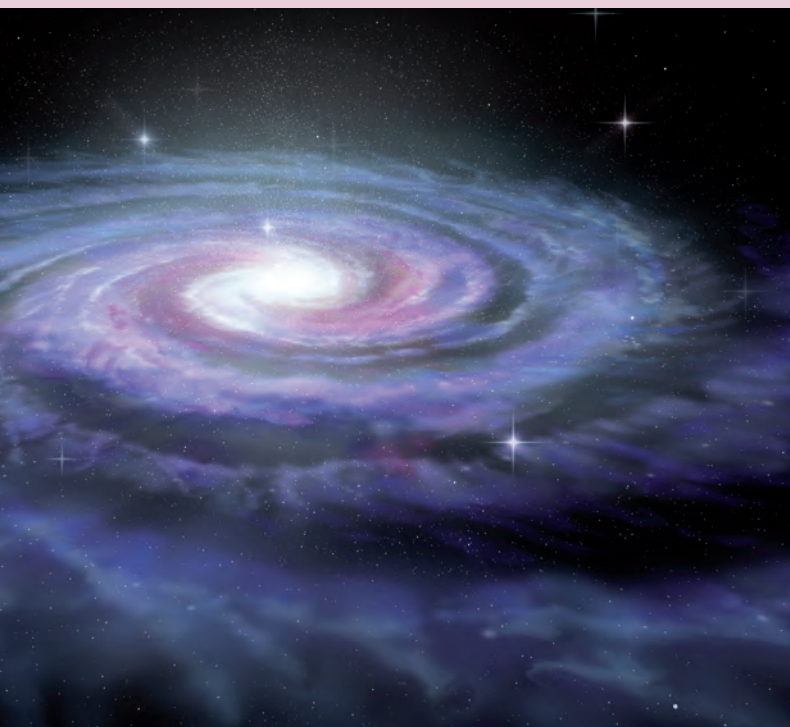
Elemek atomjai és molekulái

A **vegyületek különböző atomokból jönnek létre**, melyek meghatározott arányban kapcsolódnak egymáshoz. Vegyület például a víz, a hidrogén-klorid, a szén-dioxid, a metán. Vegyületéből az elemi állapotú anyagot kémiai úton nyerik ki.

A **világegyetem** (univerzum) távoli részeiből érkező fények vizsgálata, az űrhajók és a mesterséges égitestek megfigyelései mind azt bizonyítják, hogy az égitestek – pl. a Hold, a Nap és más csillagok – anyagai is éppen úgy különféle elemek atomjaiból állnak, mint Földünk ásványai, élővilága, légköre és vizei. Azt is bebizonyították, hogy közeli és távoli világunk anyagait mintegy 90 különféle elem alkotja. Földünkön az elmúlt évtizedekben újabb és újabb elemek atomjait állították elő mesterséges úton, az elemek száma napjainkra elérte a 118-at.



Milyen hasonlóság van a világmindenség anyagaiban?



A jelenleg ismert elemek közül tehát mintegy 90 elem fordul elő a természetben, a többit más atomokból mesterségesen állítják elő. Az utóbbiak élettartama általában nagyon rövid, a másodperc töredéke is lehet.

Az ókorban még mindössze néhány elemet ismertek: az aranyat, ezüstöt, rézet, ólmot, ónt, vasat, higanyt, szenet, cinket és a ként. A megismert elemek száma az idővel egyre bővült. A középkorban felfedezték az arzént, az antimont és a bizmutot. A kémiai elemek első listáját Lavoisier francia tudós állította össze 1789-ben, ezen mindössze 33 elem szerepelt. Berzelius svéd tudós 1818-ra már 48 ismert elem atomjának tömegét határozta meg. 1869-ben Mengyelejev periódusos rendszere már 66 elemet tartalmazott. Az elemeket régebben égitestekről, mitológiai lényekről, fizikai tulajdonságaikról, később tudósokról vagy földrajzi helyekről nevezték el. Ma a felfedezett új elemeknek egy nemzetközi szervezet (IUPAC, magyarul Elméleti és Alkalmazott Kémia Nemzetközi Uniója) ad nevet.

Az atom felépítése és belső szerkezete

Ma már tudjuk, hogy a körülöttünk lévő világ anyagainak építőköve az **atom**. Minden atomot háromféle elemi részecske alkot: a proton, a neutron és az elektron. Nevük: **elemi részecskék**, jellemző adataikat az alábbi táblázatban látjuk.

Neve	Jele	Valódi tömege	Relatív tömege	Valódi töltése	Relatív töltése
proton	p ⁺	1,672 · 10 ⁻²⁷ kg	1	+1,602 · 10 ⁻¹⁹ C**	+1
neutron	n ⁰	1,674 · 10 ⁻²⁷ kg	1	0	0
elektron	e ⁻	0,911 · 10 ⁻³⁰ kg	1/1840	-1,602 · 10 ⁻¹⁹ C	-1

Az atomot felépítő elemi részecskék jellemzői

A táblázati adatokból látjuk, hogy az elemi részecskék valódi tömege rendkívül kicsi szám. Ezért az elemi részecskék tömegét általában egymáshoz viszonyítva, **relatív tömegükkel** fejezik ki. A proton tömegét egységnek választva, a neutron tömege ezzel csaknem megegyezik, az elektron tömege viszont sokkal kisebb, a proton és a neutron tömegének 1840-ed része. Hasonló módon értelmezzük az

elemi részecskék relatív elektromos töltését is. Az elektron negatív töltését egységnek tekintve a proton töltése ugyanakkora, de pozitív előjelű, a neutron töltés nélküli részecske.

A **proton** egységnyi tömegű, pozitív elektromos töltésű részecske. (A proton elnevezés a protosz görög eredetű szóból származik, jelentése eredeti, elsődleges.)

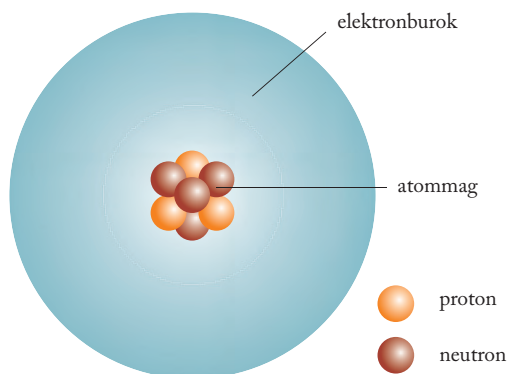
A **neutron** egységnyi tömegű, töltés nélküli, semleges részecske. A proton és a neutron tömege közel ugyanakkora, de a neutronnak a protontól eltérően elektromos töltése nincs. (A neutron latin eredetű szó, jelentése: egyik sem a kettő közül, azaz sem pozitív, sem negatív töltése nincsen.)

Az **elektron** nagyon kis tömegű, negatív elektromos töltésű elemi részecske. (Az elektron görög eredetű szó, jelentése: borostyánkő.)

Elemi részecskék az atomban

Az atom két fő részből áll, a pozitív töltésű **atommagból** és a körülötte rendkívül nagy sebességgel mozgó elektronok által alkotott **elektronburokból**.

Az atom legbelső részét, a rendkívül kicsi atommagot **protonok és neutronok** alkotják. A protonok és neutronok közös neve: **nukleonok**. (A nukleon a latin nukleusz szóból ered, jelentése: mag.) Az atommagban a protonok és a neutronok száma vagy azonos, vagy a neutronok száma nagyobb a protonok számánál (kivéve a hidrogén egyik izotópja esetében – lásd később). Adott elem atomjaiban a protonok száma mindig ugyanakkora, például a hidrogénatomokban mindig egy, a szénatomokban hat, az oxigénatomokban nyolc.



Az atom részei

Az atommagot az elektronburok veszi körül, amelyet egy vagy több elektron alkot. Az atommagban lévő protonok és az elektronburkot alkotó elektronok száma megegyezik, ezért az atomnak töltése nincs, **az atom elektromosan semleges**.

A gyorsan mozgó, negatív töltésű elektronokat a pozitív töltésű atommag vonzása tartja kötve az atomban. Az atommag és az elektronok közötti elektromos vonzóerő azonban viszonylag gyenge, ezért az elektronok (vagy azok egy része) külső energia hatására, például hevítés, fénybesugárzás vagy kémiai reakciók útján is leválhatnak az atomról, leküzdhetik az atommag vonzását. A kémiai reakciókban mindig az elektronok száma vagy helyzete változik meg, az atommag sohasem alakul át.

Az atommagban a pozitív töltésű protonok közötti taszító hatást a semleges neutronok csökkentik, összetartják az atommagot. A nukleonokat nagyon erős kölcsönhatás, különleges magerő tartja együtt, amely csak az atommagon belül, a nukleonok között érvényesül. Megbontásához rendkívül nagy energia szükséges, amely sokszorosan meghaladja a kémiai reakciók energiaváltozásait. Ezért a kémiai reakciókban az atommag sohasem változik meg, mindig az elektronburok elektronjaival történik a változás. Az atommag megbontásából származik a nukleáris energia vagy **atomenergia**. Az atommagban a nukleonok között ható magerő megbontásához szükséges energia 10^9 kJ nagyságrendű, a kémiai reakciók energiaváltozása viszont legfeljebb néhány ezer kJ értékű lehet. Ebből is látható, hogy a kémiai reakciókban az atommagok változatlanok maradnak.



Szilárd Leó (1898–1964) és Teller Ede (1908–2003). Magyar származású fizikusok, akiknek nagy szerepük volt az atommagban rejlő energia felismerésében, az első atomerőművek megtervezésében.

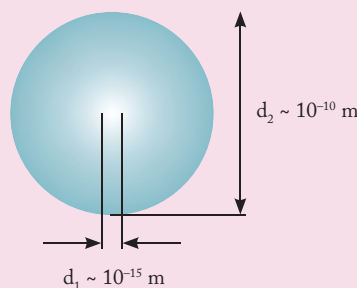
Az atom és az atommag mérete, az atom valódi tömege

Az atomok rendkívül parányi részek. A kicsi gömbnek tekintett atomok átmérője a milliméter tízmilliomod része, ezen belül az atommag átmérője még százezerszer kisebb. Az elektronburok kiterjedése tehát a mag méretéhez képest viszonylag nagy.

Ha például az atom méretét egy 100 m átmérőjű gömbnek képzeljük, akkor az atommag egy mákszemnyi lenne az atom közepén. Mivel az elektronok tömege a proton és a neutron tömegéhez képest elenyésző, az atomnak szinte az egész tömege (99,9%-a) ebben a kicsiny, pozitív töltésű magban összpontosul. Az atom valódi tömegét a protonok és a neutronok együttes tömege adja meg.

Az anyagot alkotó atomok rendkívül parányiak, méretük, kiterjedésük olyan kicsi, hogy szabad szemmel nem láthatók, de nagyon nagy felbontású elektronmikroszkóppal a sok atomból álló molekulák már megfigyelhetők. Apró méretük ellenére az atomok mérete és valódi tömege közvetett módszerekkel meghatározható. A részecskék parányi méretéből következik, hogy az anyagok jól látható mennyisége, például egy csepp víz, sok-sok milliárd részecskéből áll. Az atomok méretét vagy valódi tömegét kifejező rendkívül kis számokkal nehéz számolni. Ugyanilyen nehéz az anyagot alkotó atomok vagy molekulák darabszámát kifejező, elképesztően nagy számok használata is. Ezért a tudósok azt a megoldást találták ki, hogy a nagyon kicsi vagy a nagyon nagy számokat, azok nagyságrendjét 10 pozitív vagy negatív hatványaival fejezik ki.

Az atomok és a kisebb molekulák kiterjedésének (átmérőjének) mérettartományja átlagosan 10^{-10} m nagyságrendű, mint azt az ábrán látjuk.



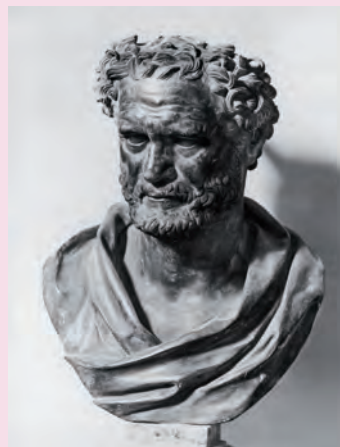
Az atommag és az elektronburok méretviszonyai az atomban

Az anyag atomos szerkezetének megismerése

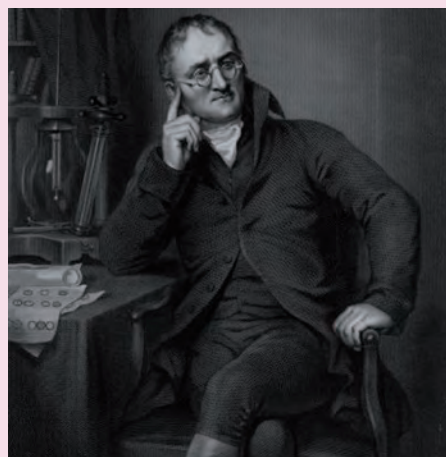
Az atomok létezésének feltételezése Démokritosz és Leukipposz görög filozófusoktól származik (Kr. e. 5–4. század). Minden anyag tovább már nem osztható alkotórészét nevezték atomnak (az atom görög eredetű szó, jelentése: oszthatatlan). Tanításuk hosszú időre feledésbe merült. A 19. század elején Dalton angol fizikus elevenítette fel az anyag atomos felépítésének gondolatát (1808-ban). A görög bölcsek tanítása szerint azt állította, hogy az atomok az anyag legkisebb oszthatatlan részecskéi, ugyanannak az elemnek az atomjai egyformák, tömegük azonos. Ahány kémiai elem van, annyiféle atom létezik. Kísérletekkel bizonyította be, hogy a különféle elemek a természetes számok arányában vegyülnek egymással. Egy adott vegyületben az alkotó atomok minősége és száma mindig állandó.

Már a régi korok tudósai is tapasztalták, hogy egyes anyagokból (pl. borostyánból) készült testek megdörzsölve vonzzák vagy taszítják egymást. Megállapították, hogy dörzsöléskor a test elektromos állapotú lesz, elektromos töltést nyer. A vonzás és taszítás alapján feltételezték, hogy kétféle elektromos töltés lehetséges: pozitív (+) és negatív (-). Az azonos töltésű testek taszítják, az ellentétes töltésűek vonzzák egymást. A kísérletek azt is bizonyították, hogy dörzsöléskor nem keletkezik töltés, csupán a negatív töltés egy része átmegy az egyik testről a másikra. Az a test, amelyiken túlsúlyba kerülnek a negatív töltések, negatív, a másik pedig pozitív töltésű lesz. Dörzsölés előtt a testekben ugyanannyi pozitív és negatív töltés van, ekkor a test nem elektromos, hanem semleges állapotú.

A 19. század vége felé a tudósok megfigyelték azt is, hogy egyes fémekből fény vagy magas hőmérséklet hatására negatív elektromos töltésű részecskék lépnek ki. Ezeket a részecskéket elektronoknak nevezték el. Mivel a negatív töltésű elektronok az anyagból származnak, feltételezték, hogy azok az anyagot felépítő atomok alkotórészei. Ez rendkívül jelentős felfedezés volt, hiszen egészen addig az atomot Dalton angol fizikus tanításai nyomán oszthatatlan részecskéknek tekintették.



Démokritosz (Kr. e. 460–370)



John Dalton (1766–1844)

1 Mi jellemző a kémiai elemek felépítésére? Sorolj fel néhány elemet, amelyek a természetben tisztán találhatóak! Írd fel a vegyjelüket!

2 Melyek azok az elemek, illetve vegyületek, amelyek jelenléte nélkül nem volna lehetséges az élet a Földön?

3 Hogyan helyezkednek el az atomban az elemi részecskék? Miben hasonlít és miben különbözik egymástól:

- a) a proton és az elektron,
- b) az elektron és a neutron,
- c) a proton és a neutron?

Kérdések és feladatok

4 Mely alkotórészek száma egyezik meg az egyes elemek atomjaiban, és melyek lehetnek különbözők?

5 Miért mondhatjuk, hogy az atom tömege az atommagban összpontosul?

6 Mekkora lenne az atommag átmérője, ha az atom átmérőjét 1000 m átmérőjű gömbnek képzeljük?

7 Mekkora átmérőjű elektronburok tartozna egy elképzelt atom 2 mm átmérőjű magjához?

2. lecke

A protonszám, a tömegszám és az izotópok

Protonszám és tömegszám

Minden atomot ugyanazok az elemi részecskék építenek fel, csak különböző számban. A különböző elemek atomjai csak az elemi részecskék számában különböznek egymástól. A szén atomjait leggyakrabban hat proton, hat neutron és hat elektron alkotja. Az oxigén atomjai nyolc protonból, nyolc neutronból és nyolc elektronból állnak. Minden elem atomjának jellemző adata a protonszáma és a tömegszáma.

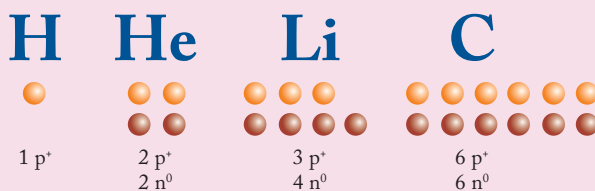
A **protonszám** az atommagban lévő **protonok számát** jelenti. A protonszám megfelel az elem rendszámának a periódusos rendszerben, ezért **rendszám**nak is nevezik. A protonszám határozza meg az atomban lévő elektronok számát.

Minden egyes kémiai elemet azonos rendszámú atomok építenek fel. Más protonszám más atomot, illetve más elemet jelent. Ha egy atomban megváltozik a protonok száma, másik elem atomja jön létre. A neutronok számának megváltozása nem idéz elő hasonló minőségi átalakulást.

A **tömegszám** a **protonok és a neutronok együttes számát** fejezi ki az atomban.

Az atomban a neutronok száma egyenlő vagy több, mint a protonok száma. Kivétel a hidrogénatom, melynek magja egyetlen protonból áll. A tömegszám és a protonszám különbsége a neutronok számának felel meg. Minél több egy atomban a protonok száma, annál több neutron tartozik hozzá.

Például a szénatom magjában a 6 protonhoz 6 neutron, a vasatomban 26 protonhoz 30 neutron, a brómatomban 35 protonhoz 45 neutron és az uránatom 92 protonjához már 146 neutron tartozik.



Az atom rendszámát az atom vegyjelének bal alsó, a tömegszámát pedig a bal felső sarkába írt számmal jelöljük.

A rendszám jelölése: ${}_1\text{H}$, ${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, ${}_{11}\text{Na}$.
A tömegszám jelölése: ${}^1\text{H}$, ${}^4\text{He}$, ${}^{12}\text{C}$, ${}^{14}\text{N}$, ${}^{16}\text{O}$, ${}^{23}\text{Na}$.

A rendszámot és a tömegszámot együtt is feltehetjük a vegyjel mellett: ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{23}_{11}\text{Na}$.



Hol alkalmazzák az izotópokat a gyakorlatban?



A periódusos rendszerben a rendszámot gyakran sorszámként értelmezve az elem helyét jelző kockában felül, a relatív atomtömeget jelentő számot pedig alul tüntetik fel.

17
Cl
35,45
Klór

Izotópok

Egy adott elem atomjaiban a protonok száma mindig azonos, de a neutronok száma, s így a tömegszám is különböző lehet.

Adott elem azonos protonszámú, de különböző tömegszámú atomjait izotópatomoknak nevezzük. (Az izotóp szó jelentése: azonos hely, ami arra utal, hogy a periódusos rendszer ugyanazon elemének az atomjairól van szó.) Egy elem izotópjai kémiai szempontból hasonlóak, mert bennük a protonok és az elektronok száma ugyanakkora. A hasonló kémiai tulajdonságok következtében az elem izotópatomjai tömegkülönbségük alapján választhatók szét.

A természetben előforduló elemek nagy részét többféle izotópatom alkotja. Csak néhány elem, például a fluor, a nátrium, az alumínium áll azonos tömegszámú atomokból.

A hidrogénnek **háromféle izotópj**a van. Mindhárom izotópatom magja egy protont tartalmaz, az elektronburkot egy elektron alkotja, **protonszámuk** (rendszámuk) mindig egy. Tömegszámuk: 1, 2, 3.

	H	D	T
p ⁺	1	1	1
n ⁰	–	1	2

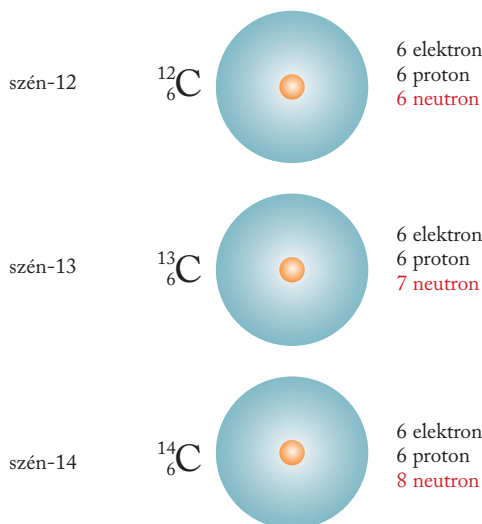
A hidrogén izotópatomjai

A hidrogénizotópok tulajdonságai jelentősen különböznek egymástól a viszonylag nagy tömegkülönbség miatt. Ezért a hidrogénizotópoknak külön nevük is van: prócium (P, illetve H), deutérium (D) és trícium (T), mint az ábrán látjuk.

A kettes tömegszámú deutériumot tartalmazó néhezvizet például az atomreaktorokban használják.

A **szénnek** is háromféle izotópját ismerjük. A szénatomokban mindig hat proton és hat elektron van. A hat proton mellett az egyes szénizotópok magjában hat, hét vagy nyolc neutron lehet, tömegszámuk tehát 12, 13 vagy 14.

Az izotópokat úgy jelöljük, hogy az elem vegyjele mellett zárójelben vagy az izotóp neve mellett kötőjellel tüntetjük fel az eltérő tömegszámot. Például a szénizotópok jelölése: C(12), C(13), C(14) vagy szén-12, szén-13, szén-14. A szénizotópok közül a legismertebb a szén-12-es, amely tömegének 1/12 része az atomi tömegegység.



A szén izotópatomjai

A természetben a legtöbb elem kétféle vagy többféle izotópatom keverékeként fordul elő. Az egyes elemekben az izotópok előfordulási aránya állandó. Például a szén esetében C(12): 98,89%, C(13): 1,11%, C(14): nagyon csekély.

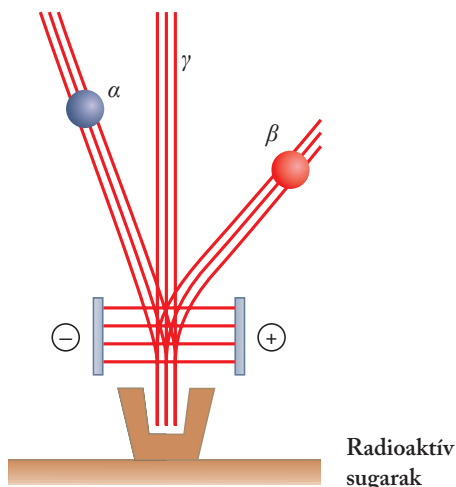
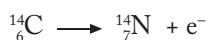
Az izotópok és a radioaktivitás

A kémiai reakciókban az atomok elektronjaival történik változás, az atommag változatlan marad. A természetben azonban előfordulnak olyan atomok, amelyek rendellenesen viselkednek, atommagjuk önmagától elbomlik, másik atom magjává alakul át, miközben nagy energiájú **radioaktív sugarakat** bocsátanak ki. Ez általában azokra az izotópatomokra jellemző, amelyek magja a protonok számánál jóval több neutronot tartalmaz.

A radioaktív sugárzás az atommagból származik. Háromféle radioaktív sugarat különböztetünk meg:

- Az alfa-sugarak héliumatommagok, nagy sebességgel mozgó, kétszeres pozitív töltésű részecskékből (He^{2+}) állnak.
- A béta-sugarak az atommag bomlásakor létrejövő elektronok, melyek sebessége megközelíti a fénysebességet. Elektronok természetesen nincsenek az atommagban, hanem a béta-bomlás során az atommag egy neutronja protonra és elektronra bomlik: $n^0 \rightarrow p^+ + e^-$.
- A gamma-sugárzás nagy energiájú elektromágneses sugárzás (a fénysugarakhoz hasonló, csak sokkal nagyobb energiájú), az alfa- és a béta-sugárzás kíséretében, elektromos töltése nincs.

Például a C(14)-es izotópatom magja a viszonylag sok neutron miatt nem stabilis, önmagától elbomlik, miközben a magból elektronok repülnek ki, s a szénatom nitrogénatomná alakul át:

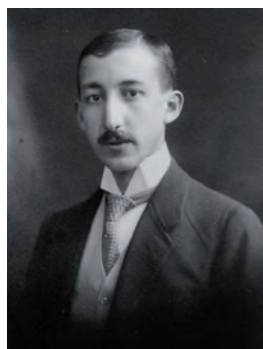


A szénhez hasonlóan más elemeknek is vannak radioaktív izotópjai a természetben. A 84-es rendszámú polóniumot követő elemeknek már minden izotópjuk radioaktív tulajdonságú. Ma már radioaktív, sugárzó izotópokat az atomreaktorokban mesterségesen is előállítanak.

Azt a jelenséget, amikor egy elem atomjainak magja külső hatás nélkül elbomlik, miközben radioaktív sugarakat bocsát ki, radioaktivitásnak nevezzük.

A radioaktív izotópokat sokféleképpen alkalmazzák a gyakorlatban, például **nyomjelzésre, kor meghatározásra** vagy **daganatos betegségek kezelésére**.

A meghibásodott olaj-, gáz- vagy vízvezetékek hibahelyeit úgy is megkereshetik, hogy kevés radioaktív izotópot kevernek az anyaghoz, és megfigyelik, hol jelenik meg sugárzás a vezetéken kívül. Hasonló eljárást a gyógyászatban is alkalmaznak, hiszen a táplálékkal vagy gyógyszer formájában felvett radioaktív izotóp útja a sugárzás mérésével a szervezetben is követhető. A radioaktív izotópok **nyomjelzőként való alkalmazása Hevesy György** magyar származású Nobel-díjas tudós nevéhez fűződik.



Hevesy György
(1885–1966)

A radioaktív izotópok használata kis mennyiségben és ellenőrzöttan adagolva nem jelent veszélyt. Például a jód-131-es izotópot a pajzsmirigy vizsgálatára is felhasználják. A pajzsmirigy a jódot erősebben köti meg, mint a test többi szövete. A megkötött jódizotóp sugárzásának mérésével a pajzsmirigy működése, nagysága pontosan meghatározható. A tápanyagok és a gyógyszerek útjának követése vagy a nehezen hozzáférhető daganatok helyének megállapítása is hasonló módon történik. A radioaktív sugarak mélyen be tudnak hatolni az emberi szervezetbe, és ezáltal a rosszindulatú daganatos sejteket elroncsolják.

A **daganatos betegségek kezelésére** leginkább a kobalt-60 izotópot alkalmazzák. Használata nagy elővigyázatosságot igényel, mert a sugárzás az ép sejteket is károsítja.

A régészetben a nagyon régi, szerves eredetű **anyagok korának meghatározását** az ún. **radio-karbon**-módszerrel végzik. A szerves eredetű anyagok kora a C(12)-es és C(14)-es izotópok arányából megállapítható. A C(14)-es izotópatom a légköri nitrogénből keletkezik a kozmikus sugarakban lévő neutronok hatására. A légkörben a kétféle szénizotóp mennyiségi aránya állandó. A C(14)-es izotóp a fotoszintézis során bekerül a növényi szervezetbe, s ott az anyagcsere folyamatában aránya szintén állandósul. Amikor a növény elpusztul, akkor már nem vesz fel több C(14)-et a levegőből, viszont a

szövetekben lévő szénizotópok lassanként elbomlanak, így mennyiségük fokozatosan csökken. Az elhalt növényi maradványból vett mintában megméri a C(12)-es és a C(14)-es izotóp arányát, ezt összehasonlítják az élő növényben mérhető aránnyal, ami alapján megállapítható a maradvány kora. Minthogy az emberek és az állatok növényi táplálékot fogyasztanak, szervezetükben is kialakul a szénizotópoknak a légkörre, illetve a növényekre jellemző aránya. Így a módszer esetükben is alkalmazható. Ma inkább az izotópok tömegkülönbségén alapuló eljárást alkalmazzák.

A radioaktív sugárzást a felezési idő jellemzi. Azt az időtartamot nevezzük felezési időnek, amely alatt a sugárzó atomok fele (50%-a) elbomlik. A C(14) izotópok elbomlása hosszú, felezési ideje 5700 év. Ennyi idő alatt lesz 100 sugárzó szénatomból 50, és újabb 5700 év múlva 25 szénatom. Más radioaktív izotópoké sokkal rövidebb lehet, például a polónium(84)-é csak 3 perc, a jód(131)-é 8 nap. Minden radioaktív izotópnak más és más a felezési ideje.

Az urántartalmú kőzetek **korának meghatározását** úgy végzik, hogy meghatározzák a kőzet urán- és ólomtartalmának arányát. Az urán radioaktív bomlásának a terméke ugyanis mindig ólom, ezért az ólom mennyiségéből, illetve a két anyag arányából megállapítható a kőzet képződésének kora.

A radioaktivitás felfedezéséért és tanulmányozásáért 1903-ban fizikai Nobel-díjjal tüntették ki Henri Becquerel, Pierre Curie és Marie Curie fizikusokat. Majd 1911-ben Marie Curie kémiai Nobel-díjat kapott két új elem, a polónium és a rádium felfedezéséért. Marie Curie lengyel származású volt (Marie Skłodowska), hazájáról nevezte el az általuk felfedezett, radioaktív hatású polóniumot.

A radioaktív sugárzás láthatatlan, de jelenléte sugázmérőkkel kimutatható. A radioaktív sugárzás veszélyes az emberi szervezetre. Hosszabb ideig tartó sugárhatás fáradtságérzetet, étvágytalanságot, szédülést, hajhullást, ájulást okoz. Kiválthatja a fehérvérsejtek kóros elszaporodását, a fehérvérüveget (leukémiát). Nagyobb adagja halálos lehet. Marie Curie is a radioaktív sugárzás áldozata lett, sugárzás okozta betegségben halt meg.

A sugárzásveszély kis mennyiségben, ellenőrzött adagolva és megfelelő védőruházattal elkerülhető. Kis mennyiségű radioaktív sugárzásnak állandóan ki vagyunk téve a világrűrből érkező kozmikus sugarak által. (A radioaktivitásról és a radioaktív sugárzásról a fizikában fogtok bővebben tanulni.)



Marie Curie (1867–1934)

1 Melyek az atom jellemző adatai? Adott elem atomjai esetében melyik állandó, és melyik lehet változó?

2 Egy atom 13 protont és 14 neutron tartalmaz. Melyik atomról van szó?

3 Az oxigénnek háromféle izotópatomja ismert, a 16-os, 17-es és a 18-as izotópok. Jelöld az izotópokat, és állapítsd meg, hogy milyen és mennyi elemi részecske alkotja őket!

4 Keress az interneten a radioaktív izotópok veszélyeiről, illetve felhasználási lehetőségeiről szóló cikkeket, illetve híreket!

Kérdések és feladatok

5 Az alábbi elemeknek megadjuk a protonszámát és a neutronszámát. Mekkora az elektronok száma? Mekkora az atomok tömegszáma?

a) 26 p⁺ és 29 n⁰,

b) 27 p⁺ és 30 n⁰,

c) 26 p⁺ és 30 n⁰,

d) 28 p⁺ és 30 n⁰.

6 Készíts kiselőadást Hevesy György munkásságának bemutatására!

3. lecke

A relatív atomtömeg, az anyagmennyiség és a moláris tömeg



Hány darab vízmolekula van 18 cm^3 vízben?

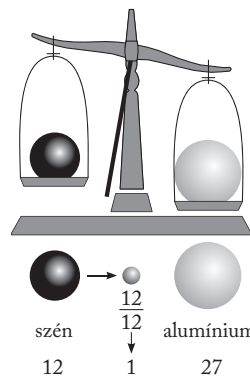
A relatív atomtömeg

Az atomok mérete olyan kicsi, hogy szükségessé vált bevezetni a relatív atomtömeg fogalmát. Ez az atomok valódi tömege helyett az egymáshoz viszonyított tömeget jelöli.

Először a legkönnyebb atom, a hidrogén volt a viszonyítási alap, később viszont a szén 12-es izotópját választották. A relatív atomtömeg azt fejezi ki, hogy az adott elem egy atomja hányszor nehezebb a 12-es szénizotóp ($^{12}_6\text{C}$) tömegének $1/12$ részénél, az atomi tömegegységénél. (A szénatom tömegének $12/12 = 1$.) Mivel a relatív atomtömeg viszonyszám, mértékegysége nincs, jele: A_r . Például az $A_r(\text{Na}) = 23$ jelölés azt jelenti, hogy egy nátriumatom tömege 23-szor nagyobb, mint a 12-es szénizotóp tömegének 12 -ed része.

A relatív atomtömegekből kiszámíthatók a relatív molekulatömegek is, amelyek szintén viszonyszámok, jele: M_r . Például a vízmolekula képlete: H_2O , a relatív atomtömegek összege: $1 + 1 + 16 = 18$. A vízmolekula relatív molekulatömege tehát 18 , azaz molekulája 18 -szor nehezebb a 12 -es szénizotóp 12 -ed részénél.

Az izotópatomok **tömegszáma** az atomot alkotó protonok és neutronok együttes számát fejezi ki, ami egész szám. A különböző izotópok eltérő tömegszáma miatt azonban az elemek relatív atomtömege a legtöbb esetben nem egész szám. Adott elem **átlagos relatív atomtömegét** izotópatomjainak előfordulási aránya szerint számítják ki. Ezt a számot tüntetik fel a periódusos rendszerben az elem vegyjele mellett mint átlagos relatív atomtömeget.



A relatív atomtömeg viszonyszám, az atomok tömegét a szénatom tömegének tizenketted részéhez viszonyítjuk

Például a természetben a klórnak kétféle izotópja fordul elő: a Cl(35)-ös és a Cl(37)-es tömegszámú izotóp. A két izotópatom előfordulási aránya 74,53, illetve 24,47%. A klór átlagos relatív atomtömegét ennek megfelelően számítjuk ki:

$$\frac{35 \cdot 74,53 + 37 \cdot 24,47}{100} = 35,45$$



A klór átlagos relatív atomtömege tehát 35,45. Valójában olyan klóratom, amelynek relatív atomtömege 35,45 lenne, a természetben nincs. Ez a szám az izotópok előfordulási arányának megfelelően a tömegszámok átlagát jelenti.

Az anyagmennyiség

Tudjuk, hogy minden anyag részecskékből épül fel. Az anyagot alkotó részecskék számát az **anyagmennyiség** fejezi ki. Az anyagmennyiség jele: n , mértékegysége a **mól**, amelynek jele: mol. Meghatározása szerint: az anyagok egy móljában annyi részecske (atom, molekula stb.) van, amennyi szénatom található 12 gramm C-12-es szénizotópban. A részecske összefoglaló név, lehet kémiai részecske (atom, ion, molekula), de lehet elemi részecske is (proton, neutron, elektron).

A 12 g szénatomot alkotó szénatomok száma nagyon nagy számmal fejezhető ki: $6 \cdot 10^{23}$ (hatszázezertrillió). Ebből is érzékelhető az anyagot alkotó részecskék mérhetetlenül parányi mérete és kis tömege. **Az egy mól anyagmennyiség mindig $6 \cdot 10^{23}$ részecskét tartalmaz.** A részecske nevét pontosan meg kell adni. Például: 1 mol szénatom, 1 mol hidrogénmolekula, 1 mol vasatom.

A $6 \cdot 10^{23}$ számot **Avogadro-számnak** vagy Avogadro-állandónak is nevezik. Az Avogadro-szám

jele: N_A , mértékegysége: 1/mol (a darabszámot mértékegységként nem szokták feltüntetni). Az Avogadro-állandó értékét méréseken alapuló számításokkal határozták meg.

Az Avogadro-szám segítségével bármekkora anyagmennyiségben megadhatjuk a részecskék számát (N), a következő összefüggés szerint:

$$N = n \cdot N_A$$

Például, ha 12 g szénben az atomok száma $6 \cdot 10^{23}$, akkor 4 g szénben $2 \cdot 10^{23}$ atom található. Az anyagmennyiség kapcsolatot teremt az anyag tömege és az anyagot alkotó részecskék száma és minősége között.



Amedeo Avogadro (1776–1856)

A moláris tömeg

Egy mól anyag tömegét a **moláris tömeg** jellemzi. A moláris tömeg a tömeg és az anyagmennyiség hányadosa, jele: M , mértékegysége: g/mol.

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{és} \quad m = n \cdot M \quad n = \frac{m}{M}$$

Az összefüggés szerint bármely anyag esetében M a moláris tömeg, m a test tömege és n az anyagmennyisége. Az anyagmennyiség tehát egyenesen arányos a test tömegével. A moláris tömeg számértéke megegyezik az adott anyag átlagos relatív atomtömegével vagy relatív molekulatömegével.

Az anyagmennyiség és a moláris tömeg segítségével meghatározhatjuk bármekkora anyagmennyiségű anyag tömegét és részecskéinek számát. Például 3 mol víznek a tömege $3 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 54 \text{ g}$, amely $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$, azaz $18 \cdot 10^{23}$ vízmolekulából áll. 22 g szén-dioxid pedig $22 \text{ g} / 44 \text{ g/mol} = 0,5 \text{ mol}$, amely $3 \cdot 10^{23}$ darab szén-dioxid-molekulát jelent.

Anyag	Vegyjel	Képlet	Relatív atomtömeg	Relatív molekulatömeg	Moláris tömeg	Az atomok vagy molekulák száma 1 mol anyagban
szén	C	–	12	–	12 g/mol	$6 \cdot 10^{23}$ szénatom
kén	S	–	32	–	32 g/mol	$6 \cdot 10^{23}$ kénatom
szén-dioxid	–	CO ₂	–	44	44 g/mol	$6 \cdot 10^{23}$ szén-dioxid-molekula
víz	–	H ₂ O	–	18	18 g/mol	$6 \cdot 10^{23}$ vízmolekula
réz	Cu	–	63,5	–	63,5 g/mol	$6 \cdot 10^{23}$ rézatom

Néhány példa a moláris tömeg és az anyagmennyiség összefüggésére

- 1 Mit jelent a relatív atomtömeg, és mit az átlagos relatív atomtömeg? Melyik jellemző egy adott atomra?
- 2 Milyen és hány darab elemi részecskét (protont, neutront és elektront) tartalmaznak a következő atomok: $^{24}_{12}\text{Mg}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$, $^{12}_6\text{C}$?
- 3 Állapítsd meg, hogy milyen atomok és ezekből hány darab található
 - a) egy hidrogénmolekulában,
 - b) egy mol hidrogénmolekulában,
 - c) 5 mol hidrogénmolekulában,
 - d) egy vízmolekulában,
 - e) egy mol vízmolekulában,
 - f) 10 mol vízmolekulában!
- 4 Mekkora az anyagmennyisége 32 g kén-dioxidmolekulának? $M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g/mol}$

Kérdések és feladatok

- 5 Mekkora a tömege 8 mol oxigénmolekulának?
 $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$
- 6 Melyiknek nagyobb a tömege: 5 mol nitrogéngáznak vagy 6 mol oxigéngáznak? Melyik tartalmaz több molekulát?
 $M(\text{N}_2) = 28 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$
- 7 Mérd meg egy mérleg segítségével egy tiszta vascsipesz tömegét! Számítsd ki, hány vasatom építi fel a csipeszt!
 $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$
- 8 Mekkora a víz moláris tömege, ha 3 moljának tömege 54 g?

4. lecke

Elektronok az atommag körül



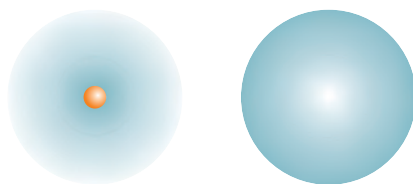
Miből származik a napfény energiája?



Az atomokban a pozitív töltésű atommag körül mozognak a mag vonzó hatása alatt álló negatív töltésű elektronok. Nem röpködnek összevissza az atommag körül, hanem mozgásuk és elrendeződésük meghatározott rend szerint történik.

Tudjuk, hogy az atomok rendkívül parányi részek. Szerkezetükről csak bonyolult kísérletek és számítások adnak felvilágosítást. A kísérleti eredmények azt bizonyítják, hogy az atomban az elektronok mozgását nem lehet azokkal az ismert törvényszerűségekkel megmagyarázni, amelyek a környezetünkben mozgó tárgyakra, az úgynevezett makroszkopikus világ tárgyaira jól alkalmazhatók. Így például az atomban a mag vonzó hatása alatt álló elektronról nem lehet pontosan tudni, hogyan mozog, nem lehet egy időben megállapítani, hogy hol van és mekkora a sebessége. Azt lehet csak mondani, hogy a mag körül adott térrészben található meg az elektron, legtöbbit az atommag környezetében tartózkodik, de attól távolabb is előfordulhat.

A ma használt atommodell szerint például a hidrogénatom parányi gömbnek képzelhető, melynek középpontjában van az atommag. A hidrogénatom egyetlen elektronja a gömb alakú térrészben mozog a mag körül. Többet tartózkodik a mag közelében, de attól távolabb is előfordulhat, mint azt az ábrán látjuk. Ebből következik, hogy az atomnak nincs éles, meghatározott felülete. Szemléletesen azt mondjuk, hogy az elektronok **elektronfelhőt** alkotnak az atommag körül. Az ábrán az is látható, hogy a felhő a mag közelében sűrűbb, mint a magtól távolabb.



A hidrogénatomot többféle módon ábrázolhatjuk

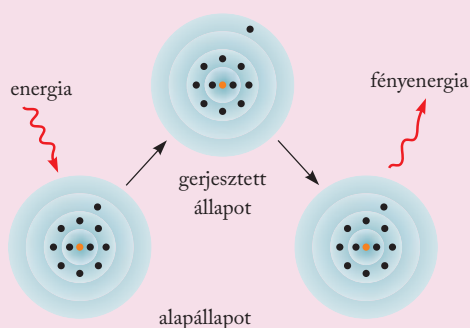
A hidrogénatom elektronja megfelelő energia-mennyiség hatására (fénybesugárzás, izzítás) távolabb is kerülhet az atommagtól, azaz a mag körül nagyobb gömb alakú térrészben is előfordulhat. Az elektronfelhőt ekkor nagyobb sugarú gömbbel ábrázoljuk. Az elektron ebben az esetben is a mag közelében fog a legtöbbet tartózkodni. Még több energia hatására az elektron el is távolítható az atomból, elszakítható az atommagtól.

Az atomban az elektromos töltésű elemi részek között két ellentétes hatással kell számolni. Az egyik a **pozitív töltésű atommag** és a **negatív töltésű elektronok közötti vonzás**, a másik az **azonos töltésű elektronok közötti taszítás**. Kivétel a hidrogénatom, amelyben az egyetlen proton és elektron között csak vonzás lehetséges. Meghatározó az atommag vonzása.

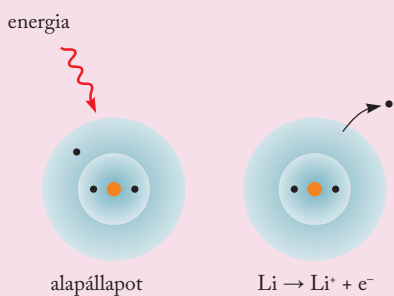
Az elektronokat a magvonzás tartja kötve az atomban, amely erősebb kapcsolatot jelent az elektronok közötti taszításnál.

A vonzás és a taszítás következtében minden elektronnak **elektromos kölcsönhatási energiája van**. Mivel az elektronok mozognak az atommag környezetében, **mozgási energiával** is rendelkeznek. Ezek együtt határozzák meg az elektron energiáját. Adott atomban minden elektronnak meghatározott energiája van.

Az atom legalacsonyabb energiájú állapotát **alapállapotnak** nevezzük. Ha az atom energiát vesz fel (pl. fény, hevítés vagy nagy energiájú röntgensugárzás hatására), akkor elektronja (vagy elektronjai) a magtól távolabb kerülhetnek, mint alapállapotban voltak. Az atom ekkor **gerjesztett állapotú lesz**. A gerjesztés megszűnésével azonban nagyon rövid idő alatt visszaáll az alapállapot, miközben az atom a felvett energiát kisugározza. Minden atomnak egyetlen alapállapota és számtalan gerjesztett állapota lehet.



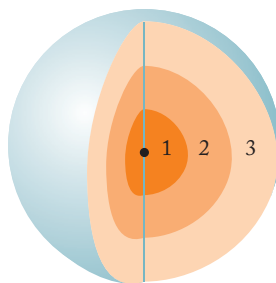
Az atom alap- és gerjesztett állapota



Energiabefektetéssel elektront szakíthatunk le az atomból

Energiaszintek az atomban

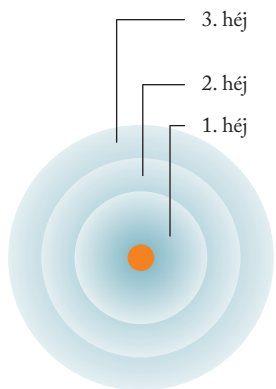
A kettőnél több elektront tartalmazó atomokban vannak olyan elektronok, amelyeknek energiája azonos, de lehetnek olyanok is, amelyeknek az energiája különböző. Például a héliumatomban a két elektron ugyanakkora energiával kötődik a két protont és két neutron tartalmazó maghoz. A lítiumatom három elektronja közül kettőnek azonos, de a harmadiknak az előzőektől eltérő az energiája. Ezért az atomban az elektronburkon belül **energiaszinteket** különböztetünk meg, melyeket **elektronhéjaknak**, röviden **héjaknak** nevezünk.



Energiaszintek az atomban

Az atommagtól átlagosan azonos távolságban lévő, közel hasonló energiájú elektronok egy-egy elektronhéjat alkotnak. A héjakat energiaszintként is értelmezhetjük. Az atommagtól távolodva a héjakat 1, 2, 3... n számokkal vagy K, L, M... betűkkel jelöljük.

Az atommaghoz legközelebb eső 1. (K) héjhoz tartozó elektronok vannak a legközelebb az atommaghoz. Itt a legerősebb az atommagok vonzása, ezek az elektronok vannak a legerősebben kötve az atomban, energiájuk itt a legalacsonyabb. Mivel a legbelső héjon lévő elektronok kötődnek a legerő-



Elektronhéjak az atomban

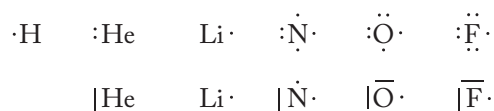
sebben a maghoz, ezek eltávolításához szükséges a legtöbb energia. A távolabbi héjak elektronjaira kevésbé hat a mag vonzása, ezért leszakításukhoz hevesebb, de mindig meghatározott energiameennyiség szükséges.

A természetben minden folyamat a legkisebb energiaállapot elérésére törekszik. Az **energiaminimum** elérésének elve az atomok esetében is érvényesül, valamennyi elektron a legkisebb energiájú helyet szeretné elfoglalni az atomban. Ez azonban kettőnél több elektron esetében nem lehetséges, mert az egyes héjakhoz csak meghatározott számú elektron tartozhat. Így például az 1. héjon kettő, a 2. héjon nyolc, a 3. héjon tizennyolc lehet az elektronok legnagyobb száma.

Ha egy héjhoz a megengedett legnagyobb számú elektron tartozik, akkor a héj **telített**, ha kevesebb, akkor **telítetlen**.

Az alapállapotú atomban tehát az elektronok a legkisebb energiájú helyeket foglalják el az energiaminimum elve szerint. Ha a protonszám növekedésének sorrendjében egy-egy újabb elektron épül be az atomba, az mindig a lehetséges legalacsonyabb energiaszintre kerül. Egy adott héjon belül az elektronok energiája közel hasonló érték. Ugyanannak a héjnak az energiája azonban minden atomban más és más érték, a protonszámától és az elektronok számától függően.

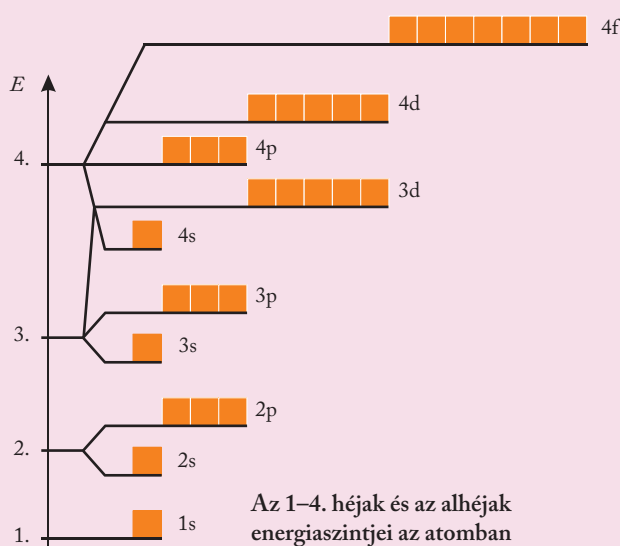
A kémiai folyamatokban elsősorban az atomok külső héján lévő elektronok vesznek részt, mivel ezek kötődnek legkevésbé az atommaghoz. A külső, többnyire telítetlen héjat **vegyértékhéj**nek nevezük, elektronjai a **vegyértékelektronok**. Az atommag és a belső, lezárt héjak az **atomtörzs**et alkotják. Az atomokat gyakran jelölik úgy, hogy a vegyjel mellett, ami ekkor az atomtörzsét jelenti, a vegyértékelektronokat pontokkal vagy vonalakkal tüntetik fel. Két pont együtt vagy egy kis vonás két elektront, azaz egy elektronpárt jelöl, egy pont egyetlen elektront jelent.



Az elektronoknak az atommag körüli elrendezése jelenti az atom elektronszerkezetét. Az elemek tulajdonságait döntően atomjaik magja és elektronszerkezete együtt határozza meg.

Héjak és alhéjak

Az atomban a negatív töltésű elektronok közötti tasztító hatás miatt a 2. héjtól kezdődően a héjak további energiaszintekre, **alhéjakra** válnak szét. Az alhéjakat s, p, d és f betűvel jelöljük, feltüntetve annak a héjnak a sorszámát, amelyikhez tartoznak. Az 1. héj egyben az 1s alhéj is, a 2. héjhoz két alhéj tartozhat, jelölésük: 2s és a 2p. A 3. héjnak három: 3s, 3p, 3d, a 4. héjnak négy: 4s, 4p, 4d, 4f alhéja lehet. Az egyes alhéjakhoz is csak meghatározott számú elektron tartozhat. Az s-alhéjon legfeljebb kettő, a p-alhéjon összesen hat, a d-alhéjon tíz, az f-alhéjon tizennyolc elektron lehet. A héjakhoz hasonlóan az alhéjak is lehetnek **telítettek** vagy **telítetlenek**.



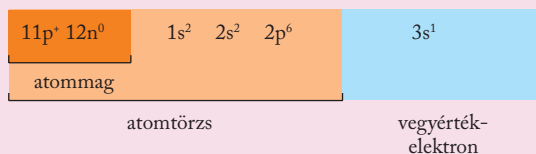
Az atomba belépő elektronok a héjak alhéjait először mindig egyesével foglalják el, amíg az alhéj félig feltöltődik, ezt követően lépnek be az egyedülálló, párosítatlan elektronok mellé a további párosító elektronok, az alhéj telítéséig. Például a 2p-alhéjra először három elektron lép, majd a negyedik elektron az első mellé, az ötödik a második mellé, a hatodik a harmadik mellé, elektronpárt alkotva. Az alhéjakon lévő elektronok tehát lehetnek **párosítatlanok** és **párosítottak**.

Adott héjon belül az alhéjak energiája kissé különbözik, általában az s, p, d, f sorrendben növekszik: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f...

Egy adott héjon belül az egyes alhéjak energiája azonos. Először mindig a legkisebb energiájú alhéjak töltődnek fel: az 1. héj, amely az 1s-alhéj, a 2. héjon a 2s-, majd a 2p-alhéj, a 3. héjtól a 3s-, a 3p-, majd a 4s-alhéj épül ki energiájuknak megfelelően. A magasabb energiájú héjaknál sorrendi eltérések lehetségesek: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p ...

Mint az ábrán is látjuk, a 3p-alhéj után nem a 3d-alhéj kiépülése folytatódik, hanem a 4s-alhéj kiépülése kezdődik. Ennek oka, hogy a 4s-alhéj energiája alacsonyabb a 3d-alhéj energiájánál. A nagyobb rendszámú elemek atomjainál a hasonló sorrendi eltérés gyakori.

Az atom elektronszerkezetének pontosabb jelölésekor az adott sorszámu héjhoz tartozó alhéj betűjelének jobb felső részén tüntetjük fel az alhéjhoz tartozó elektronok számát. Egyszerűbben csak a hé-



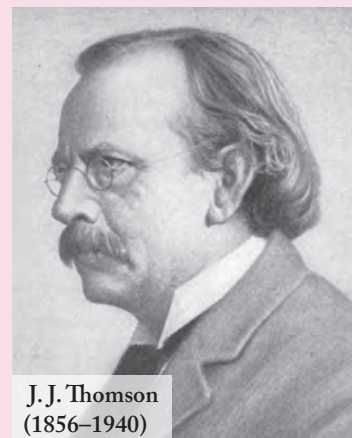
A nátriumatom atomtörzse és vegyértékelektronja

jakon lévő elektronok számát adjuk meg. Néhány példa:

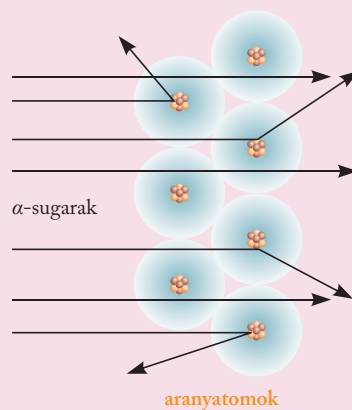
Elektron-szerkezet	Egyszerű jelölés	Jelentés
${}_2\text{He}: 1s^2$	${}_2\text{He}: 2$	két elektron az 1s-alhéjban, a héj és az alhéj telített
${}_3\text{Li}: 1s^2 2s^1$	${}_3\text{Li}: 2,1$	két elektron az 1s-héjban és egy elektron a 2s-alhéjban, a 2. héj és az alhéj telítetlen
${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$	${}_8\text{O}: 2,6$	két-két elektron az 1. héjban és a 2s- alhéjban, négy elektron a 2p-alhéjban, a 2. héj telítetlen
${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$	${}_{10}\text{Ne}: 2,8$	két-két elektron az 1. héjban és a 2s- alhéjban, hat a 2p-alhéjban, az 1. és a 2. héj telített

Atommodellek

Az atomok szerkezetének megismerése az elektron felfedezésével kezdődött. Azt a jelenséget már régen ismerték a fizikusok, hogy bizonyos anyagokból dörzsölés vagy hevítés hatására elektromos töltésű részecskék lépnek ki. Ismerték a vonzást és a taszítást a megdörzsölt anyagok között, de a jelenségre magyarázatot nem tudtak adni. **Thomson** angol fizikus volt az első, aki a katódsugarakat vizsgálva felfedezte (1897-ben), hogy az nem más, mint a fémekből nagy feszültség hatására kilépő, negatív elektromos töltésű részecskékből álló sugárzás. A részecskéket **elektronoknak** nevezte el, és megállapította töltésük és tömegük nagyságát is. Több kísérletet elvégezve kiderült, hogy az elektronok minden anyag közös alkotórészei, az anyagot alkotó atomokból származnak. Az atom tehát nem oszthatatlan, mint ahogy azt addig gondolták. Tudományos szempontból ez rendkívül jelentős felfedezés volt. Ha viszont az elektronok a semleges atomból származnak, akkor az atomban pozitív töltésű részecskéknak is lenniük kell. Thomson elképzelése szerint az atom egész térfogatát valamiféle pozitív töltésű anyag alkotja, amelybe mint pudingba a mazsola, ágyazódnak be a parányi, negatív töltésű elektronok. Thomson 1904-ben adta közre híres **mazsoláspudingmodelljét**. A radioaktivitás felfedezése új távlatokat nyitott az atomszerkezeti kutatások előtt. A radioaktív sugárzásban már az atomokból származó, pozitív töltésű részecskéket is találtak (alfa-sugarak). A pozitív töltés egységének a hidrogénatommagot vették, amit **protonnak** neveztek el. A következő kérdés természetesen az volt, hogyan helyezkedhetnek el az atomban ezek a pozitív és negatív töltésű részecskék. A kísérletek alapján sokféle elképzelés, leírás, modell született. Ezek közül a leghíresebb **Ernest Rutherford** angol fizikus szórás kísérlete volt. Rutherford alfa-sugaraknak (héliumatommagok, He^{2+}) vékony aranylemezen való áthaladását vizsgálta. A sugarak egy része irányváltozás nélkül, másik része kis elhajlással haladt át a fólián, míg néhány alfa-részecske visszattant róla.

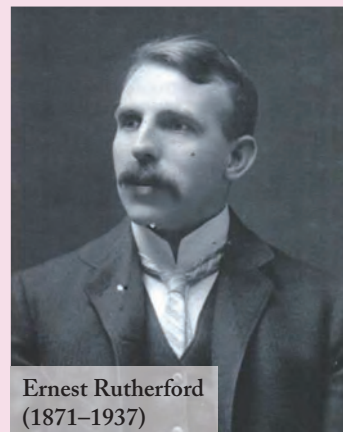


J. J. Thomson (1856-1940)



Rutherford szórás kísérletének vázlata

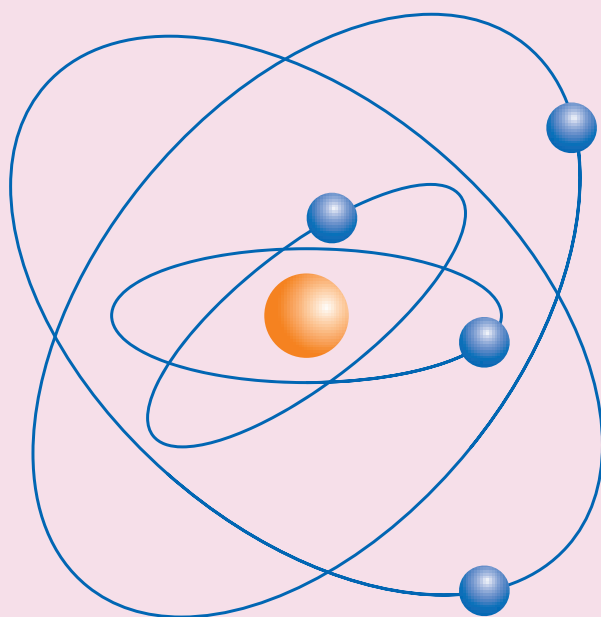
A kísérleti tapasztalatok alapján Rutherford alkotta meg az első használható atommodellt 1911-ben. Az alfa-részecskék elhajlását azzal magyarázta, hogy az atomnak van egy pozitív töltésű, viszonylag nagy tömegű és kis méretű központi része, az **atommag**, amely a mellette elhaladó, szintén pozitív töltésű alfa-sugarakat taszítja, ezáltal eltéríti eredeti irányukat. A visszapattanó részecskék pedig éppen az atommagba ütköznek. Az irányváltozás nélküli sugarakat az útjukba kerülő, nagyon kis tömegű elektronok mozgásukban nem akadályozzák, ezért zavartalanul haladnak tovább. **Rutherford atommodellje** a Naprendszerhez hasonlította az atomot, amelyben, mint a Nap körül a bolygók, a pozitív töltésű központi atommag körül a kicsi, könnyű elektronok. A modell azonban nem felelt meg más kísérleti tapasztalatoknak. A negatív töltésű elektronnak keringése közben energiát kellene kisugároznia, ennek következtében energiája fokozatosan csökkenne, végül beleesne az atommagba, ami nem történik meg. Ezt követően a legismertebb atommodellt **Niels Bohr** dán fizikus alkotta meg 1913-ban.

Ernest Rutherford
(1871–1937)

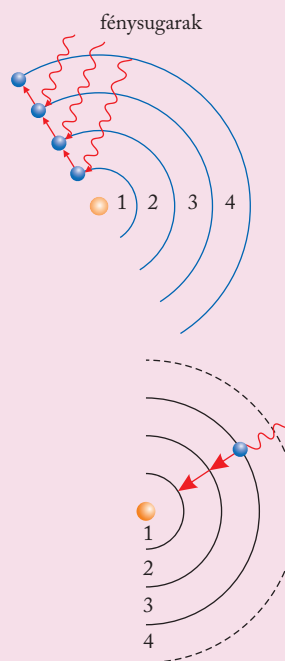
A Bohr-modell szerint az elektronok az atomban csak meghatározott sugarú körpályákon keringhetnek, ahol energiájuk állandó és meghatározott nagyságú. A megengedett pályákon keringő elektronok nem sugároznak energiát. Nagyobb sugarú pályán az elektron energiája is nagyobb. Magasabb energiájú pályára csak akkor kerülhet elektron, ha energiát nyer, de amikor visszakerül korábbi helyzetébe, a felvett energiát (pl. fény formájában) kisugározza. A Bohr-modell sokáig tökéletesnek tűnt, megalkotása mérföldkőnek tekinthető a tudomány fejlődésében. Később azonban kiderült, hogy a modell valójában csak a hidrogénatom esetében használható, és arra sem pontos. Ugyanis az elektronok nem meghatározott körpályákon keringenek, hanem térben veszik körül az atommagot. A kísérleti vizsgálatok szerint az atomok által felvett és kisugárzott fény energiája sem volt értelmezhető a modell alapján. Kiderült, hogy a nagyon kicsi részecskék világában nem használhatók a klasszikus fizika környezetünkre, a makrovilágra vonatkozó törvényei. A ma használt kvantummechanikai atommodell szerint például nem tudjuk megállapítani az atommag körül mozgó elektron pontos helyét, csupán a mag körüli térben való előfordulás valószínűségét adhatjuk meg.



Niels Bohr (1885–1962)



Rutherford atommodellje



Bohr atommodellje

KÍSÉRLET

Fémek lángfestése



Porcelántégelyekbe öntsünk 1:1 térfogatarányban hígított sósavat, szórjunk bele sorban kevés nátrium-, kalcium-, stroncium-kloridot, végül tegyük a csészékbe 1-1 kis darab cinket! Tartsuk vízszintesen a nem világító Bunsen-lángot a csészék fölé, és figyeljük meg a láng színét! A sók fémionjai a láng magas hőmérsékletén gerjesztődnek, majd a felvett energiát fény formájában kisugározzák. A kisugárzott fény energiája és ebből következően színe jellemző az egyes anyagok atomjaira.

A különböző fém-kloridok a lángot különböző színűre festik. Mi ennek az oka?

Kérdések és feladatok

- 1 Határozd meg, mit nevezünk elektronhéjnak és vegyértékhéjnak!
- 2 Állapítsd meg, hogy a 9. rendszámú elem atomjában milyen héjak lehetségesek! Hány elektron tartozhat hozzájuk? Melyik elektronoknak lehet azonos és melyeknek különböző az energiája?
- 3 Jelöld a nátriumatom és az oxigénatom elektronszerkezetét a héjak és az elektronok számának feltüntetésével! Hány vegyértékelektronja van a jelölt atomoknak?
- 4 Írd fel a következő atomok szerkezetét:
 - a) a 4 és a 12 protont tartalmazó atom, valamint
 - b) a 9 és a 17 protont tartalmazó atom! Milyen

érdekes megállapítást tehetsz a két-két atom vegyértékhéjával kapcsolatban?

5 Mi volt az alapvető különbség Rutherford és Bohr atommodellje között? Nézz utána az interneten is, hogy kísérleteik miért voltak olyan jelentősek a tudomány fejlődésében! Miért haladta meg a tudomány a Bohr-modellt? Miért használható mégis az atomok elektronszerkezetének elemi szintű leírására?

5. lecke

A periódusos rendszer és az atomok elektron-szerkezete



Minék alapján foglalhatók rendszerbe az atomok, illetve az elemek?

A periódusos rendszer felépítését korábban (az általános iskolában) már megismertétek.

Az elemeket atomjaik mindig eggyel növekvő protonszáma szerint sorba állíthatjuk. A protonszám növekedésével az elektronok száma is mindig eggyel nő, mivel az atomban a protonok száma megegyezik az elektronok számával. Azokat az atomokat, amelyek vegyértékheja azonos felépítésű, egymás alá írhatjuk. Az elemek így kialakított rendszere a periódusos rendszer.

A periódusos rendszerben 1–7. sorszámozott periódusokat, vízszintes sorokat és 1–18. sorszámmal jelölt függőleges csoportokat (oszlopokat) különböztetünk meg. A periódusos rendszerben a bór–asztácium vonaltól balra találjuk a fémeket, jobb oldalán a nemfémeket. Láthatjuk, hogy a fémek száma sokkal nagyobb, mint a nemfémeké. A két csoportot a félfémek választják el egymástól. Idetartozik például a szilícium, az arzén, az ón.

Az elemek teljes periódusos rendszerét a tankönyvben hátul, a belső borítóoldalon találjuk.

Az azonos csoportokban lévő, hasonló vegyértékhejű atomokból álló elemek kémiai tulajdonságai is hasonlóak. Például a 3-as, a 11-es és a 19-es rendszámú lítium, nátrium és kálium atomjának vegyértékhején egyaránt egy-egy elektron van. Mindhárom elem fémes fényű, szürke színű fém, oxigénnel és vízzel heves reakcióba lépnek. Nagy hasonlóságot tapasztalunk a 9-es, a 17-es és a 35-ös fluor, klór és bróm tulajdonságai között. Ezek az elemek a halogénelemek közé tartoznak, atomjaik vegyértékhején 7 elektron van, a fémekkel heves reakcióba lépnek. Például a klór a nátriummal, a jód az alumíniummal.

A csoportokat régebben I–VIII-ig terjedő római számokkal jelölték, és ezen belül A és b betűkkel fő- és mellékcsoportokat különböztettek meg.

1 H									2 He
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8		
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
2,8,1	2,8,2	2,8,3	2,8,4	2,8,5	2,8,6	2,8,7	2,8,8		

A periódusos rendszer részlete

A periódusok

A periódusos rendszer egy-egy sorában, periódusában az elemek tulajdonságai fokozatosan változnak, ahogy az atomokba a protonszám növekedésével egy-egy újabb elektron lép. Az elektronok számának változásával megváltozik az atomok elektronszerkezete, ami az elem tulajdonságainak módosulásával jár.

Az **első periódusban** az első héj épül ki, ezért itt **két elem** található: a hidrogén és a hélium. Az első héjon két elektron számára van hely, így atomjaik egy, illetve két elektront tartalmaznak, jelölésük: ${}_1\text{H}: 1$, ${}_2\text{He}: 2$.

A **második periódusban** a 2. héj épül. A 3-as rendszámú lítiumtól a 10-es rendszámú neonig a 2. héjra lép sorban egytől nyolc elektron. Ennek megfelelően a második periódusba **nyolc elem** tartozik. Jelölésük: ${}_3\text{Li}: 2$, ${}_4\text{Be}: 2, 2 \dots$ ${}_9\text{F}: 2, 7$, ${}_{10}\text{Ne}: 2, 8$.

A **harmadik periódusban** a 3. héjra lépnek sorra az elektronok. A 3. periódus a 11-es rendszámú nátriumtól a 18-as rendszámú argonig tart, annak ellenére, hogy a 3. héjon még további 10 elektron számára van hely. Ezért a harmadik periódusban ugyancsak **nyolc elem** található. Jelölésük:

${}_{11}\text{Na}: 2, 8, 1$, ${}_{12}\text{Mg}: 2, 8, 2 \dots$ ${}_{17}\text{Cl}: 2, 8, 7$, ${}_{18}\text{Ar}: 2, 8, 8$.

Mint látjuk, a periódusok egy-egy nemesgázzal zárulnak: He, Ne, Ar, amelyek külső héján kettő, illetve nyolc elektron van.

A **negyedik periódusban** a 4. héj kiépülése kezdődik. A 19-es rendszámú káliumban és a 20-as rendszámú kalcium atomjaiban egy, illetve két elektron lép a 4. héjra. Ezt követően a 21–30-as rendszámú elemek atomjaiban újra a 3. héjra lép további tíz elektron. A 30-as rendszámú cinkkel a 3. héj feltöltődése lezárul. A további, 31–36-os rendszámú elemeknél a 4. héj épül tovább hat elektronnal. A periódus a 36-os rendszámú kriptonnal zárul, és így összesen **18 elemet** tartalmaz. Jelölésük:

${}_{19}\text{K}: 2, 8, 8, 1$, ${}_{20}\text{Ca}: 2, 8, 8, 2$, ${}_{21}\text{Sc}: 2, 8, 9, 2 \dots$

${}_{34}\text{Se}: 2, 8, 18, 6$, ${}_{35}\text{Br}: 2, 8, 18, 7$, ${}_{36}\text{Kr}: 2, 8, 18, 8$

A 21–30-as rendszámú elemek atomjainak vegyértékhéja nem egyezik meg az előttük lévő csoportban lévő atomokéval, így nem írhatók egymás alá. A **10 elem** az előző csoportok közé ékelődik be, ez okozza a hosszú periódusok kialakulását.

Mint látjuk, a héjak kiépülésének sorrendje megfelel energiájuk sorrendjének, új héj kiépülése megkezdődhet akkor is, ha az alatta lévő héj még nincs teljesen betöltve.

Az elektronszerkezet kiépülését pontosabban az alhéjak energiája és feltöltődése alapján értelmezhetjük:

Az **első periódusban** az 1. héjra, az 1s-alhéjra kerül egy, illetve két elektron a hidrogén és a hélium atomjaiban: H: s^1 , He: s^2 .

A **második periódusban** a 2. héj 2s- és 2p-alhéjai töltődnek fel sorra kettő, illetve hat elektronnal. A héj és az alhéjak is telítettek, összesen a nyolc elektronnak megfelelően nyolc elem tartozik ide.

${}_3\text{Li}: 1s^2 2s^1 \dots$ ${}_9\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$ ${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$

A **harmadik periódusban** a 3. héjra lépnek az elektronok, a 3s- és a 3p-alhéjak épülnek ki a nátriumtól az argonig kettő, illetve hat elektronnal, annak ellenére, hogy a 3d-alhéjon még elférne 10 elektron. A periódusba ezért nyolc elem tartozik. A 3. héj 3s- és 3p-alhéjai telítettek, de a külső 3. héj telítetlen a hiányzó d-alhéj miatt.

${}_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \dots$ ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

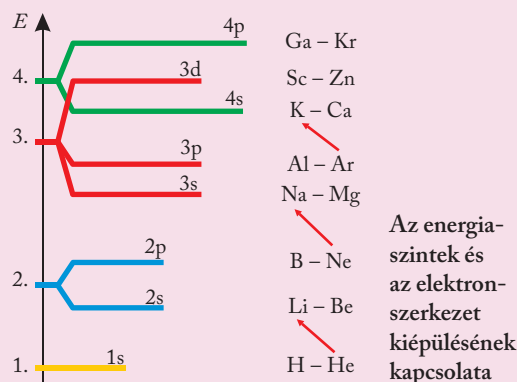
${}_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Az atomban a külső héjak s- és p-alhéjainak a telítettsége jelenti a nemesgázokra jellemző, stabilis elektronszerkezetet: $3s^2 3p^6$.

A **negyedik periódusban** a 4. héj 4s-alhéjára lép két elektron, ezt követően a következő energiaszintre, a 3d-alhéjra lép be sorra 10 elektron, majd folytatódik a 4p-alhéj kiépülése hat elektronnal a kriptonig. A periódusba ennek megfelelően **18 elem** tartozik. Az alhéjak rendellenes feltöltődése energiájuk sorrendjének felel meg: 4s, 3d, 4p. Mint látjuk, a héjak és alhéjak kiépülése energiájuk sorrendjében történik.

Az ötödik periódus a negyedikhez hasonlóan épül fel. Az alhéjak feltöltődési sorrendje: 5s, 4d, 5p.

A hatodik és a hetedik periódusban a 4f- és az 5f-alhéjak is kiépülnek 14-14 elektronnal a lantanoidák és az aktinoidák atomjaiban. Ezekben a periódusokban 32-32 elem lehet. A hatodik periódusban a 6. héj töltődik fel 6s, 4f, 5d, 6p sorrendben.



A csoportok vagy oszlopok

A csoportokban egymás alatt vannak azok az elemek, amelyek atomjainak vegyértékhéja azonos felépítésű. Az 1–2., illetve a 13–18. sorszámú csoportokban az elemek atomjainak legkülső héján csoportonként azonos számú elektron van.

A 3–12. csoportokban a külső héjon és az alatta lévő héjon azonos az elektronok száma.

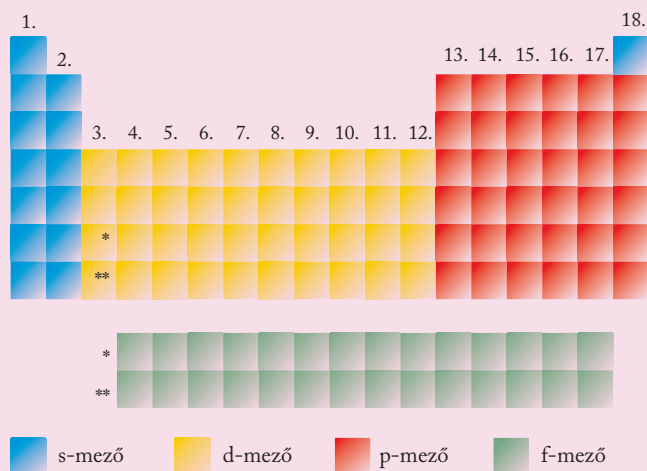
Látjuk, hogy az ugyanabban a csoportban lévő elemek hasonló kémiai tulajdonságai atomjaik meg egyező vegyértékhéj-szerkezetére vezethetők vissza.

Az egy-egy csoportba tartozó elemek elemcsaládokat alkotnak, például az első csoportban lévők az alkálifémek, a másodikba tartozók az alkáliföldfémek, a 17. a halogének, a 18. a nemesgázok csoportja.

A periódusos rendszerben az elemeket megkülönböztetjük aszerint is, hogy atomjaiknak melyik héja vagy alhéja épül ki. Így beszélhetünk az s-mező, a p-mező, a d-mező és az f-mező elemeiről.

Az **s-mező** elemeinél a külső héj **s-alhéján** egy vagy két elektron van. Az 1. és 2. csoport **fémes elemei** tartoznak ide (kivéve a hidrogén, amely nem sorolható be a fémes elemek közé).

A **p-mező** elemeinek atomjaiban a külső héj **p-alhéja** épül. A 13–18. csoportok **fémes és nemfémes elemei** tartoznak ide.



Az s-mező, a p-mező, a d-mező és az f-mező elemei a periódusos rendszerben

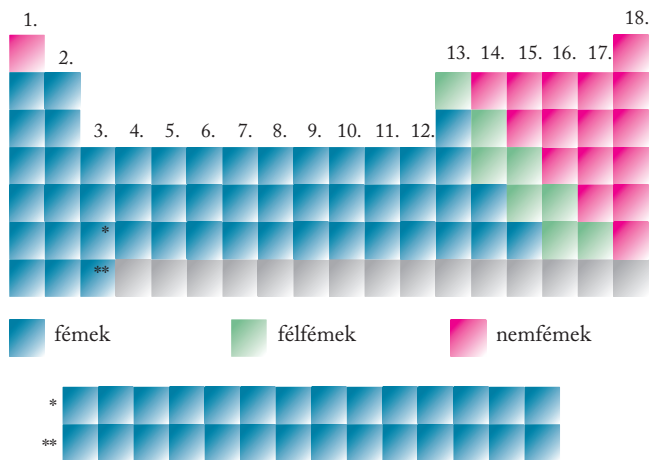
A **d-mező** elemei közé a 3–12. csoportokba 10-10 **fémes elem** tartozik, amelyek atomjai utolsó előtti héjának **d-alhéja** kerülnek az elektronok.

A fémeket és a nemfémeket a **félfémek** választják el egymástól. A félfémek elemeknek fémes és nemfémes tulajdonságaik is lehetnek. Ilyen például az arzén.

Az **f-mező** fémes elemei a 6. és 7. periódusban találhatók. A 14-14 elemből álló lantanoidák és aktinoidák atomjainál a kívülről számított harmadik héj **f-alhéja** épül ki. A 14-14 elemet két külön sorban tüntetjük fel a periódusos rendszer alatt, kizárólag azért, hogy a rendszer ne legyen túl hosszú.

Összefoglalva a tanultakat:

- Minden periódus olyan elemmel kezdődik, amelynek atomjában új héj kiépülése kezdődik. A periódus sorszáma megfelel a kiépülő elektronhéj sorszámanak.
- A héjak kiépülése energiájuk sorrendjében történik.
- Az egyes periódusokba meghatározott számú elem tartozik: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32.
- A csoportokban egymás alatt lévő elemek kémiai tulajdonságai hasonlóak, atomjaik hasonló vegyértékhéj-szerkezete miatt.
- Minden periódus nemesgázzal zárul (hélium, neon, argon, kripton, xenon, radon). Vegyérték-héjukon kettő, illetve nyolc-nyolc elektron van.



Fémek, félfémek és nemfémek helye a periódusos rendszerben

Nemesgázszerkezet

A 18. csoportba tartozó nemesgázok atomjainak különleges vegyértékhéj-szerkezetük van. A hélium esetében ez két elektront, a többi nemesgáznál pedig összesen nyolc elektront jelent a vegyértékhéj. A hélium és a neon esetében ez a vegyértékhéj telítettségét is jelenti, a többi nemesgáz vegyértékhéja nem telített, ennek ellenére szerkezetük rendkívül stabilis, **alacsony energiaállapotú**. Ezek az elemek nem vagy csak nagyon nehezen lépnek reakcióba más elemekkel. Szerkezetük stabilitásából

következik, hogy földi körülmények között, a természetben egyedülállóan, a nemesgázok atomjai önállóan, szabadon fordulnak elő. Minden más elem atomjai egymással vagy más elemek atomjaival összekapcsolódva léteznek, mert csak így alakíthatják ki a stabilis, alacsony energiájú elektronszerkezetet.

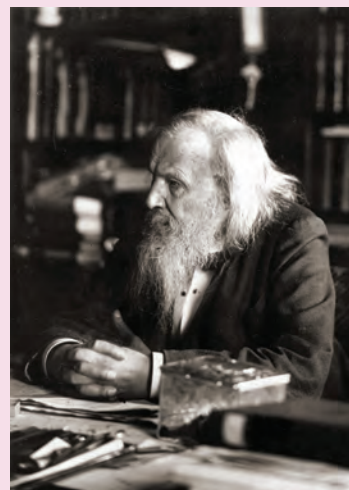
A jellegzetes **nemesgázszerkezet** jelölése: ns^2, ns^2np^6 , ahol n az adott héj sorszáma, például: $3s^23p^6$.

A periódusos rendszer kialakulása

A 19. században a megismert elemek számának bővülésével egyre inkább előtérbe került azok rendszerezésének igénye. A ma is ismert periódusos rendszer elődjének összeállítása Mengyelejev orosz tudós nevéhez fűződik (1869). Mengyelejev ismerte fel elsőként, hogy ha az elemeket növekvő atomtömegük (akkor még úgy mondták, atomsúlyuk) szerint sorba helyezi, akkor fizikai és kémiai tulajdonságaik periodikusan (szakaszosan) váltakoznak, ismétlődnek. Ekkor még csak 63 elemet ismertek. Mengyelejev ezért üres helyeket hagyott rendszerében az akkor még ismeretlen elemek számára. A hiányzó elemek tulajdonságait a szomszédos, ismert elemek tulajdonságai alapján nagy pontossággal megjósolta. Ennek alapján fedezték fel például a galliumot (1875-ben), a félvezető germániumot (1876-ban) vagy a szkandiumot (1879-ben).

Mengyelejev idejében még semmit sem tudtak az atom szerkezetéről. Ma már nem az atomtömeg, hanem az atomok protonszáma és elektronszerkezete a rendszerezés alapja. Meglepő módon az így összeállított periódusos rendszer sok tekintetben megegyezik Mengyelejev rendszerével. Ennek az a magyarázata, hogy az elemek atomtömeg és protonszám szerinti sorrendje néhány kivételtől eltekintve megegyezik egymással, mivel az atomtömeg a protonszámmal arányosan nő. Jelenleg 118 elemet ismerünk. Közülük mintegy 90 elem megtalálható a természetben, a nagy rendszámúak azonban csak mesterségesen állíthatók elő.

Két elemet magyar tudósok fedeztek fel: **Müller Ferenc** (1782-ben) az 52-es rendszámú tellúrt (Te) és **Hevesy György** (1923-ban) a 72-es rendszámú hafniumot (Hf).



Dimitrij Mengyelejev (1834–1907)

Kérdések és feladatok

1 A periódusos rendszer segítségével határozd meg a következő elemek atomjainak elektronszerkezetét: Mg, P, Al, Ar! Mi a nevük a felsorolt elemeknek?

2 Milyen elemek találhatók a periódusok elején, az első és a második csoportban, és milyenek a periódusok végén, a 16. és a 17. csoportban? Hasonlítsd össze az 1. és a 17. csoportba tartozó lítium-, illetve fluoratom vegyértékhéjában lévő elektronok

számát! Mit gondolsz, hogyan lehetne elektronszerkezetük hasonló a hozzájuk legközelebb álló nemesgáz elektronszerkezetéhez? Melyik lenne ez a nemesgáz?

3 Keress a világhálón olyan demonstrációs kísérlet videofelvételét, amely alkalmas az egy csoportba tartozó elemek (pl. nátrium és kálium) hasonló kémiai tulajdonságainak szemléltetésére!

A kémiai kötések
Az ionkötés és az ionrácsos kristályok
A fémek és a fémrácsos kristályok
Kovalens kötés molekulákban és atomrácsos
kristályokban
A molekulák alakja és polaritása
A molekulák közötti kapcsolatok
Összetett ionok



Kémiai kötések és kölcsönhatások

6. lecke

A kémiai kötések



Miért és hogyan jöhet létre az atomok kapcsolódása?



A természetben és környezetünkben sokféle anyagot ismerünk, gondoljunk csak az „éltető” vízre, a levegőre, a hegységek közeteire, élelmiszereinkre, a háztartásban használt különféle szerekre. Az anyagot alkotó részecskék parányi méretéről már volt szó, arról is, hogy az általunk látható, felismerhető anyagot a részecskék milliárdjai alkotják. Hogyan jöhet létre az ember számára érzékelhetetlen parányi részecskékből olyan sokféle, változatos formában megjelenő, jól látható, mérhető, tapintható anyag? A választ elsősorban az anyagot alkotó részecskék különbözőségében és különféle kapcsolódásában kell keresni.

A természetben a nemesgázok atomjai önállóan (szabad állapotban) fordulnak elő. Minden más elem atomjai egymással vagy más elemek atomjaival összekapcsolódva, kötött állapotban találhatók. Megismertük a nemesgázok atomjainak különösen stabilis, alacsony energiaállapotot jelentő elektronszerkezetét. Ez a héliumatom esetében két elektronnal, a többi nemesgáz esetében pedig az atomok külső héján nyolc elektronnal valósul meg.

Az elemek atomjai **kémiai kötésekkel** összekapcsolódva általában a hozzájuk közelálló **nemesgázatomokéhoz hasonló elektronszerkezetet** alakítanak ki. Például a hidrogén és a lítium atomjai a héliumatomhoz, a fluor és a nátrium atomjai a neonatomhoz, a klór és a kálium atomjai az argonatomhoz hasonló elektronszerkezetet hoznak létre. Ezáltal az összekapcsolódott atomok együttes energiája kisebb lesz, mint a külön álló atomoké volt.

A kémiai kötések kialakulásának legfőbb oka az atomok stabilis elektronszerkezetének kialakítása, és ezáltal az alacsonyabb energiaállapot elérése.

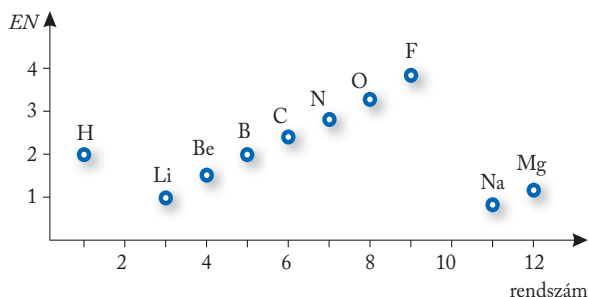
A kémiai kötésekben általában az atomok külső héján lévő vegyértékelektronok vesznek részt, elsősorban a párosítatlan elektronok. Az atomok különféle számban és többféle módon kapcsolódnak össze. Az atomok közötti **elsőrendű kémiai kötéseknek** alapvetően három típusát különböztetjük meg: **az ionos, a fémes és a kovalens kötést.**

- Az **ionkötés** kialakulásakor az atomok elektront vagy elektronokat adnak át egymásnak vagy vesznek el egymástól.
- A **fémes kötést** az atomok közössé vált vegyértékelektronjai biztosítják.
- A **kovalens kötést** esetén az atomok vegyértékelektronjaikból (vagy azok egy részéből) közös elektronpárokat hoznak létre.

Az elektronegativitás

Az atomok kapcsolódásakor a kémiai kötés típusát az egyes atomok vegyértékhéj-szerkezete és elektronvonzó képessége szabja meg. Az elektronvonzó képességet számszerűen az **elektronegativitással** fejezzük ki. Az elektronegativitás a **kémiai kötésben** lévő atomok **elektronvonzó képességét** jellemzi. Mértéke függ az atom magtöltésétől és elektronszerkezetétől.

Az elektronegativitás számértékét önkényesen választott skálán adják meg, amelyben a lítium elektronegativitását 1-nek, a fluorét 4-nek vették. A többi elemét e kettőhöz viszonyítva számítják ki. Az elektronegativitás tehát viszonyszám, mérték-egysége nincs.



Az elektronegativitás változása a periódusos rendszerben a rendszám függvényében

1.	H 2,1						He	
2.	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
3.	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4.	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr

Az elektronegativitás számszerű értékeinek táblázata

Az elemek **elektronegativitása** a periódusos rendszerben a rendszám növekedésével **periodikusan változik**, mint azt az ábrán és a táblázatban láthatjuk.

Egy **perióduson** belül az elektronegativitás balról jobbra haladva a halogénelemekig nő, mivel az atommag pozitív magtöltése és ezzel a közel azonos távolságban lévő elektronokra gyakorolt vonzóereje is egyre nagyobb. Ezért a periódusos rendszerben a periódusok elején, az 1. és 2. csoportban lévő fémeknek kisebb, míg a 16. és a 17. csoportbeli

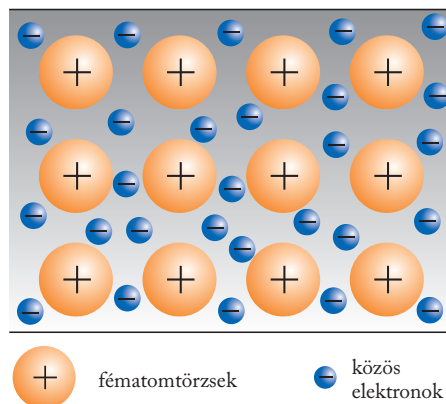
nemfémeknek nagyobb az (egymáshoz viszonyított) elektronegativitása. Általában minél kisebb az elemek elektronegativitása, annál kifejezettebb az elem fémes jellege. Ezért a periódusokban balról jobbra haladva a fémes jelleg csökken, a nemfémes pedig növekszik, például a 3. periódusban a nátrium és a magnézium kifejezetten fémes, a kén és a klór pedig nemfémes elemek.

Az egyes **csoportokban** az elektronegativitás felülről lefelé haladva csökken, mivel az atommag vonzó hatása a magtól távolabbi elektronokra egyre kisebb, ezért a fémes jelleg erősödik. Például a negyedik csoport elemei közül a szén nemfémes elem, az ón és az ólom viszont fémek. Ennek megfelelően változnak az elemek fizikai és kémiai tulajdonságai is, mint később látni fogjuk.

Az elektronegativitás fogalmát **Linus Pauling** amerikai kémikus vezette be 1932-ben. 1954-ben kémiai Nobel-díjjal, 1962-ben Nobel-békedíjjal tüntették ki.

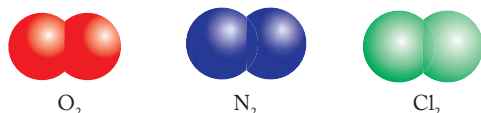
Az elektronegativitás és a kötés-típusok

Kémiai kötés létrejöhöz azonos vagy különböző atomok között. A kialakuló kötés típusát alapvetően az atomok elektronegativitása dönti el, de függ attól is, hogy milyen atomok kapcsolódnak össze. **Azonos atomokból** épülnek fel a **fémek** és a **nemfémes elemek**. A **fémek azonos atomjai** általában kevés vegyértékelektront (1, 2, 3) tartalmaznak, **elektronegativitásuk** viszonylag **kicsi** (< 2), ezért vegyértékelektronjaikat közössé téve alakítják ki a jellegzetes **fémek kötését** és a fémrácsot (Na, Mg, Al, Fe, Cu).



A fémrács modellje

A **nemfémek** több vegyértékelektronnal (4 vagy 7) rendelkező és **nagyobb elektronegativitású** (> 2) atomjai külső elektronjaikból (vagy azok egy részéből) közös elektronpárokat hoznak létre, és többnyire meghatározott számban, **kovalens kötéssel** összekapcsolódva molekulákat vagy atomrácsot alkotnak ($H_2, Cl_2, N_2, C_{gyémánt}$).



Az elemek kétatomos molekulái

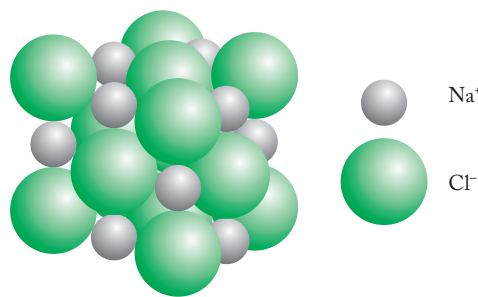
Az **elemek** azonos atomjai tehát elektronegativitásuktól és vegyértékhéj-szerkezetüktől függően **fémek** vagy **kovalens kötést** képeznek. A fémek elemekre a fémek kötés, a nemfémek elemekre a kovalens kötés a jellemző.

Az elem neve és jele		Elektronegativitás (EN)	Kötéstípus
nátrium	Na	0,9	fémek
magnézium	Mg	1,2	fémek
alumínium	Al	1,5	fémek
nitrogén	N	3,0	kovalens
oxigén	O	3,5	kovalens
fluor	F	4,0	kovalens

Néhány elem atomjának elektronegativitása és kötéstípusa

Különböző elemek atomjai vegyületeket hoznak létre. A különböző atomok elektronszerkezetek

és elektronegativitása más és más. Általában a kis elektronegativitású elemek atomjai elektronleadásra, a nagyobb elektronegativitásúak elektronfelvételre hajlamosak. Különböző **atomok kapcsolódásakor az elektronegativitások különbsége** a döntő. Ha az **elektronegativitások különbsége elég nagy** ($\Delta EN \geq 2$), akkor az atomok külső elektronjaikat (vagy azok egy részét) teljes egészében átadják egymásnak, ellentétes (pozitív vagy negatív) töltésű ionok jönnek létre, melyek **ionkötéssel** kapcsolódnak össze (NaCl, KBr).



A nátrium-klorid (NaCl) modellje

Ha a különböző atomok között az **elektronegativitás különbsége viszonylag kicsi** ($\Delta EN < 2$), akkor közös elektronpárokat alakítanak ki (HCl, HBr, CO), s molekulákat vagy atomrácsot hoznak létre a nemfémek elemekhez hasonlóan.

A **vegyületekben** tehát a különböző atomok **ionos** vagy **kovalens kötéssel** kapcsolódhatnak össze, elektronszerkezetüktől és elektronegativitásuk különbségétől függően.

A részecskék sokasága (sok milliárdja) hozza létre a különböző látható, tapintható, megfigyelhető fizikai és kémiai tulajdonságokkal rendelkező anyagi halmazokat, röviden az anyagokat.

EN-értékek		ΔEN	Vegyület neve és képlete		Kötéstípus
Li = 1,0	F = 4,0	$4,0 - 1,0 = 3,0$	lítium-fluorid	LiF	ionos
Na = 0,9	Cl = 3,0	$3,0 - 0,9 = 2,1$	nátrium-klorid	NaCl	ionos
K = 0,8	Br = 2,8	$2,8 - 0,8 = 2,0$	kálium-bromid	KBr	ionos
H = 2,1	Cl = 3,0	$3,0 - 2,1 = 0,9$	hidrogén-klorid	HCl	kovalens
C = 2,5	O = 3,5	$3,5 - 2,5 = 1,0$	szén-monoxid	CO	kovalens
N = 3,0	O = 3,5	$3,5 - 3,0 = 0,5$	nitrogén-monoxid	NO	kovalens

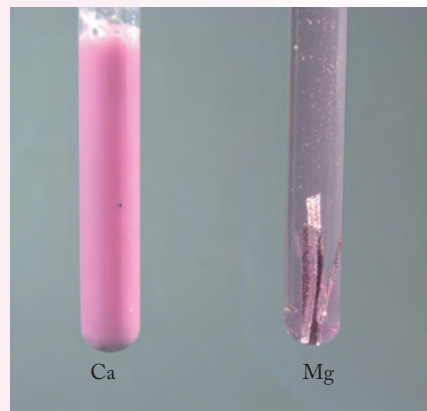
Néhány elem elektronegativitása, elektronegativitás-különbsége, vegyületeik neve, képlete és kötéstípusa

KÍSÉRLET

A kalcium és a magnézium reakciója
vízzel

1. Desztillált vizet tartalmazó kémcsőbe cseppentsünk kevés fenolftaleinoldatot, és dobjunk a vízbe 1-2, borsszem nagyságú kalciumdarabot! Erős pezsgést észlelünk, az oldat rózsaszínűvé válik.

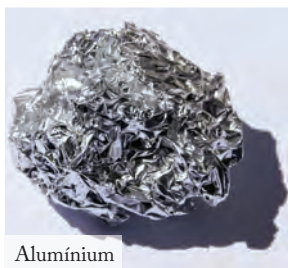
2. Fényesre csiszolt magnéziumszalagdarabot desztillált vízzel félig töltött és fenolftalein indikátorral megcseppentett kémcsőbe teszünk. Változást nem észlelünk. Melegítés után a forró vízben a szalag felületén gázbuborékok képződnek, a folyadék halvány rózsaszínű lesz.



Hasonlítsd össze a két fém elektronegativitását, és annak alapján adj magyarázatot az eltérő reakciókészségükre!



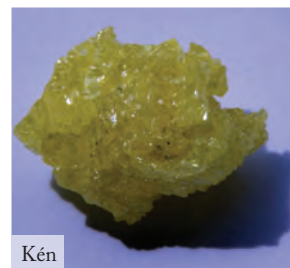
Magnézium



Alumínium



Vörösfoszfor



Kén

Fémes és nemfémes elemek

Kérdések és feladatok

- Mi a kémiai kötések kialakulásának legfőbb „hajtóereje”? Mondj egy-két példát!
- Mit fejez ki az elemek elektronegativitása? Tanulmányozd a 35. oldalon lévő grafikont, és állapítsd meg, hogy mely elemek atomjainak a legnagyobb és melyeknek a legkisebb az elektronegativitása!
- Milyen kapcsolat van az elemek fémes vagy nemfémes jellege és elektronegativitásuk között? Mondj példákat!
- Miért változik az elemek elektronegativitása periodikusan a rendszám függvényében?
- Milyen kötést alakítanak ki egymással a nátrium atomjai, a szén atomjai és a klór atomjai?
- Milyen kémiai kötés jön létre az alábbi elemek atomjai között:
 - nátrium és fluor,
 - magnézium és oxigén,
 - hidrogén és oxigén?
 Írd le a vegyületek képleteit is!
- Készíts logikai térképet a kémiai kötésekről, azok típusairól, főbb jellemzőikről, példákkal szemléltetve!

7 lecke

Az ionkötés és az ionrácsos kristályok



Milyen típusú kristályok fordulnak elő a leggyakrabban a természetben, és hol?



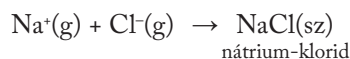
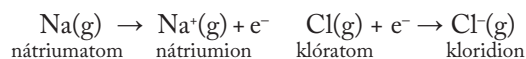
Ionok keletkezése atomokból

Az elemek atomjai egymással valamilyen módon összekapcsolódva, külső elektronjaikat megosztva alakítják ki a stabilis elektronszerkezetet. A kapcsolódás módját az atomok elektronegativitása határozza meg. A nemesgázokhoz közel álló atomok számára a legegyszerűbb lehetőség, ha leadják vagy felveszik a megfelelő számú elektront. Elektronleadással az elektronok száma kevesebb, elektronfelvétellel több lesz, mint a protonok száma az atommagban, ezáltal a semleges atomból pozitív vagy negatív elektromos töltésű részecske lesz.

Az atomokból elektronleadással vagy elektronfelvétellel keletkező elektromos töltésű részecskéket ionoknak nevezzük.

A pozitív töltésű ionok a **kationok**, a negatív töltésűek pedig az **anionok**. Kationok általában a kevés (1, 2, 3) vegyértékelektront tartalmazó fém-atomokból keletkeznek. Anionok a nemfémek atomjaiból jönnek létre, amelyeknek viszonylag sok (6 vagy 7) vegyértékelektronjuk van. Az ionok töltését a vegyjel jobb felső sarkában tüntetjük fel. Egy atom akkor adhat le elektront, ha olyan atommal találkozik, amelyik elektronfelvételre képes.

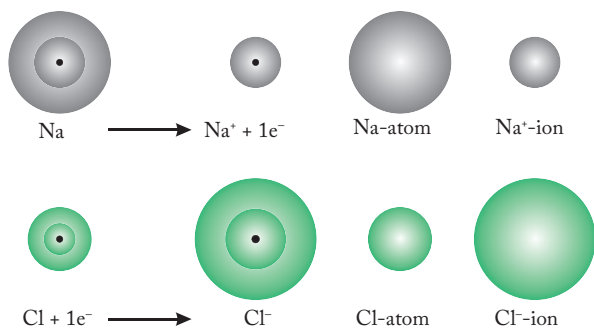
Például a nátriumatom egyetlen külső elektronját leadva nátriumionná alakul, vegyértékhéja ekkor a neonéval lesz azonos. A hét külső elektronnal rendelkező klóratom egy elektront felvéve negatív ionná lesz, külső héja az argonéval lesz megegyező. A két folyamat együtt megy végbe, a nátriumatomok leadott elektronjait a klóratomok veszik fel, nátrium- és kloridionok képződnek, melyek szilárd **ionvegyületet**, nátrium-kloridot alkotnak.



A nagyszámú ellentétes töltésű ion közötti erős elektromos vonzás egymás mellé rendezi és egymáshoz rögzíti az ionokat. Az ellentétes töltésű ionok közötti elektrosztatikus vonzást **ionkötésnek** nevezzük. Az ionkötés **erős, elsőrendű kémiai kötés**, amely általában fémek és nemfémek atomjai között jön létre, ha elektronegativitásuk különbsége elég nagy.

Az ionok pozitív vagy negatív töltéseinek a száma megegyezik a leadott vagy a felvett elektronok számával. Ezt az ionok jelölésében is feltüntetjük.

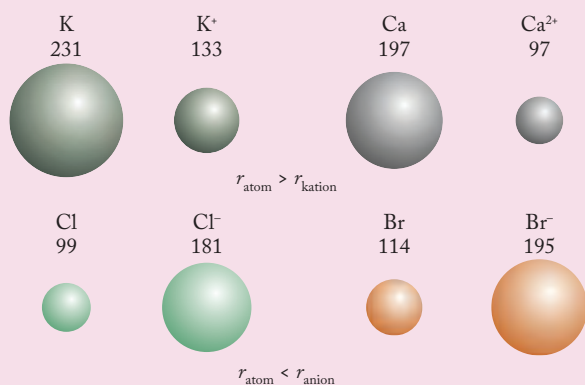
Például: pozitív töltésű ionok: K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}
negatív töltésű ionok: F^- , Br^- , O^{2-} , S^{2-}



Ionok keletkezése elektronleadással, illetve elektronfelvétellel

Az atomok méretét az **atomsugár**, az ionok méretét az **ionsugár** jellemzi. Ez általában megfelel az atommagtól számított legkülső héj sugarának. Az atomok és az ionok mérete jelentősen befolyásolja az elemek, illetve a vegyületek anyagi tulajdonságait, például a kémiai reakcióra való hajlamot, az olvadás- és forráspontot, a sűrűséget és az oldhatóságot.

Az **atomsugár** a gömb alakúnak tekintett szabad atom sugara. Az atomsugár a periódusos rendszerben a rendszám növekedésével szakaszosan, periodikusan változik.



Atomok és ionok sugarának összehasonlítása (pm-ben)

- Egy **perióduson belül** balról jobbra haladva az atomsugár **csökken**, ugyanis a növekvő magtöltés egyre közelebb vonzza magához az azonos héjban lévő elektronokat.
- A **csoportokban** viszont, a héjak számának növekedése miatt, az atomsugár felülről lefelé haladva **nő**. Az atommagnak a külső elektronokra ható vonzása a távolsággal csökken.

Az **ionsugár** a pozitív és a negatív töltésű ionok méretét jellemzi.

- A pozitív ion mérete mindig kisebb annál az atomnál, amelyből keletkezett. Az atommag vonzó hatása a kevesebb elektronra jobban érvényesül, és kationok képződésekor a külső héj gyakran megszűnik.
- A negatív töltésű ion mérete viszont mindig nagyobb a megfelelő atoménál. Az atommag változatlan pozitív töltésének vonzása a több elektronra gyengébb, jobban érvényesül az elektronok közötti taszítás. Az ionok mérete függ az ionok töltésszámától is.

Atom	Atomsugár (pm)	Ion	IONSUGÁR (pm)	Atom	Atomsugár (pm)	Ion	IONSUGÁR (pm)
Na	189	Na ⁺	102	Cl	99	Cl ⁻	181
Mg	160	Mg ²⁺	72	O	66	O ²⁻	140
Al	143	Al ³⁺	39	S	104	S ²⁻	184

Atomsugarak és ionsugarak összehasonlítása

A pozitív töltésű ionok elnevezésekor az elem nevéhez hozzátesszük az ion szót, például káliumion (K^+), kalciumion (Ca^{2+}). A negatív töltésű egyszerű ionok esetében az elem nevét -id végződéssel látjuk el, és hozzátesszük az ion szót, például bromidion (Br^-) vagy oxidion (O^{2-}).

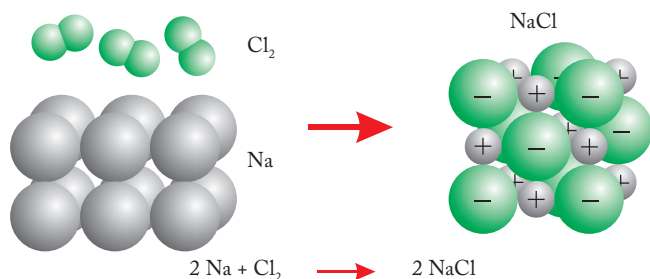
Az ionok lehetnek egyszerű és összetett ionok (töltéssel rendelkező atomcsoportok). Például: egyszerű ionok: káliumion (K^+), kalciumion (Ca^{2+}), alumíniumion (Al^{3+}), összetett ionok: hidroxidion (OH^-), oxóniumion (H_3O^+), ammóniumion (NH_4^+).

Ionvegyületek, ionrácsos kristályok

Az ionvegyületeket pozitív és negatív töltésű ionok sokasága alkotja. Az ionokat a közöttük ható ionkötés térben egymás mellé, kristályrácsba rendezi. Az ionvegyületek kristályos anyagok, röviden: **ionkristályok**.

Azokat a **szilárd anyagokat**, amelyekben az alkotórészek szabályos térbeli rendben, **kristályrácsban** helyezkednek el, **kristályos anyagoknak** nevezük. A kristálynak azok a pontjai, ahol a részecskék elhelyezkednek, a **rácspontok**. A kristályrácsban a részecskék helyhez vannak kötve, a rácsponton csupán rezgőmozgást végeznek. A részecskék között meghatározott erősségű összetartó erő hat. Ha a

kristályos anyag energiát vesz fel, például melegítéssel, akkor az olvadáspontot elérve, megolvad. A **kristályos anyagok** meghatározott, **éles olvadásponttal** rendelkeznek.



NaCl képződése. A NaCl (kősó) ionvegyület.

A kristályos anyagok részecskéit összetartó erőt a rácsenergia jellemzi.

Ionvegyületek esetében a rácsenergia 1 mol ionvegyület szabad, gáz-halmazállapotú részecskékre való felbontásához szükséges energia, mértékegysége kJ/mol.

Az ionvegyületek tulajdonságai

Az ionvegyületek szilárd, rideg és kemény anyagok, nem megmunkálhatók. **Olvadáspontjuk viszonylag magas**, különösen akkor magas, ha a kristály kis méretű és többszörös töltésű ionokból épül fel. Az ionkristályos anyagok az **elektromos áramot nem vezetik**, mivel az ionok a kristályrácsban rögzítve vannak, legfeljebb rezgőmozgást végezhetnek. Vezetővé csak megolvastva vagy vízben feloldva válnak. Az olvadékban, illetve az oldatban lévő ionok szabadon mozoghatnak, elektromos feszültség hatására töltésüknek megfelelő irányba elmozdulhatnak.

Az ionkristályban nincsenek molekulák, nincsen olyan nátriumion, amely egyetlen meghatározott kloridionhoz tartozna. Az ionvegyületek képlete az ionok egymáshoz viszonyított számarányát fejezi ki az adott ionvegyületben. Például a kálium-klorid képlete (KCl) az jelenti, hogy bármilyen mennyiségű kálium-klorid vegyületben ugyanannyi káliumion van, mint kloridion, az ionok számaránya 1:1. A magnézium-klorid képlete MgCl_2 , a magnézium- és a kloridionok számaránya 1:2. Egy mol magnézium-klorid vegyület 1 mol Mg^{2+} -ionból és 2 mol Cl^- -ionból áll. Ennek megfelelően moláris tömege: $24,3 + 71 = 95,3 \text{ g/mol}$.

Az ionvegyületek összetett ionokat is tartalmazhatnak.

Ionvegyület neve	Képlete	Alkotó ionok	Ionok számaránya
kalcium-klorid	CaCl_2	Ca^{2+} és 2Cl^-	1 : 2
réz(II)-szulfát	CuSO_4	Cu^{2+} és SO_4^{2-}	1 : 1
nátrium-karbonát	Na_2CO_3	2Na^+ és CO_3^{2-}	2 : 1
nátrium-foszfát	Na_3PO_4	3Na^+ és PO_4^{3-}	3 : 1

Néhány ionvegyület képlete és az alkotó ionok számaránya

Az ionvegyület legfontosabb tulajdonságait, olvadáspontját, oldhatóságát, keménységét az ionkötés erőssége és a kristály szerkezete szabja meg.

Általában: minél kisebb a kristályt alkotó ionok mérete, és minél nagyobb a töltésük, annál nagyobb az összetartó erő, és annál magasabb az olvadáspont.

Anyag	Olvadáspont (°C)	Oldhatóság (g/100 g oldat, 20 °C)
NaCl	800	35,8 g
NaF	990	4,2 g
CaF_2	1420	0,0016 g

Néhány ionvegyület olvadáspontja és oldhatósága

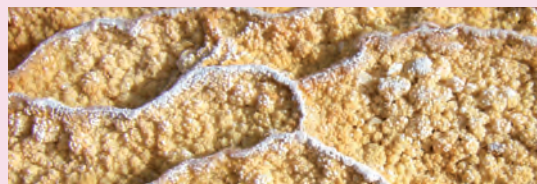
Az ionvegyületek nagyon gyakoriak a természetben, általában mint ásványok fordulnak elő. Ilyen ásvány például a kősó (NaCl), a mészkő (CaCO_3), a gipsz (CaSO_4), a chilei salétrom (NaNO_3), a kálisó (KCl). Az ásványok közül néhány jól oldódik vízben, így a folyók, tavak és a tengerek vizében is megtalálhatók. A tengervíz elpárolgásakor az oldhatóságuknak megfelelően egymásra rétegződve válnak ki a szilárd ásványi sók.



Aragonit (CaCO_3)



Kalcit (CaCO_3)



Gipsz (CaSO_4)

KÍSÉRLET

Nátrium és klórgáz reakciója

Lencse nagyságú nátriumdarabokat – amelyek felületét előzőleg megtisztítottuk – alul kilyukasztott kémcsőbe helyezük, és kis lángon megolvasztjuk. A megolvadt és meleg nátriumdarabot tartalmazó kémcsövet a klórgázzal teli hengerbe engedjük. A nátrium a klórral hevesen, szikrázás közben reagál. Reakció közben a kémcső falán fehér, kristályos anyag jelenik meg.



*Mi a fehér, kristályos anyag összetétele?
Miért megy ennyire hevesen végbe a reakció?*

1 Mi a képlete és a neve a következő elemekből képződő ionvegyületeknek?

- a) Alumínium és fluor,
- b) lítium és oxigén,
- c) kálium és jód,
- d) magnézium és bróm.

2 Milyen kötés jön létre az alábbi elemek atomjai között? Írd le a képződött vegyületek képletét!

- a) Nátrium és fluor,
- b) magnézium és oxigén,
- c) hidrogén és bróm,
- d) hidrogén és oxigén.

3 Írd fel a következő ionvegyületek képleteit!

- a) kalcium-fluorid,
- b) magnézium-szulfát,
- c) nátrium-karbonát,
- d) kálium-klorid.

Kérdések és feladatok

4 Hány darab iont tartalmaz összesen a felsorolt anyagok jelölt anyagmennyisége?

- a) 1 mol NaBr,
- b) 1 mol MgCl₂,
- c) 1,5 mol CaO,
- d) 2 mol MgF₂.

5 Keresd ki a világhálón a NaF, NaCl, NaBr olvadáspontjait! Ábrázold az adatokat egy diagramban! Hogyan befolyásolja az anionok mérete az olvadáspontot?

8 lecke

A fémek és a fémrácsos kristályok



Mi az oka a fémek hasonló és eltérő tulajdonságainak?

A periódusos rendszer tanulmányozásakor láttuk, hogy az elemek túlnyomó része fémes elem.

A fémek tulajdonságai között sok a hasonlóság, de a különbözőség is. A periódusokban a tulajdonságok fokozatosan változnak, hiszen az atomok protonszámának növekedésével egyre nő az elektronok száma is, változik az elektronszerkezet, és így az elemek tulajdonságai is. Az egyes oszlopokba tartozó fémek hasonló tulajdonságúak, hiszen atomjaik vegyértékhéján azonos számú elektron van. A fémek tulajdonságaira a magyarázatot atomjaik szerkezetében, a fémes kötés különlegességében, illetve kristályszerkezetükben kell keresni.

A fémes kötés kialakulása

A fémek atomjainak elektronegativitása viszonylag kicsi, vegyértékhéjukon kevés elektron van (1, 2 vagy 3), ezeket általában könnyen leadják vagy közössé teszik.

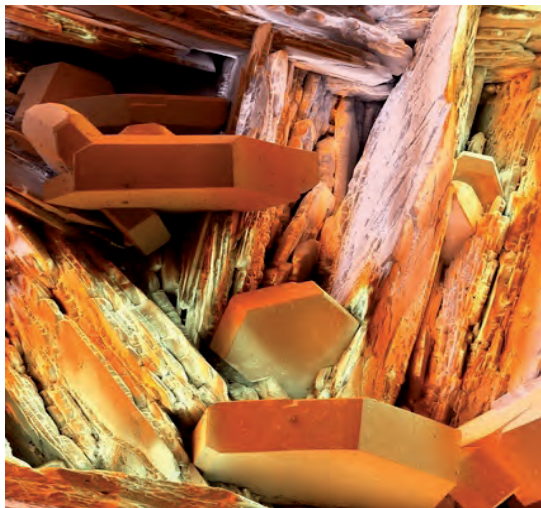
A **szilárd fémek** képződésekor, amikor sok azonos fématom egymás közelébe kerül, külső elektronjaik közössé válnak, delokalizálódnak, azaz valamennyi fématom vonzása alá kerülnek. A kialakuló fémrács rácspontjaiban fématomtörzsek (pozitív töltésű fémionok) vannak, és közöttük viszonylag szabadon áramolnak a közös, delokalizált elektronok. A kristályrácsot összetartó erő a pozitív töltésű fématomtörzsek és a delokalizált elektronok közötti vonzás, a **fémes kötés**. A fémes kötésben gyakran a vegyértékelektronokon kívül az utolsó előtti héj elektronjai is részt vesznek, ami a fémes kötetést erősíti. A fémes kötés erőssége függ attól, hogy a fématomok hány elektront adnak a fémes kötésbe. A fémes kötés **elsőrendű** kémiai kötés.

A fémek tulajdonságai

A fémekről ránézésre senki nem gondolná, hogy kristályos szerkezetűek, pedig nagy felbontású ultramikroszkóppal felismerhető az atomok szabályos elrendeződése, a kristályos forma.

A fémek jellemző tulajdonságai: fémes fény, szürke szín (kivéve a réz és az arany), szobahőmérsékleten a higany kivételével szilárdak, jól vezetik a hőt és az elektromosságot, általában jól alakíthatók (nyújthatók, kalapálhatók). Széles határok között változik azonban olvadási- és forráspontjuk, sűrűségük, keménységük.





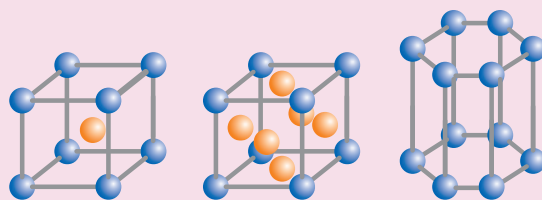
A fémek mikrokristályos szerkezete (ultramikroszkópos felvétel)

A fémek jó hő- és elektromos vezetését a delokalizált elektronok biztosítják. A legjobb vezetők: ezüst, réz, alumínium. A fémek és az ionvegyületek elektromos vezetése között nagy különbség van. A fémes vezetést a szilárd fémrácsban mozgó delokalizált elektronok biztosítják, az ionos vezetést viszont az ionvegyületek oldataiban vagy olvadákaiban elmozduló ionok hozzák létre.

A fémek elektromos vezetése a hőmérséklet-emelkedés hatására csökken, mert a fématomtörzsek és az elektronok mozgása erőteljesebbé, gyorsabbá válik, gyakrabban ütköznek, s ez akadályozza az elektronok mozgását, az áramvezetést. A fém hőmérsékletének növekedésével párhuzamosan nő a fém elektromos ellenállása is, szintén csökkentve a vezetés mértékét. A fémes vezetőktől megkülönböztetjük az ún. félvezetőket, mint a germánium, a szilícium és a szelén. Ezek vezetőképessége a hőmérséklet emelkedésével nő, alacsonyabb hőmérsékleten szigetelővé válnak.

A félvezetők többnyire atomrácsos anyagok, amelyek kovalens kötésű elektronjainak egy része viszonylag kevés energia hatására delokalizálódik, vezetésre alkalmassá válik. A félvezetőknek nagy jelentőségük van a fényelemek, az integrált áramkörök, a mikroprocesszorok működésében.

A fémek tulajdonságait kristályszerkezetük is befolyásolja. A fémionok méretétől függően háromféle jellegzetes fémes rács jön létre: a térben középpontos, a lapon középpontos és a hatszöges rács. A fémes rácsban a fémionok a lehető legszorosabban illeszkednek egymáshoz. A lapon középpontos és a hatszöges rácsban valósul meg a legszorosabb



A fémek fontosabb kristályszerkezetei: térben és lapon középpontos kockarács, hatszöges rács

illeszkedés. A szoros illeszkedés jobb térkitöltést jelent. Minél nagyobb a térkitöltés, annál jobban megmunkálható a fém. Megmunkáláskor (nyújtás, kalapálás) a fémes rács rétegei elcsúsznak egymáson, de közöttük a fémes kötés nem szakad meg.

Ez történik, amikor a rézből vékony szálát húznak, az alumíniumból fóliát, az aranyból hajszálvékony aranyfüstlemezt készítenek. A réz, az alumínium és az arany lapon középpontos kockarácsban kristályosodik, amely nagy térkitöltést és jó megmunkálhatóságot biztosít.

Térben középpontos kockarács	Li, Na, K, V, Cr
Lapon középpontos kockarács	Ca, Sr, Al, Cu, Ag, Au
Hatszöges rács	Mg, Zn, Co, Cd, Ti

Néhány fém jellegzetes fémrácsa

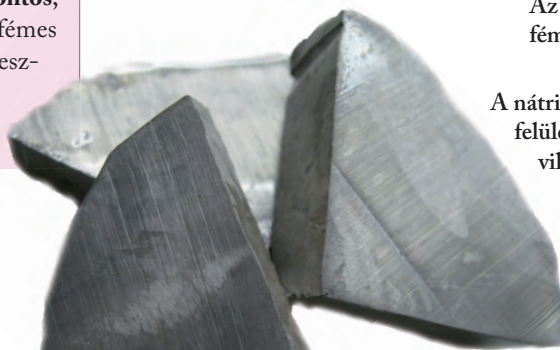
A fémek jellemző fizikai tulajdonságait, mint a sűrűség, az olvadáspont és a keménység, a fémes kötés erősségén kívül befolyásolja a fématomtörzsek mérete és tömege, melyek meghatározzák a térkitöltést, illetve a kristályrács szerkezetét.

A fémek sűrűsége tág határok között változik, legnagyobb az ozmiumé: $22,6 \text{ g/cm}^3$, legkisebb a lítiumé: $0,53 \text{ g/cm}^3$. Sűrűségük alapján megkülönböztetjük a könnyűfémeket, amelyek sűrűsége 5 g/cm^3 -nél kisebb, és a nehézfémeket, amelyeké ennél nagyobb.

Hasonlóképpen eltérő a fémek olvadáspontja is: legkisebb a higanyé: $-39,0 \text{ }^\circ\text{C}$, legnagyobb a volfrámé: $3410 \text{ }^\circ\text{C}$. A fémek keménysége is nagyon változatos: a nátrium és a kálium puha, késsel vágható, a króm viszont az egyik legkeményebb fém.



Az alumínium könnyűfém. Miért?



A nátrium vágási felülete csillogó, világosszürke

A fémek csoportosítása atomjaik elektronszerkezete szerint

A fémeket atomjaik elektronszerkezete, pontosabban atomjaik épülő alhéja szerint is szokták csoportosítani: az s-mező, p-mező, d-mező és f-mező fémeire.

Az **s-mező fémei** a periódusos rendszer első és második oszlopába tartozó alkálifémek és alkáliföldfémek. Szabad atomjaik vegyértékhéján az s-atompályán van egy vagy két elektron, melyet könnyen leadnak. Az **alkálifémek** atomjai egyetlen vegyértékelektronjukat adják a fémes kötésbe, ezért a kötés erőssége kicsi. A csoportban lefelé haladva, az atomméret növekedésével a kötése erősség tovább csökken. Az alkálifémek a legkisebb sűrűségű, olvadáspontú és keménységű fémek (késsel könnyen vághatóak). Reakcióképességük nagy, kémiai reakciókban pozitív ionokat képeznek. Az alkálifémekből nagyon könnyen, már erősebb megvilágítás vagy infravörös fény hatására is kiléphetnek elektronok. Ezen alapul például a fotocellák működése: ha a fényt elzárjuk a fotocella előtt, az ajtó „magától” kinyílik.

Az **alkáliföldfémek** atomjai két-két elektron leadásával erősebb kötet tudnak létesíteni, ezáltal magasabb az olvadáspontjuk, nagyobb a sűrűségük és a keménységük is, mint az alkálifémeké. Reakcióképességük nagy, de kisebb, mint az alkálifémeké.

A **p-mezőbe** többségében nemfémes elemek tartoznak, csak néhány fémet és félfémet találunk, amelyeknek a vegyértékhéj p-alhéján van 1, 2, 3 elektronjuk. A fémek változó számú elektronnal vesznek részt a fémes kötésben. Az alumínium atomja például a 2s- és 2p-alhéjakon lévő mindhárom elektronját a fémrácsba adja.

A **d-mezőbe** csak fémes elemek tartoznak. Itt találhatóak a mindennapokból jól ismert és az ipari feldolgozás számára legfontosabb fémek: vas, réz, nikkell, króm, cink stb. Atomjaikban a legkülső héjon általában két elektron van, és az utolsó előtti héj d-alhéja van kiépülében. A fémes kötésben a külső héj s-alhéjának elektronjain kívül a d-alhéj elektronjai is részt vesznek változó számban. Minél magasabb a fém olvadáspontja, annál több a d-alhéjról származó elektron a fémes kötésben. A kevés vegyértékelektron tartalmazó fémek tulajdonságait az utolsó előtti héj szerkezete jelentősen befolyásolja. A higany folyékony halmazállapota a fématom viszonylag kis méretével és zárt elektronszerkezetével magyarázható ($5d^{10}6s^2$).

Az **f-mező** elemei is valamennyien fémek. A 6. periódusban, az 57-es rendszámú lantan utáni elemek atomjaiban a kívülről számított második héj f-alhéjára lép sorra 14 elektron, ezért összesen 32 elem tartozik a 6. periódusba. A 14 elem összefoglaló neve: **lantanoidák**. Jelentősebb elemek nincsenek közöttük. A 7. periódusban a 89. rendszámú aktínium után következő elemek atomjainak 5f-alhéja épül ki 14 elektronnal. A 14 elem közös neve: **aktinoidák**. A 14. elemtől kezdődően ismét a 6-d alhéj kiépülése folytatódik. Ebben a periódusban olyan jelentős elemek találhatóak, mint például az atomreaktorokban használt urán és plutónium. Az f-mező elemei mind radioaktív tulajdonságúak.

Kérdések és feladatok

- 1 Sorold fel a fémek jellegzetes fizikai tulajdonságait! Közülük melyek hasonlóak és melyek különbözőek?
- 2 Miben különbözik a fémes kötés az ionkötéstől? Mitől függ a fémes kötés erőssége?
- 3 Vizsgálj meg rendre egy-egy kb. azonos vastagságú vas-, réz- és alumíniumhuzalt! Készíts egy táblázatot a fizikai tulajdonságok összehasonlítására!
- 4 Rendeld az alábbi olvadáspontokat a felsorolt fémekhez! Fémek: kálium (K), kalcium (Ca), nátrium (Na), vas (Fe), króm (Cr).
Olvadáspontok ($^{\circ}\text{C}$): 842; 63,7; 97,8; 1536; 1875.
Indokold a hozzárendeléseket!
- 5 Hasonlítsd össze a nátrium (Na) és a magnézium (Mg) atomjának elektronszerkezetét és tulajdonságait (olvadáspont, sűrűség, keménység)! Milyen megállapításokat tehetsz az atomok szerkezete és a tulajdonságok között? Készíts táblázatot! (A megfelelő adatokat a *Négyjegyű függvény táblázatokban* találod.)

9. lecke

Kovalens kötés molekulákban és atomrácsos kristályokban



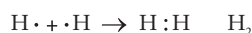
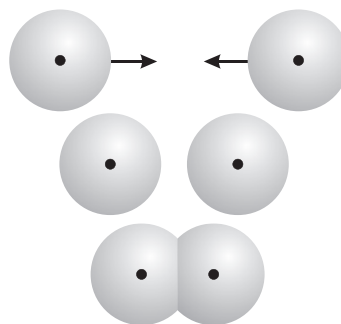
Milyen a gyémánt és a grafit kristályszerkezete?

A kovalens kötés kialakulása

A természetben a legtöbb anyag molekulákból áll, mint például a levegő, a víz, az élő szervezetek anyagai. Molekula képzésére főként a nemfémek atomjai hajlamosak. A stabilis elektronszerkezetet nem elektronok leadásával vagy felvételével érik el, hanem úgy, hogy külső elektronjaikat (vagy azok egy részét) megosztják egymás között, **közös elektronpárokat** alakítanak ki.

Az atomok között közös elektronpárral létrehozott kémiai kötés a kovalens kötés. A közös elektronpárt kötő elektronpárnak is nevezik.

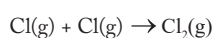
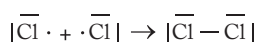
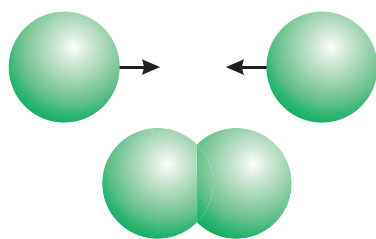
A kovalens kötés kialakulására a legegyszerűbb példa a **hidrogénmolekula képződése** hidrogénatomokból, illetve a klórmolekula keletkezése klóratomokból. A hidrogénatomban az egyetlen proton körül egyetlen elektron alakítja ki a gömb alakú elektronfelhőt. Amíg az atomok távol vannak egymástól, mindegyik elektront csak a saját atommagja vonzza. Ha az atomok közelednek egymáshoz, bizonyos távolságban az atommagok a másik atom elektronját is vonzani kezdik. Még további közeledéskor az elektronfelhők részben egymásba olvadnak. Az atomok további közeledését a magok közötti taszítás gátolja. Meghatározott távolságban a hidrogénatomok egy-egy elektrona a két atommag együttes vonzása alá kerül. A közös elektronpárt mindkét atom magja vonzza, ezáltal csökkentik a pozitív töltésű magok közötti taszítást, molekulává kapcsolják össze az atomokat. **A molekulákban az atomok kovalens kötéssel kapcsolódnak össze.** A kovalens kötés **elsőrendű kémiai kötés.**



A hidrogénmolekula keletkezése és a molekula modellje

A klórmolekulában a **kötő elektronpár** a klóratomok **vegyértékelektronjaiból** alakul ki, a hidrogénmolekulához hasonló módon. A molekulában az atomok vegyértékelektronjai párokba rendeződnek, kötő és nemkötő elektronpárok alakulnak ki.

A **nemkötő elektronpárok** az atomok kötésben nem lévő külső elektronjai, melyek csak egy atommag vonzása alatt állnak.



Klór molekula keletkezése klóratomokból
Milyen elektronokból alakul ki a kovalens kötés a klór molekulában?

A molekula szerkezeti képletében a kötő elektronpárokat a két atom vegyjele között, a nemkötő párokat a vegyjel mellett vonalakkal tüntetjük fel. Minden vonalka egy-egy elektronpárt jelképez.

A kovalens kötés hasonló módon alakul ki más elemek atomjai között is. A kovalens kötéssel összekapcsolódó atomok stabilis elektronszerkezetre tesznek szert, ezáltal a molekulák energiája kisebb lesz, mint az alkotó atomok együttes energiája volt. **A molekulaképződés oka az atomok alacsonyabb energiaállaptra való törekvése.**

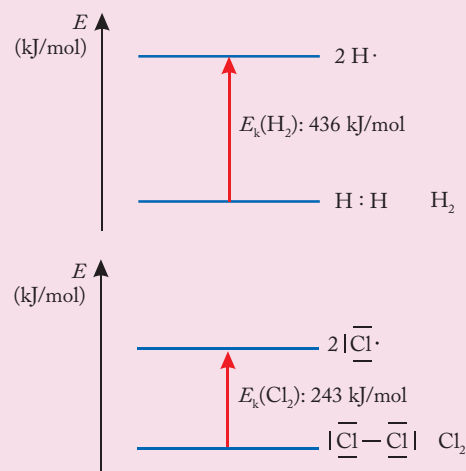
A kovalens kötetést két atom között létrehozhatja egy, kettő vagy három elektronpár. Ekkor **egyszeres, kétszeres** vagy **háromszoros kovalens kötésről** beszélünk. A **többszörös kötések** két vagy három vonallal jelöljük az atomok vegyjelei között. Egyszeres kötés van a hidrogénmolekulában, kétszeres az oxigénmolekulában, háromszoros a nitrogénmolekulában.

A kötési energia

A molekulák külső hatás nélkül általában nem bomlanak fel atomokra. Felbomlásuk csak külső energia hatására megy végbe (magas hőmérséklet, fény, ütközés stb.). Ebből következik, hogy egy molekulában az atomok közötti kötés felszakításához energiát kell befektetni. Például: egy mol hidrogénmolekula hidrogénatomokból való képződésekor 436 kJ energia szabadul fel. Ugyanennyi energiát kell befektetni egy

mol hidrogénmolekula atomokra való felbontásához. A hidrogénmolekula kötési energiája 436 kJ/mol.

Egy mol molekulában két atom közötti kötés felszakításához szükséges energiát **kötési energiának** nevezik. Jele: E_k , mértékegysége kJ/mol.



A hidrogénmolekula és a klór molekula kötési energiájának szemléltetése

Ha az ábrán fordított irányú lenne a nyíl, akkor mit fejezne ki?

A **kovalens kötés erősségét** jellemző kötési energia függ a kötéshossztól és a kötések számától (egyszeres vagy többszörös kötés). A **kötéshossz** vagy **kötéstávolság** a két atommag közötti távolság a molekulában. Általában minél nagyobb a kötéshossz, annál kisebb a kötési energia, és fordítva.

A molekula képlete	Kötéstávolság (pm)	Kötési energia (kJ/mol)
Cl-Cl Cl ₂	199	243
Br-Br Br ₂	228	193
I-I I ₂	269	151

Kétatomos molekulák kötéstávolsága és kötési energiája

A **többszörös kötések kötési energiája** együttesen mindig nagyobb, mint az egyszeres kötéseké. A második és a harmadik kötés gyengébb, mint az első, de a kettős vagy hármass kötés együtt erősebb az egyszeres kötésnél. Többszörös kötések kialakítására csak néhány elem képes: ilyen például a szén, az oxigén és a nitrogén. Ennek a három atomnak a mérete és az elektronegativitása együtt olyan kedvező, hogy a molekulában atommagjaik több közös elektronpár megtartására képesek.

Molekulák		Kovalens kötés	Kötés-távolság (pm)	Kötési energia (kJ/mol)
H ₂	H-H	egyszeres	74	436
O ₂	O=O	kétszeres	121	496
N ₂	N≡N	háromszoros	110	946
CO	C≡O	háromszoros	113	1070
H ₂ O	H-O-H	egyszeres	96	463

Egyszeres és többszörös kötésű molekulák kötési energiája és kötéstávolságai

A kovalens kötés kialakulhat úgy is, hogy a kötést létrehozó elektronpárt csak az egyik atom adja. Ha a kovalens kötést adó mindkét elektront az egyik atom adja, akkor **datív kötés** a neve. Kialakulása után a datív kötés semmiben nem különbözik az eddig megismert kovalens kötéstől. Például a szén-monoxid-molekulában a hármasszoros kötésbe két elektront a szénatom, négyet az oxigénatom ad, mondhatjuk, hogy a három kötésből az egyik datív kötés: [C≡O].

A kovalens kötés polaritása

Az elemi gázok jól ismert molekuláiban két-két azonos atom kapcsolódik össze (H₂, O₂, N₂). A sárgafoszfornek négy, a kénnek nyolc atomja alkot molekulát (P₄, S₈).

Az **azonos atomok** elektronegativitása azonos ($\Delta EN = 0$), az atomok egyforma mértékben vonzzák a kötő elektronpárokat, s azok a két atomhoz egyenlő mértékben tartoznak. Az azonos atomok között kialakuló kötő elektronpár nem okoz töltésettolódást, ezért a kovalens kötés és a kétatomos molekula is apoláris (nem poláris).

Kovalens kötés **különböző nemfémek elemek atomjai** között is létrejöhet. Például egy hidrogénatom és egy klóratom kapcsolódik össze a hidrogén-klorid molekulájában: HCl.

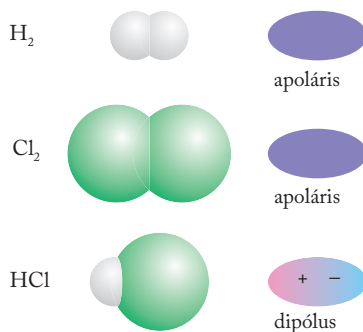
Egy oxigén- és két hidrogénatom alkotja a vízmolekulát: H₂O. Egy nitrogénatom három hidrogénatommal ammóniamolekulát képez: NH₃.

A különböző atomok elektronegativitása eltérő, ezért a két atom nem egyformán osztozik meg a kötő elektronpáron. A nagyobb elektronegativitású atom erősebben vonzza magához a kötő elektronpárt, ezáltal a töltések eloszlása a két atom között nem egyenletes. A nagyobb elektronegativitású

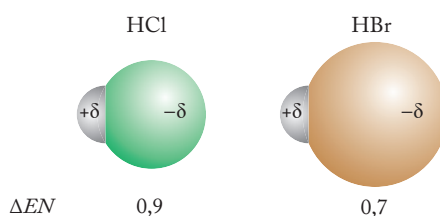
atomnál kis elektrontöbblet, a kisebb elektronegativitásúnál pedig kis elektronthiány jelentkezik. Az egyik atom kis negatív töltésű, a másik ehhez képest kis pozitív töltésű lesz, közöttük **poláris kovalens kötés** jön létre.

Különböző atomok kapcsolódásakor, ha az atomok elektronegativitása közötti különbség nem nagy ($\Delta EN < 2$), **poláris kovalens kötés** alakul ki.

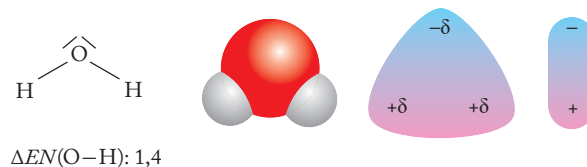
Ha a molekula **két különböző atomból** áll, mint például a hidrogén-klorid molekulája, a kötő elektronpár eltolódása miatt a molekulának két elektromos sarka, pólusa van, röviden: **dipólus**. A két különböző atomból álló molekulák mindig **dipólusok**. A kötés polaritása az atomok elektronegativitásának különbségétől (ΔEN) függ. Minél nagyobb ez a különbség, annál nagyobb a kötés polaritása, annál erősebb dipólus a kétatomos molekula.



Apoláris és dipólusos molekulák egyszerű jelölése



A hidrogén-klorid és a hidrogén-bromid dipólusos molekulája, a molekulák részleges töltéseinek jelölése



A víz dipólusmolekulája és jelölései

A poláris kötésben az elektromos töltések értéke kisebb az elektromos töltésgységénél. A dipólusmolekuláknak csak részleges (parciális) töltésük van, melyet az ábrán látható módon jelölnek.

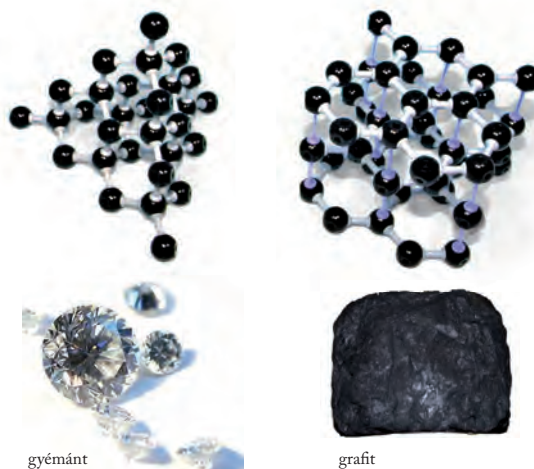
A kovalens kötés annál polárisabb, minél nagyobb a kötést létrehozó két atom elektronegativitása közötti különbség. Ezek alapján a hidrogén-halogenidek esetében a legpolárisabb a kovalens kötés a hidrogén-fluorid-molekulában, a legkevésbé poláris a hidrogén-jodidban. A legerősebb dipólus a HF, a leggyengébb dipólus a HI kétatomos molekulája. Kétatomos molekulákban a kötéspolaritás általában a molekula polaritását is eldönti.

Atomrácsos kristályok

Kovalens kötés nemcsak kevés atom között, hanem atomok milliói vagy milliárdjai között is kialakulhat. Ha nagyon sok azonos vagy különböző atom kovalens kötéssel kapcsolódik össze, szilárd halmazállapotú **atomrácsos kristályok** jönnek létre. Az **atomrácsos kristályokban** a rácspontokon lévő **atomokat** erős **kovalens kötések** tartják össze. Tipikus példája a **gyémánt**, amely szénatomokból áll. Minden szénatomhoz 4-4 másik szénatom kapcsolódik azonos távolságban és tetraédes elrendezésben.

Az erős kovalens kötések következtében az atomrácsos kristályok rendkívül kemény, magas olvadáspontú, oldhatatlan anyagok, az elektromosságot általában nem vezetik. Például a gyémánt a Földön a legkeményebb anyag.

A szén másik módosulata, a **grafit** kristályrácsa **réteges felépítésű**, ebből következően tulajdonságai is különböznek a gyémántétól. A szénatomok egy-egy **rétegben** erős **kovalens kötéssel** összekapcsolódva szabályos hatszögeket alkotnak. Egy-egy szénatom három kovalens kötést képez a szomszédos atomokkal. A szénatomok negyedik elektronja közössé válik, a réteg valamennyi szénatomjához hozzátartozik. A közös elektronok biztosítják a grafit jó elektromos vezetését. A hatszögekből álló **rétegek között** csak sokkal **gyengébb kapcsolat** van, ezért a rétegek könnyen elcsúsznak egymáson, a grafit keménysége kicsi. A grafitceruzáról leváló rétegek hagynak nyomot a papíron írás közben. A kovalens kötések miatt a grafit olvadáspontja is



A gyémánt és a grafit szerkezete, gyémántkristály és grafit képe

magas. A gyémánt és a grafit a szén **allotróp módosulatai**, mindkettő azonos atomokból áll, de eltérő a kristályszerkezetük. Az **allotrópia** egy elemnek vagy vegyületnek többféle molekula- vagy kristályszerkezetű változatban való előfordulása.

Az atomrácsos kristályokban tehát minden atomot kovalens kötés kapcsol össze, különálló molekulák nincsenek. Jellemzőjük a magas olvadáspont.

Az atomrácsos kristályok közé tartozik a félvezetőként számon tartott szilícium (Si), a germánium (Ge) és a kvarchomok néven ismert szilícium-dioxid (SiO₂) is. Ezek kristályszerkezete többnyire a gyémántéhoz hasonló.

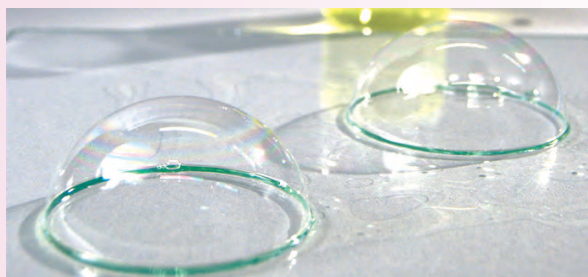
Atomrácsos kristály	Olvadáspont (°C)	Forráspont (°C)	Halmazállapot (25 °C, 101 kPa)
bór (B)	2101	4000	szilárd
gyémánt (C)	3500	4830	szilárd
germánium (Ge)	940	2800	szilárd
szilícium-dioxid (SiO ₂)	1710	2230	szilárd

Atomrácsos anyagok néhány fizikai tulajdonsága

KÍSÉRLET

A hidrogénmolekula képződésének szappanbuborék-modellje

Egy üveglapot kenjünk be vékonyan mosószeres glicerindattal! Mártunk be egy szívószálat a maradék oldatba, majd a végét érintsük az üveglap felületéhez, és óvatosan fújjunk egy buborékot, majd egy másik ugyanakkorát egymástól kb. 4-5 cm távolságban. Ez a két buborék jelképezi a két hidrogénatomot, amelyek között nincs kölcsönhatás. Szívószállal óvatosan mozdítsuk el az egyik buborékot a másik irányába! Egy adott távolságon belül vonzás lép fel a két buborék között, és kialakul a „hidrogénmolekula”.



1 Hány elektron van az alábbi atomok vegyérték-héján: K, Sr, C, Si, S, P, I? Melyik atom képezhet pozitív, illetve negatív töltésű iont? Melyik atom hajlamos kovalens kötés kialakítására más atomokkal?

2 Milyen elektronpárokat különböztetsz meg a klórmolekulában? Jelöld a klórmolekula szerkezetét!

3 A levegőt alkotó oxigén- és nitrogénmolekulákban is többszörös kötés van. Miért kevésbé reakcióképes gáz a nitrogén, mint az oxigén? Mely atomok és molekulák találhatóak még a tiszta levegőben?

4 Mikor apoláris és mikor poláris a kovalens kötés adott molekulában? Említs példákat!

5 Jelöld a következő molekulák szerkezeti képleteit, feltüntetve a kötő és nemkötő elektronpárokat!

Molekulák: HCl, H₂O, NH₃, CH₄.

Kérdések és feladatok

6 Jellemezd az atomrácsos kristályokat a gyémánt és a grafit példáján! Szempontok: az atom szerkezete, az atomok közötti kötés típusa, a kristály szerkezete.

7 Sorold fel a gyémánt jellegzetes tulajdonságait, és hasonlítsd össze azokat a grafitéval! Mi a különbség oka?

8 Mi az allotrópia?

9 Mikor nevezhetjük a kovalens kötetst datív kötésnek is?

10 Mely molekulák biztosan dipólusok, és melyek biztosan nem azok? Mondj egy-egy példát!

10. lecke

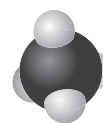
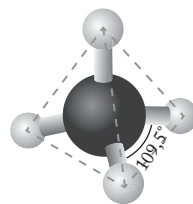
A molekulák alakja és polaritása

A molekulák alakja

A molekulákból álló anyagok tulajdonságait a molekulák alakja is befolyásolja, különösen a kettőnél több atomból álló molekulák esetében.

A metán (CH_4) molekulájában egy szénatom négy hidrogénatommal kapcsolódik. A szénatom a **központi atom**, mivel a többi atom mind a szénatomhoz kapcsolódik. A kötő elektronpárok azonos elektromos töltésük miatt taszítják egymást, ezért úgy rendeződnek el a központi atom körül, hogy egymástól a legtávolabb kerüljenek. Négy elektronpár esetén ez úgy valósulhat meg, hogy az elektronpárok a térben tetraéderesen rendeződnek el: a szénatom egy tetraéder középpontjába képzelhető, körülötte a négy kötő elektronpár, a négy kovalens kötés, a tetraéder négy csúcsa felé mutat. A négy hidrogénatom a tetraéder csúcsain található. A központi atomhoz kapcsolódó atomok a **ligandumok**. A metán molekulája **tetraéder** alakú.

A molekula alakját a kapcsolódó atomok kötési által bezárt szöggel, a **kötésszöggel** jellemezhetjük. A metán esetében a kötésszög $109,5^\circ$. Kötésszögnek nevezük a központi atomhoz kapcsolódó két atom kötési által bezárt szöveget.



CH_4

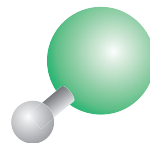


apoláris molekula

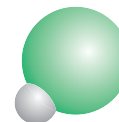
A metán molekulája tetraéder alakú

Két atomból álló molekulák alakja csak lineáris lehet, más lehetőség nincs, központi atomról nem beszélhetünk (H-Cl , H-H stb.).

Három atom esetén a molekula alakja egyenes, lineáris, ha a központi atomhoz csak kötő elektronpárok tartoznak.



$\text{H}-\text{Cl}$



HCl



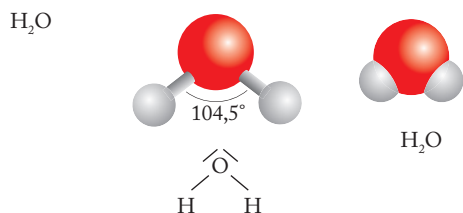
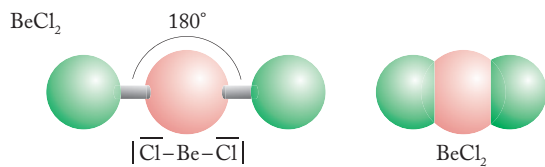
dipólus-molekula

A kétatomos HCl -molekula lineáris



Miért apoláris a klórmolekula, és miért dipólus a hidrogén-klorid molekulája?

Példa erre a berillium-klorid-molekula. A két kötő elektronpár úgy kerülhet legtávolabb egymástól, hogy a berilliumatom két ellentétes oldalán helyezkedik el.

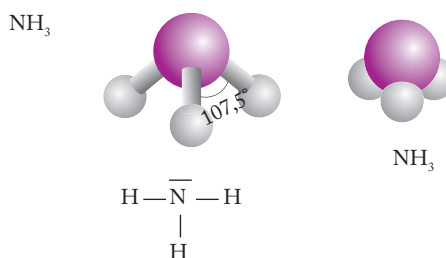
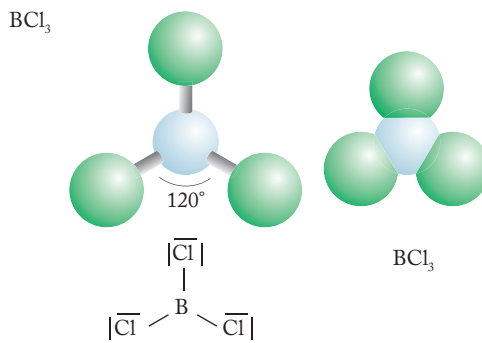


A háromatomos molekulák alakja lehet egyenes és V alak

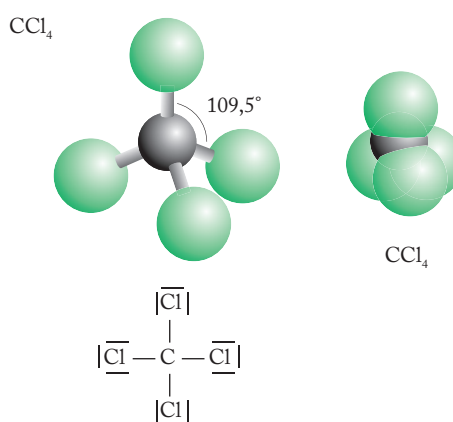
A vízmolekulát is három atom alkotja: H₂O. A molekula alakja mégsem egyenes, hanem egy V betűhöz hasonló. Ennek oka a két **nemkötő elektronpár** jelenléte a központi oxigénatom körül. A nemkötő párok taszító hatása, így helyigénye is nagyobb, mint a kötő elektronpároké, mert csak egy atommag vonzó hatása alatt állnak. Ezért a nemkötő párok a kötő elektronpárokat kissé szorítják, a molekula alakja módosul. Látjuk, hogy a központi atom körül elhelyezkedő nemkötő elektronpárok a molekula alakját jelentősen módosítják.

A **négy atomból** álló molekulák alakja – ha a központi atomhoz csak kötő elektronpárok tartoznak – síkháromszög. Ilyen például a bór-triklorid-molekula. Ha nemkötő elektronpár is van a központi atom körül, a kötésszög és az alak is módosul, mint az NH₃-molekula esetében látjuk. Az ammóniamolekulában a nitrogén a központi atom. A nitrogénatom mérete kicsi, nem fér el körülötte öt egyszeres kötést létesítő elektronpár. Ezért a nitrogénatom öt vegyértékelektronja közül három kötőpárt képez, két elektron pedig egy nemkötő párba rendeződik. A molekulában három kötő és egy nemkötő elektronpár alakul ki. A négy elektronpár a központi nitrogénatom vegyértékhéján tetraéderesen rendeződik el. A nemkötő pár nagyobb taszítása miatt azonban a molekula alakja módosul. Az ammóniamolekula alakja háromszög alapú piramis.

Öt atom esetén leggyakoribb a tetraéderes alak. Ilyen a szén-tetraklorid-molekula alakja is.

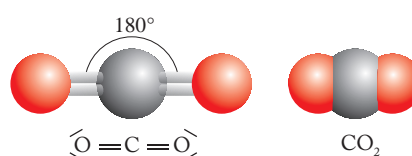


A négy atomból felépülő molekulák alakja síkháromszög vagy háromszög alapú piramis



Az öt atomból álló molekulák alakja tetraéderes

A kétszeres vagy háromszoros kötések a molekula alakjára nincsenek jelentős hatással. Például a három atomból álló szén-dioxid-molekulában két kettős kötés van: O=C=O, a molekula alakja lineáris a két egyszeres kötésnek megfelelően. A poláris kötések miatt az oxigénatomokon részleges negatív töltés, a szénatomon részleges pozitív töltés alakul ki. A molekula egyenes alakja miatt a pozitív



A szén-dioxid-molekula szerkezete

és a negatív töltések egymást semlegesítik, a molekula apoláris. Mint látjuk, poláris kötések ellenére is lehet egy molekula apoláris.

Összefoglalva: A molekulák alakját döntően a központi atomhoz tartozó egyszeres kovalens kötések száma határozza meg. A nemkötő elektronpárok jelenléte és száma a központi atom körül a molekula alakját jelentősen módosítja. A többszörös kötések hatása a molekula alakjára kevésbé jelentős.

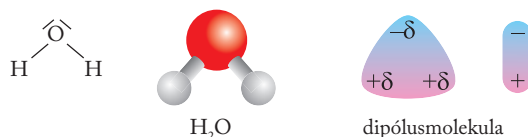
Apoláris és dipólusos molekulák

Azt már láttuk, hogy két azonos atomból álló molekula mindig apoláris, és a két különböző atomból álló mindig dipólus.

Előfordul, hogy egy molekula poláris kötései ellenére nem dipólusos, hanem apoláris, mint például a szén-dioxid és a metán molekulája. Mindkét molekulában poláris kovalens kötések vannak, és azok elrendeződése szimmetrikus. A szén-dioxid-molekulában egyenes mentén helyezkednek el, a metánmolekulában tetraéder csúcsai felé mutatnak. A kötések szimmetrikus térbeli elrendeződése miatt a kialakuló elektromos pólusok egymás hatását kioltják, ezért a molekula apoláris. A tetraklórmetánmolekula **nem dipólus**, mert olyan poláris kötések tartalmaz, melyek térbeli elrendeződése szimmet-

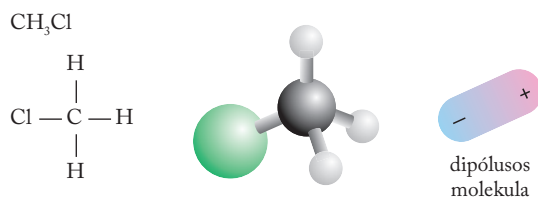
rikus (tetraéderes, mint a metánban), a töltések kiegyenlítik egymást, a molekula **apoláris**.

A természetben az egyik legfontosabb anyag a víz, melynek tulajdonságai jelentősen befolyásolják életünket. E tulajdonságokat viszont döntően a vízmolekulák szerkezete határozza meg. Érdeemes megvizsgálnunk ezt a rendkívül fontos, mindössze három atomból álló részecskét. A H_2O összetételű vízmolekulában a két O–H kötés poláris, és az oxigénatomhoz nemkötő elektronpárok is tartoznak, a molekula dipólus. Az utóbbiak helyigénye nagyobb, mint a kötő pároké, ezért a három atom egy V alak csúcsán és végpontjain helyezkedik el. A molekulában az oxigén- és a hidrogénatomokon kialakuló negatív, illetve pozitív pólusok nem egyenlítik ki egymás hatását, a **vízmolekula dipólus**. Ha a vízmolekula alakja „egyenes” lenne, mint például a szén-dioxid molekulája, a poláris kötések ellenére sem lenne dipólus, a töltések kiegyenlítődése miatt.

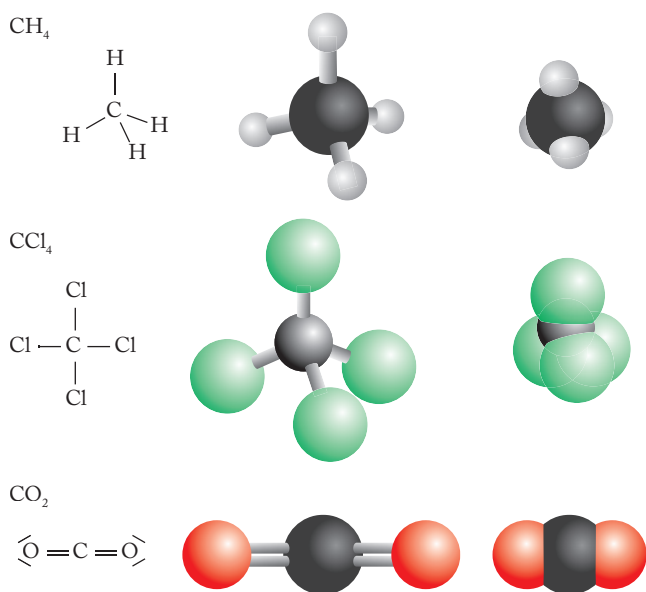


A vízmolekula szerkezete

A klór-metán-molekula **dipólus**, mert **különböző erősségű poláris kötések**et tartalmaz (a központi atomhoz különböző ligandumok kapcsolódnak). A töltések eloszlása a molekulában a szimmetrikus (tetraéderes) alak ellenére nem egyenletes, s ez gyenge pozitív és negatív pólus kialakulását okozza. Tehát a kettőnél több különböző atomból álló molekula az alakjától függően lehet dipólusos vagy apoláris. Azonos **poláris kötések** esetén a molekula akkor apoláris, ha alakja, térbeli felépítése szimmetrikus.



A CH_3Cl -molekula dipólusos



A metán, a tetraklórmetán és a szén-dioxid apoláris molekulái

Dipólusmolekula alakul ki kettőnél több atom esetén,

- ha a molekula **alakja** miatt a **poláris kötések töltései nem semlegesítik egymást**, illetve
- ha a központi atomhoz különböző ligandumok kapcsolódnak, s így eltérő **polaritású kötések** alakulnak ki.

A kovalens kötés polaritása a kapcsolódó atomok elektronegativitásának különbségétől függ; minél nagyobb ez a különbség, annál polárisabb a kötés. A kettőnél több atomból álló molekulák dipólusos jellege függ a molekulák alakjától és a kötések polaritásától.

Kapcsolódó atomok	Elektro-negativitás (EN)	ΔEN	A kovalens kötés polaritása
H–H	$EN(H) = 2,1$	0	$\Delta EN = 0$, a kötés apoláris
H–Cl	$EN(H) = 2,1$ $EN(Cl) = 3,0$	0,9	$\Delta EN < 2$, a kötés gyengén poláris
H–O–H	$EN(H) = 2,1$ $EN(O) = 3,5$	1,4	$\Delta EN < 2$, a kötés erősen poláris
Na és Cl	$EN(Na) = 0,9$ $EN(Cl) = 3,0$	2,1	$\Delta EN > 2$, a kötés ionos

A kötéspolaritás és az EN közötti kapcsolatok

1 Mi határozza meg alapvetően a molekulák alakját? Válassz egy-egy molekulát, és mutasd be az alakját döntően meghatározó, illetve azt kevésbé befolyásoló tényezőket!

2 Szerkeszd meg az alábbi molekulák szerkezeti képleteit: HF, PF₃, SiF₄! Készítsd el a molekulák pálcikamodelljeit! Melyik a központi atom?

3 Jelöld az alábbi molekulák szerkezeti képleteit, feltüntetve a molekulában kialakult elektronpárokat! Br₂, HBr, H₂S, CCl₄. Állapítsd meg, hogy hány kötő és hány nemkötő elektronpár tartozik a H₂S- és a CCl₄-molekula központi atomjához! Milyen alakúak ezek a molekulák?

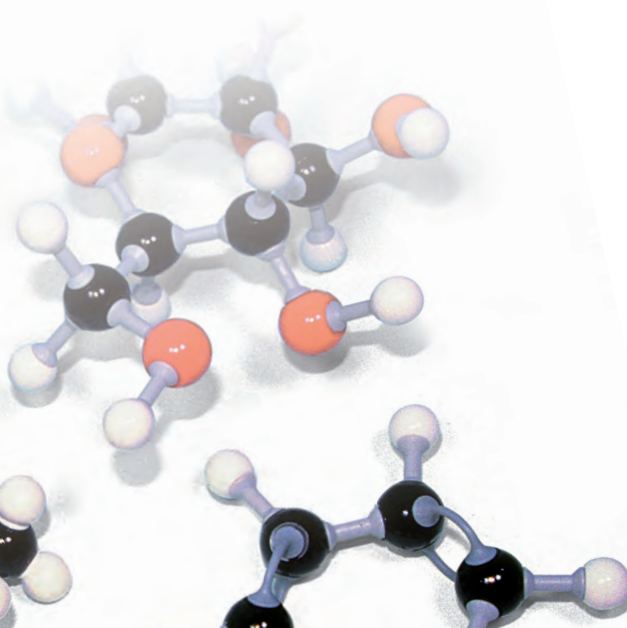
4 Mikor dipólusos biztosan egy molekula? Mondj példákat! Hasonlítsd össze a következő molekulákat: Br₂, CHBr₃, CBr₄! Melyik dipólusmolekula közülük?

Kérdések és feladatok

5 Indokold meg, hogy miért lehet a vízmolekula dipólusos, szemben az ugyancsak három atomból álló, apoláris szén-dioxid-molekulával!

6 Készíts memóriakártyákat a legfontosabb molekulákról! A kártyák egyik oldalán jelenjen meg a molekula összegképlete és szerkezeti képlete, a másik oldalra kerüljön az atomok, illetve a kötő és nemkötő elektronpárok száma, a molekula alakja, a kötés(ek) és a molekula polaritása.

7 Tölts le a telefonodra egy ingyenes 3D-s molekulamodellező alkalmazást, és szerkeszd meg a következő molekulákat: H₂O, NH₃, CO₂, CH₄, CH₃Cl, CH₂Cl₂, CHCl₃, CCl₄, BF₃, HCl!



11. lecke

A molekulák közötti kapcsolatok



Miért úsznak a jégtáblák a víz felszínén?



Már sok mindent tudunk a molekulákról, megismertük kötéseiket, alakjukat, polaritásukat. Ez még mindig nem elég ahhoz, hogy a molekulákból álló anyagok tulajdonságait megértsük. Az anyagok, akár csak egy porszem is, nem egy vagy néhány molekulából, hanem molekulák milliárdjaiból épülnek fel. Például egyetlen vízmolekula esetében nem beszélhetünk halmazállapotról, amit egy pohár víznél természetesnek tartunk. Ahhoz, hogy a molekulák sokaságából álló anyagok fizikai és kémiai tulajdonságait megértsük, ismernünk kell a nagyszámú molekula közötti kapcsolatokat is. Különösen fontos ez a cseppfolyós és a szilárd halmazállapotú anyagok esetében, bár egészen gyenge kapcsolatok még a gázmolekulák között is hatnak.

A másodrendű kémiai kötések

A molekulák közötti kapcsolatokat **másodrendű kémiai kötéseknek nevezzük**. Kialakulásuk és erősségük változó, de mindig gyengébbek a már megismert elsőrendű kémiai kötéseknel. A nagyon sok molekula között fellépő másodrendű kapcsolatok **folyadék** vagy **szilárd halmazállapotot** hozhatnak létre.

A másodrendű kötések erősségét azzal az energiával mérjük, amely a molekulák egymástól való elszakításához szükséges (pl. a folyadék párolgásakor vagy a szilárd anyag megolvadásakor). Ezért **a másodrendű kötések erősségére az anyagok olvadási- és forráspontértékei alapján következtethetünk**.

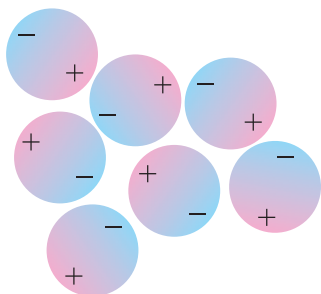
A másodrendű kötések erőssége függ a molekulák polaritásától.

Az apoláris molekulák között csak gyenge diszperziós kölcsönhatások hatnak, amelyek azért jönnek létre, hogy az atomok elektronjainak mozgása vagy a szomszédos molekulák atommagjai és elektronjai közötti vonzás gyenge, **pillanatnyi dipólusokat** hozhat létre. Sok-sok ilyen pillanatnyi dipólus közötti kölcsönhatás azonban elegendő lehet ahhoz, hogy folyadékká vagy szilárd halmazállapotúvá tartsa össze a molekulákat.

Diszperziós kölcsönhatások gyakran csak nagyon alacsony hőmérsékleten alakulhatnak ki, amikor a molekulák lassúbb mozgásuk miatt közelebb kerülnek egymáshoz.

Az apoláris molekulájú anyagok (H_2 , O_2 , Cl_2) **olvadási- és forráspontja** alacsony, szobahőmérsékleten többnyire gáz-halmazállapotúak. A diszper-

ziós kölcsönhatások kialakulásának lehetősége a molekula méretével és tömegével növekszik. Ezért a nagyobb méretű és tömegű apoláris molekulákból álló anyagoknak az olvadás- és forráspontja is magasabb érték. Az ilyen anyagok már szobahőmérsékleten is folyadékok vagy szilárd halmazállapotúak lehetnek. Például a halogénelemek és más apoláris molekulájú anyagok olvadás- és forráspontja a molekulák méretének és az anyag moláris tömege növekedésének megfelelően változik.



Diszperziós kölcsönhatások apoláris molekulák között

Név	Képlet	Olvadás-pont (°C)	Forráspont (°C)	Halmazállapot (25 °C, 101 kPa)
fluor	F ₂	-220,0	-188,2	gáz
klór	Cl ₂	-101,0	-34,7	gáz
bróm	Br ₂	-7,2	+58,0	folyadék
jód	I ₂	+113,7	+183,0	szilárd

Apoláris molekulájú elemek olvadás- és forráspontja
*Miért gáz-halmazállapotú a klór, és miért szilárd a jód?
 Fogalmazd meg, mitől függ a táblázatban látható halogénelemek olvadás- és forráspontja!*

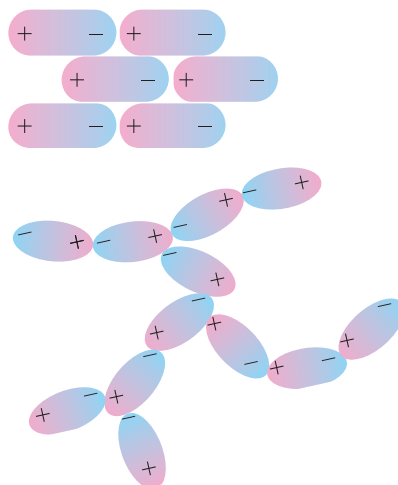


Az apoláris jód molekulák között a jód kristályban diszperziós kölcsönhatások hatnak

A diszperziós kölcsönhatások létét bizonyítja, hogy nagyon alacsony hőmérsékleten még a nemesgázok is cseppfolyósíthatók. Néhány nemesgáz forráspontja: neon (Ne) -248,6 °C, argon (Ar) -199,4 °C, kripton (Kr) -157,3 °C.

A dipólusmolekulák között erősebb elektromos vonzóerők érvényesülnek. A folyadékokban és a szilárd anyagokban a molekulák úgy helyezkednek el, hogy ellentétes töltésű pólusaik közel kerüljenek egymáshoz. A dipólusmolekulák közötti másodrendű kapcsolatokat **dipólus-dipólus kölcsönhatásnak** nevezzük.

A dipólusmolekulájú anyagoknak az **olvadás- és forráspontja** magasabb, mint a hasonló moláris tömegű, apoláris molekulájú anyagoké, többnyire már szobahőmérsékleten is folyadékok vagy szilárd anyagok.



Dipólus-dipólus kölcsönhatás a dipólusmolekulák között szilárd anyagokban és folyadékokban

Név	Képlet	Moláris tömeg (g/mol)	Olvadás-pont (°C)	Forráspont (°C)	Halmazállapot (25 °C, 101 kPa)
hidrogén-klorid	HCl	36,5	-114,8	-85,0	gáz
hidrogén-bromid	HBr	80,9	-88,5	-67,0	gáz
hidrogén-jodid	HI	128,0	-50,8	-35,5	gáz

Néhány dipólusmolekulájú vegyület olvadás- és forráspontja, halmazállapota

A táblázatban látható vegyületek közül melyik molekulái között hat a legerősebb dipólus-dipólus kölcsönhatás?

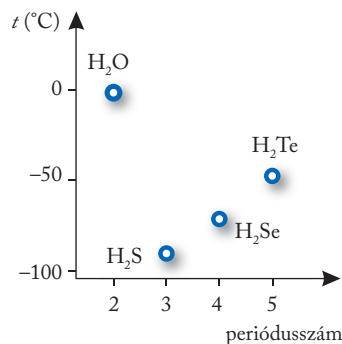
A hidrogénkötés

Az alábbi táblázatban bemutatott vegyületek molekulái polárisak, az egy csoportba tartozók molekulái hasonló szerkezetűek. Eddig azt láttuk, hogy a nagyobb méretű és tömegű molekulákból álló anyagok olvadás- és forráspontja magasabb érték. A felsorolt anyagok közül azonban a víznél „rendellenességet” tapasztalunk.

Név	Képlet	Moláris tömeg (g/mol)	Olvadás-pont (°C)	Forráspont (°C)	Halmazállapot (25 °C, 101 kPa)
víz	H ₂ O	18,0	0,0	+100,0	folyadék
kénhidrogén	H ₂ S	34,0	-82,9	-61,8	gáz
szelénhidrogén	H ₂ Se	79,0	-67,5	-41,3	gáz
tellúridhidrogén	H ₂ Te	129,0	-48,9	+2,2	gáz

Néhány dipólusmolekulájú vegyület olvadás- és forráspontja, halmazállapota

A vízmolekula mérete és tömege alapján a víz forráspontja -70 °C körül lenne, szemben az ismert 100 °C-kal, ami azt jelentené, hogy a víz szobahőmérsékleten gázhalmazállapotú lenne. Milyen szerepe van a vízmolekula szerkezetének a víz rendellenes tulajdonságaiban?



Hidrogénvegyületek olvadás-pont-grafikonja

Azt tudjuk, hogy a másodrendű kötések erőssége a molekulák méretével és tömegével növekszik. A felsorolt vegyületek között a vízmolekula mérete és tömege a legkisebb, ezért a moláris tömeg alapján a víz olvadás- és forráspontját várnánk a legacsonyabbnak a három vegyület közül. Ezzel szemben a víz olvadás- és forráspontja a legmagasabb, a víz folyadék, a kénhidrogén és a szelénhidrogén viszont gáz.

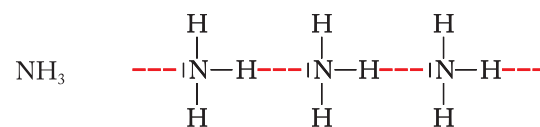
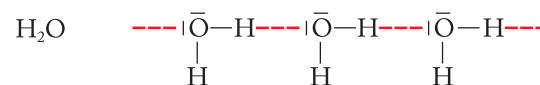
A víznek ez a rendellenes viselkedése az erősebb kapcsolatot jelentő **hidrogénkötésekre** vezethető vissza. A többi vegyület dipólusmolekulái között csak gyengébb dipólus-dipólus kötések hatnak, hidrogénkötések nem alakulnak ki. A hidrogénkötés jelenlétét tehát az anyagok „rendellenesen” magas olvadás- és forráspontja árulja el.

Hogyan alakul ki a hidrogénkötés két vízmolekula között? A vízmolekulában a hidrogén- és az oxigénatomok között a kovalens kötés poláris, továbbá az oxigénatomhoz két nemkötő elektronpár is tartozik, a vízmolekula dipólus. Az oxigénatom nagyobb elektronegativitása miatt a kötő elektronpárt nagyobb mértékben vonzza, mint a hidrogénatom magja, ezért az oxigénatomon negatív, a hidrogénatomon pozitív pólus alakul ki. Ennek következtében a hidrogénatommag a szomszédos vízmolekula oxigénatomjának nemkötő elektronpárjához kapcsolódik, kölcsönös vonzás, ún. hidrogénkötés jön létre. A hidrogénatom az egyik oxigénatomhoz kovalens kötéssel, a másik oxigénatomhoz gyengébb hidrogénkötéssel kapcsolódik.

A hidrogénkötés erősebb az eddig megismert másodrendű kötéseknel, de gyengébb a kovalens kötésnél.

$$E_{\text{kovalens kötés}} > E_{\text{hidrogénkötés}} > E_{\text{dipólus-dipólus}} > E_{\text{diszperziós}}$$

Például a vízmolekulák közötti hidrogénkötés felszakításához 18 kJ/mol energia szükséges, míg az O–H kötések energiája a vízmolekulában 464 kJ/mol.



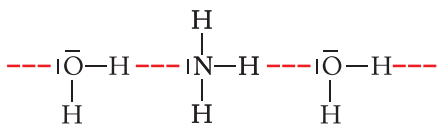
Hidrogénkötések a víz, az ammónia és a hidrogén-fluorid molekulái között

Elsőrendű kémiai kötések	80–800 kJ/mol
Diszperziós és dipólus-dipólus kötések	0,8–12 kJ/mol
Hidrogénkötés	8–40 kJ/mol

A kötési energiák nagyságrendje

A hidrogénkötésnek jelentős szerepe van a természetben a legfontosabb folyadék, a víz tulajdonságainak alakulásában.

Hidrogénkötéssel nemcsak vízmolekulák kapcsolódhatnak össze, hanem minden olyan molekula, amely hidrogénatomot és olyan nagy elektronvonzó képességű atomot (oxigén-, nitrogén- vagy fluoratomot) tartalmaz, amelyhez nemkötő elektronpár is tartozik. Így például hidrogénkötés kialakulhat ammóniamolekulák (NH_3) vagy a hidrogén-fluoridmolekulák (HF) között is. Hidrogénkötés természetesen különböző molekulák között, például víz- és ammóniamolekulák között is létrejöhet.



Hidrogénkötés víz- és ammóniamolekulák között

A biológiai folyamatok szempontjából különösen nagy jelentőségük van az egyes szénvegyületek (karbonsavak, alkoholok, szénhidrátok, fehérjék) molekulái közötti hidrogénkötéseknek.

Molekularácsos kristályok



A jód kristálymodellje. A jód kétatomos molekulákból áll.

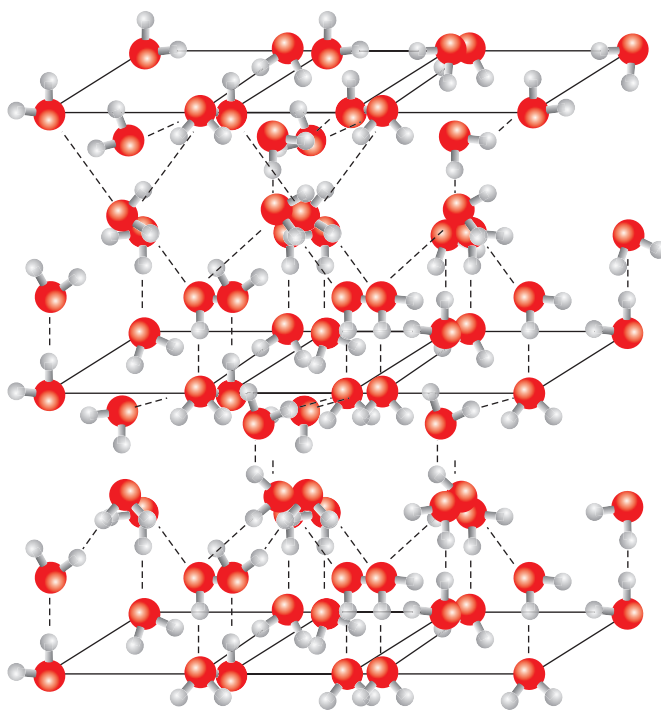
A molekulákból álló anyagok egy része már szobahőmérsékleten és légköri nyomáson szilárd, kristályos szerkezetű (kén, jód, naftalin, cukor). Más molekuláris anyagok ilyen körülmények között gázok vagy folyadékok, és molekuláik csak alacsonyabb hőmérsékleten, olvadáspontjuk alatt rendeződnek kristályrácsba (víz, szén-dioxid, hidrogén). A molekulákból álló anyagok halmazállapotát és fizikai tulajdonságait nagymértékben befolyásolja a molekulák között kialakuló másodrendű kapcsolatok erőssége.

A szilárd molekularácsos anyagokban a rácsponton önálló molekulák vannak. A molekulákon belül az atomokat erős kovalens kötés tartja össze, a molekulák között a kristályrácsban csak gyenge másodrendű kötések hatnak.

A molekulák közötti gyengébb kapcsolatok miatt a molekularácsos anyagok keménysége kicsi, olvadáspontjuk alacsony. Általában könnyen párolognak és jellegzetes szagúak, néhányuk könnyen szublimál (jód, kámför, naftalin). Az elektromos áramot sem szilárd, sem megolvadt állapotban nem vezetik. Vízben eltérő módon oldódnak: jól oldódnak a dipólusos molekulájú anyagok, és rosszul az apoláris molekulákból állók.

A természetben a **kén** (termésékén) az egyik legismertebb **molekularácsos elem**. A szilárd molekularács rácspontjaiban molekulák vannak. A nyolc atomból álló kénmolekulában (S_8) erős kovalens kötések hatnak, de a molekulákat a kristályban csak gyenge diszperziós erők kapcsolják össze.

A legismertebb **molekularácsos vegyület a jég**, amelyben minden vízmolekula hidrogénkötéssel kapcsolódik a szomszédos vízmolekulákhoz. A jégben a molekulák úgy helyezkednek el, hogy minden vízmolekula négy másikkal tudjon hidrogénkötést kialakítani. A vízmolekulák hatszögeket alkotva építik fel a szilárd jeget. A hatszöges forma a hóhelyekben is megfigyelhető.



A jég kristályszerkezetének modellje

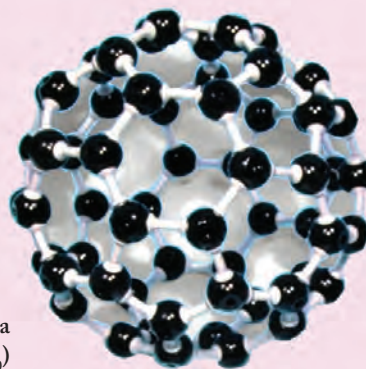
A víz megfagyása

A víz megfagyásakor valamennyi molekula hidrogénkötésekkel kapcsolódik össze, ami a térfogat növekedésével jár. Melegítés hatására viszont az ellenkezője történik. Az olvadásponton a rendezett belső szerkezet részben összeomlik, a hidrogénkötések egy része felszakad. A keletkező vízben már nincs minden molekula mereven a szomszédjához kötve, a molekulák mozgásuk közben közelebb csúszhatnak egymáshoz, s ez a térfogat csökkenését eredményezi. Egységnyi térfogatban megnő a molekulák száma, ami a sűrűség növekedését jelenti. A jég megolvasása tehát térfogatcsökkenéssel és sűrűsége növekedéssel jár. A $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ -os jég térfogata nagyobb, sűrűsége kisebb, mint a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ -os vízé. A sűrűsége növekedés $+4\text{ }^{\circ}\text{C}$ -ig tart, ezen a hőfokon a legnagyobb a víz sűrűsége. További melegítés hatására a molekulák egyre gyorsabban mozognak, ennek következtében kissé eltávolodnak egymástól, ezért a víz sűrűsége csökken.

A víz „különleges” viselkedésének a természetben nagy jelentősége van. Ezzel magyarázható, hogy a nagyobb tavak és folyók télen nem fagynak be teljesen. A vizek felületén $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ -on képződő, kisebb sűrűségű jégréteg rossz hővezető, és így megakadályozza a jégréteg alatti víz további lehűlését. Nagyobb mélységekben $+4\text{ }^{\circ}\text{C}$ körül van a víz hőmérséklete, ami lehetővé teszi, hogy a vízi élőlények átvészeljék a telet.

A fagyáskor bekövetkező térfogat-növekedésnek nem tudnak ellenállni a kőzetek, sziklák sem. A repedésekbe beszivárgó víz télen megfagy, és továbbrepedíti azokat. A víznek ez a mállasztó hatása hosszabb idő alatt jelentős változásokat okoz a Föld felszínén. Ezért törik szét a vízzel telt üveg is, ha a mélyhűtőbe tesszük.

A szén harmadik allotróp módosulata, a **fullerén** is molekulákból áll, molekulárcsós szerkezetű. A fullerénkristályban a rácspontokon lévő molekulák között gyenge diszperziós erő hat. A gyémánt szerkezetével összehasonlítva érthető, hogy tulajdonságaik között óriási a különbség.



A fullerénmolekula modellje (C_{60})

1 Milyen típusait ismerjük a másodrendű kötéseknek? Írj példát mindegyikre!

2 Melyik forráspontérték melyik vegyülethez tartozik? Indokold meg a választ!

Vegyületek	Forráspontok ($^{\circ}\text{C}$)
a) CH_4 , CH_3Cl	$-161,5$ és $-24,0$
b) Cl_2 , CCl_4	$77,0$ és $-34,7$

3 A metán forráspontja $-161,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Mivel magyarázható ez az alacsony érték? Miért nem alakulhatnak ki a metánmolekulák között hidrogénkötések?

4 Milyen feltételei vannak a hidrogénkötés kialakulásának? Sorolj fel olyan anyagokat, amelyek

Kérdések és feladatok

molekulái között hidrogénkötések hatnak! Válassz ki egyet, és rajzold fel a hidrogénkötés kialakulását két molekula között!

5 Milyen kapcsolat van a víz „rendellenes” tulajdonságai és a hidrogénkötések között? Miért úsznak a jégtáblák a víz felszínén? Miért mondhatjuk, hogy a víz a sziklákat is megrepedezteti?

6 Jellemezd a molekulákból álló vegyületek olvadási- és forráspontját, halmazállapotát ($25\text{ }^{\circ}\text{C}$ -on és 101 kPa nyomáson)! Általában mi határozza meg a molekuláris anyagok halmazállapotát? Mondj példákat különböző halmazállapotú molekulakristályos anyagokra!

12. lecke

Összetett ionok



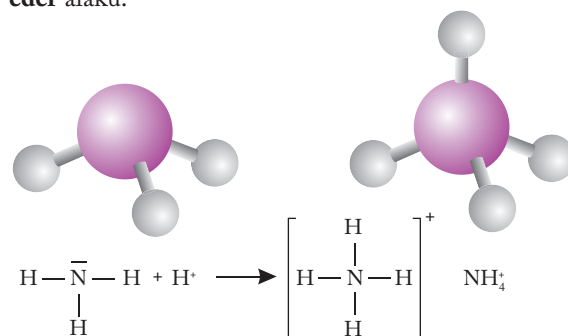
Mi a különbség az összetett ionok, a molekulák és a szabad gyökök között?



Kovalens kötés nemcsak molekulákban, hanem összetett ionokban is előfordul. Az összetett ionok olyan pozitív vagy negatív töltésű részecskék, amelyekben az atomok kovalens kötéssel kapcsolódnak egymáshoz. Az összetett ionok pozitív vagy negatív töltése onnan származik, hogy bennük a protonok és az elektronok száma nem azonos. Például a pozitív töltésű ammóniumion (NH_4^+) úgy jön létre, hogy az ammóniamolekula nitrogénatomjának nemkötő elektronpárjához egy pozitív töltésű hidrogénion (proton) kapcsolódik. Az ammóniumionnak ezáltal egy pozitív töltése lesz. Az új kovalens kötés mindkét elektronja a nitrogénatomtól származik.

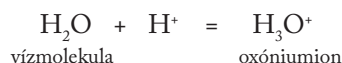


Az összetett ionok alakja a molekulákéhoz hasonlóan alakul. Az **ammóniamolekula** alakja **háromszög alapú piramis**, a központi nitrogénatomhoz három ligandum (hidrogénatom) és egy nemkötő elektronpár tartozik. Az **ammóniumion**ban a központi atomnak már nincs nemkötő elektronpárja, viszont négy tetraéderelesen elhelyezkedő ligandum kapcsolódik hozzá, ezért a pozitív töltésű ion **tetraéder** alakú.

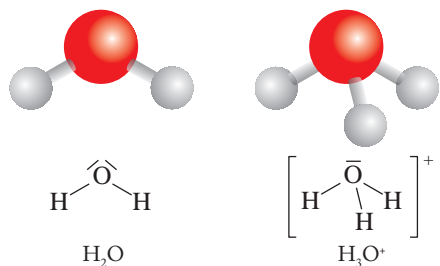


Ammóniumion keletkezése ammóniamolekulából

A hidrogénion (proton) a vízmolekula oxigénatomjának nemkötő elektronpárjához is kapcsolódhat, és akkor ugyancsak egyszeres pozitív töltésű oxóniumion (H_3O^+) jön létre.

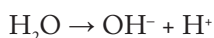


A vízmolekula alakja V betűhöz hasonlít, a központi oxigénatomhoz a két hidrogénatomon kívül két nemkötő elektronpár is tartozik. Az oxóniumionban a hidrogénion (proton) felvétele után az oxigénatomhoz már csak egy nemkötő elektronpár tartozik, viszont három hidrogénatom kapcsolódik, ezért az **oxóniumion** alakja **háromszög alapú piramis**.

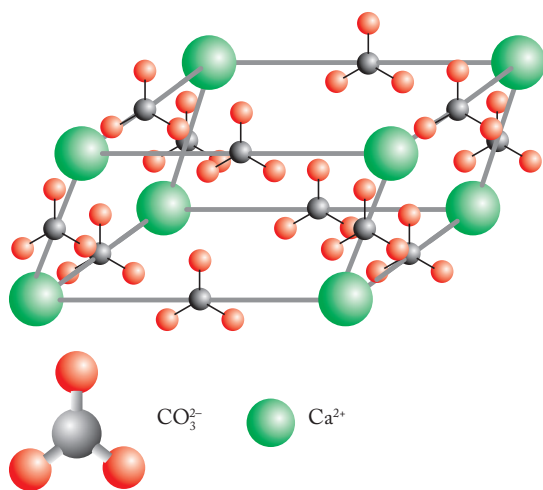


A vízmolekula és az oxóniumion modellje és képlete

Negatív töltésű összetett ion például a hidroxidion: OH⁻, amely vízmolekulából egy hidrogénion (proton) leadásával jön létre.



Negatív töltésű összetett ionokra példa még a nitrát- (NO₃⁻), a karbonát- (CO₃²⁻) és a szulfát- (SO₄²⁻) ion. Karbonátiónt találhatók a jól ismert kalcium-karbonátban, amely a természetben nemcsak hegységeket alkot, de gyönyörű kristályos változatait is jól ismerjük. Az ábrákon például a kalcit és az aragonit kristálya látható. A két kristály összetevői azonosak, mindkettőt kalciumionok és karbonátiónt alkotják, tehát ionkristályok, de kristályszerkezetük eltérő. Ebben és az ehhez hasonló esetekben a módosulatokat **allotróp módosulatok**-nak nevezzük. Az ábrákon látjuk azt is, hogy a különböző kristályszerkezet eltérő külső kristályformát eredményez. A kalcit kristályrácsának szerkezetét, a rácsponton lévő egyszerű és összetett ionokat az alábbi ábrán figyelhetjük meg.



Kalcium-karbonát (kalcit) kristályszerkezete
Milyen részecskék alkotják a kalcium-karbonát-kristályt?
Hol vannak a kristály rácspontjai?



Kalcitkristály (CaCO₃)

A fotón jól látható a kristályforma és a határoló síklapok.

Mi a meghatározó a kristályos szerkezet szempontjából, a külső alak vagy a belső szerkezet?



Aragonitkristály (CaCO₃)

Ugyanannak az anyagnak is lehet más a kristályszerkezete. Az eltérő szerkezet különböző kristályformát eredményez.

Fontosabb összetett ionok: szulfátiónt: SO₄²⁻, karbonátiónt: CO₃²⁻, nitrátiónt: NO₃⁻, foszfátiónt: PO₄³⁻, ammóniumion: NH₄⁺, oxóniumion: H₃O⁺, hidroxidion: OH⁻.

Az összetett ionok gyakoriak a természetben. Például az oxigéntartalmú szerves savak sóiban fordulnak elő. A szerves savak sói a természetben találhatóak, mint ásványi anyagok, de a természetes vizek is sok oldott sót tartalmaznak. A sók fémionokból (vagy ammóniumionokból) és savmaradékionokból álló vegyületek.

Nátrium-szulfát: Na ₂ SO ₄	Nátrium-karbonát: Na ₂ CO ₃	Nátrium-nitrát: NaNO ₃	Nátrium-foszfát: Na ₃ PO ₄
Szulfátiónt	Karbonátiónt	Nitrátiónt	Foszfátiónt

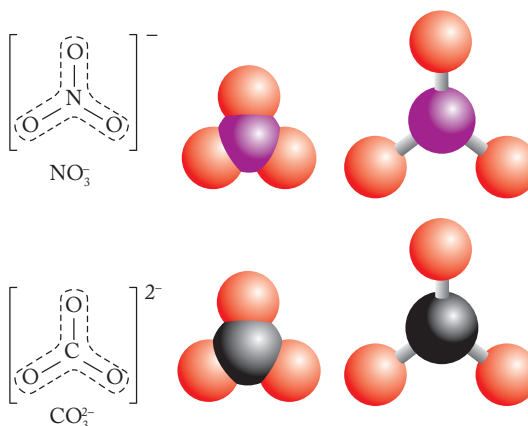
Fontosabb oxigéntartalmú szerves savak sóinak neve, képlete, összetett ionjaik

Delokalizált kötések

Mint láttuk, a kovalens kötés létrejöhet közös elektrópárral vagy datív módon, eredményezhet apoláris vagy dipólusos molekulát. Ismerjük olyan változatát is, amikor a kötő elektrópár nemcsak két atomhoz, hanem egyszerre többhöz is hozzátartozik. A kovalens kötésnek ez a különleges formája a **delokalizált kötés**, amely kialakulhat molekulákban vagy összetett ionokban. Ezekben a részecskékben vannak olyan elektronok, amelyek nem kettő, hanem több atommag vonzó hatása alatt állnak, több atom között oszlanak meg.

A delokalizáció csak többszörös kötések esetén alakulhat ki. Az első kötés mindig két atom közötti, helyhez kötött kovalens kötés, csak a második kötés delokalizálódhat több atom között. A delokalizált kötéset gyakran szaggatott vonallal jelöljük. A delokalizációban általában az atomok nemkötő elekt-

ronpárjai is részt vesznek, ezért a szerkezeti képletekben ezeket külön nem tüntetjük fel. Az összetett ionok gyakran delokalizált szerkezetűek. Az ábrán a karbonátion és a nitrátion képletét látjuk.



A nitrátion és a karbonátion szerkezete, modellje; a delokalizált kötések jelölése

Szabad gyökök és antioxidánsok

Láttuk, hogy a molekulák képződésekor az atomok párosítatlan elektronjaiból alakul ki a kovalens kötés. A molekula energiája kisebb, mint a szabad atomké volt, az alacsonyabb energiaállapot nagyobb stabilitást jelent. Mondhatjuk azt is, hogy a kémiai kötés kialakulásának lényege az atomok párosítatlan elektronjainak megszűnése. A molekulák nagy része kizárólag párosított elektronokkal rendelkezik, amelyek lehetnek kötő vagy nemkötő elektrópárok. A természetben azonban találkozunk olyan molekulákkal is, amelyeknek párosítatlan elektronjuk is van.

Az olyan molekulákat, amelyek párosítatlan elektront tartalmaznak, szabad gyököknek nevezzük. Szabad gyökök keletkezhetnek a természetben, például a légkörben, ipari reakciókban vagy az élő szervezet biokémiai folyamataiban. Nagyon sok kémiai folyamatot ismerünk, amelyekben szabad gyökök fordulnak elő, a legismertebb például az égés, és kísérője, a láng.

A szabad gyökök rendkívül aktívak, reakciókészségük nagy, mivel párosítatlan elektronjukhoz párt akarnak szerezni az alacsonyabb energiaállapot elérése érdekében. Számunkra az élő szervezetben található szabad gyökök a fontosak, ugyanis ezek káros egészségügyi hatása egyre ismertebbé válik. A szervezet anyagcsere-folyamataiban keletkező szabad gyökök rendkívül agresszívek, és gyorsan rabolnak elektronokat más vegyületektől, vagy megpróbálnak olyan vegyületekhez kötődni, amelyektől elektront szerezhetnek, mint például a zsírok vagy a fehérjék molekulái. Szabad gyök például a hidroxilgyök (*OH), a szuperoxidgyök (*O₂⁻) vagy a nitrogén-monoxid-gyök (NO*). (A szabad gyököket *-gal jelöljük.)

A szabad gyökös reakciók csaknem minden esetben a sejtek károsodásához vezetnek, és sokféle betegség (szív- és érrendszeri panaszok, daganatos elváltozások, Alzheimer-kór) kialakulását okozzák. Nem mindegy az sem, hogy milyen típusú szabad gyök termelődik, mert egyeseket sokkal nehezebb semlegesíteni, mint másokat. Például a hidroxilgyök szinte azonnal megtámad valamilyen biológiai molekulát, és nagyon nehéz ellene védekezni. Szabad gyökök nemcsak a biokémiai reakciókban keletkezhetnek, hanem külső forrásból is bejuthatnak a szervezetbe, például környezeti ártalmak által (ultraibolya vagy radioaktív sugárzás, kipufogógáz, dohányzás, szennyezett levegő stb.). A környezetünkben lévő szabad gyökök bőrön át vagy belelegezve testünkbe jutva szintén befolyásolják a biokémiai folyamatokat. Szervezetünk természetesen védekezik az ártalmak ellen, képes megakadályozni, hogy a szabad gyökök káros folyamatokat indítsanak el. Ebben az antioxidáns vegyületeknek van nagy szerepük, amelyek védik a szervezetet a szabad gyökök károsító hatásától.

Az **antioxidánsok** olyan vegyületek, amelyek molekulái párosítatlan elektront tartalmaznak, képesek elektront átadni a szabad gyököknek, ezáltal azok káros hatását lassítják vagy megátolják.



A gyümölcsök, zöldségek sok antioxidánst tartalmaznak

Szervezetünk rendelkezik ugyan védő antioxidánsokkal, a szabad gyökök azonban idővel elfogyasztatják azokat, ezáltal gyengítik a szervezet védekező rendszerét, az immunrendszert. A védő antioxidánsok sok esetben helyre tudják állítani a károkat, de ha ez nem sikerül, működési zavarok léphetnek fel az életani folyamatokban, s ez betegségek kialakulásához vezethet.

Magunk is sokat tehetünk a szabad gyökök ellen, helyesen megválasztott étkezési szokások kialakításával. Bizonyára mindenki hallott már az antioxidánsokban gazdag étrendről, amely gyümölcsök és zöldségfélék fogyasztásán alapul. Az antioxidánsok előfordulnak különböző élelmiszerekben, például vitaminok formájában. Különösen fontosak az A-, az E- és a C-vitaminok, de hasonló hatású a cink, a magnézium és a szelén is. Sokféle vegyület rendelkezik antioxidáns hatással, amelyek természetes formában a zöldségekben és a gyümölcsökben fordulnak elő, ezért rendszeres fogyasztásukkal sokat tehetünk egészségünk védelmé érdekében.

- 1 Mi a különbség az egyszerű és az összetett ionok között? Írj mindegyikre két-két példát!
- 2 Figyeld meg az alábbi molekulák és összetett ionok képleteit! Állapítsd meg az egyes molekulák, illetve összetett ionok alakját! A molekulák közül melyik lehet apoláris, és melyik dipólusos? Készíts áttekintő táblázatot a részecskék alakjáról, illetve polaritásáról! NH_3 , NH_4^+ , PCl_3 , NO_3^- , CCl_4 , CH_3Cl .
- 3 Milyen kötések találhatóak a következő vegyületekben és összetett ionokban: CaCO_3 , CO_3^{2-} , NH_4NO_3 , NH_4^+ , NaOH , OH^- ?

Kérdések és feladatok

- 4 A felsorolt ionokból állíts össze ionvegyületeket! Írd fel a vegyületek képleteit és nevét, jeleld azt is, hogy milyen kötés fordul elő a vegyületeket alkotó részecskék között! K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , NH_4^+ , H_3O^+ , Cl^- , OH^- , NO_3^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} .
- 5 Milyen részecskékben alakulhat ki delokalizált kötés? Mikor alakul ki általában delokalizált kötés?

Anyagi rendszerek és csoportosításuk
Anyagi halmazok és halmazállapotok
Szilárd, kristályos anyagok
Folyadékok és oldatok
Az oldhatóság. Az oldatok összetétele



Az anyagi halmazok

13. lecke

Anyagi rendszerek és csoportosításuk

Az anyagi rendszerek

A Földünk anyagait alkotó részecskék sokasága és a közöttük kialakuló kapcsolatok következtében olyan tulajdonságok figyelhetők meg, amelyeket egy részecske esetében nem észlelhetünk, például egyetlen vízmolekula esetében nem beszélhetünk annak színéről, hőmérsékletéről, sűrűségéről vagy halmazállapotról. Nagyon sok molekula esetében mindezek már látható és érzékelhető tulajdonságok, például látjuk, hogy 1 mol ($6 \cdot 10^{23}$ db) vízmolekula szintelen folyadékot alkot, tömege megmérhető (18 g).

A kémia a sok részecskéből álló **anyagi halmazok** tulajdonságait, kémiai viselkedését vizsgálja.

Az anyagi tulajdonságok vizsgálatához meg kell határozni a vizsgálat tárgyát, amit **rendszernek** nevezünk. Rendszer lehet például egy pohárban lévő víz, a tanterem, ahol tartózkodunk, akár a Föld bolygó az univerzumban. A **rendszer környezete** a rendszert körülvevő anyagi rész, például a pohár víz esetében a szoba levegője.

A rendszer a környezetével való kapcsolat szerint lehet nyitott, zárt vagy szigetelt rendszer.

- A **nyitott rendszer** és környezete között szabad tömeg- és energiaáramlás lehetséges (a nyitott kémcsőben lejátszódó gázfejlődési reakció).
- A **zárt rendszer** és környezete között energiaátadás lehetséges, de tömegátadás nincs (például a szódavíz készítés zárt szifonos üvegben, a víz forralása zárt edényben).
- A **szigetelt rendszer** és környezete között sem tömeg-, sem energiaátadás nem lehetséges (például jól szigetelt termosz a benne lévő anyagokkal együtt).

A rendszer felépítése, szerkezete sokféle lehet. Legfontosabb, hogy milyen és hányféle anyag, **komponens** alkotja (a komponens latin eredetű szó, jelentése összetevő). Az összetevők száma szerint egy- vagy többkomponensű lehet a rendszer.

- Az **egykomponensű rendszer** egyetlen kémiai anyagból épül fel. (Pl. az oxigéngáz, a desztillált víz, de egykomponensű egy pohár desztillált víz a benne lévő jégkockával is, mivel mindkét komponenst vízmolekulák alkotják.) Az egykomponensű anyagokat a kémiában **tiszta anyagoknak** nevezzük, akár elem-, akár vegyületmolekulákból állnak.
- A **többkomponensű rendszerek** két vagy több anyagból álló **keverékek**. Ha az egyes komponenseket jól látható határvonalak választják el egymás-



Mi a különbség a füst és köd között?



tól, akkor a többkomponensű rendszer **heterogén**, ha nincs közöttük határvonal, akkor **homogén**. (A homogén és heterogén görög eredetű szavak, jelentésük: egynemű és különemű.) **Fázisoknak** nevezzük a rendszer egymástól határfelülettel elválasztott részeit, az azonos tulajdonságú anyagokat.

Homogén rendszert kapunk, ha például cukrot, sót, alkoholt oldunk fel vízben. A hidrogén- és az oxigén-gáz keveréke kétkomponensű homogén rendszer. A többkomponensű homogén rendszereket **valódi oldatoknak** vagy **elegyeknek** is nevezzük. Elegy akkor, ha a két komponens mennyisége közel azonos, oldat, ha az egyik komponens mennyisége a másikéhoz képest nagyobb, a részecskék sem szabad szemmel, sem ultramikroszkóppal nem láthatók. **Homogén rendszerek** lehetnek: **oldatok** (sóoldat, ásványvíz, csapvíz), **folyadékelegyek** (kőolaj, ételcet), **gázelegyek** (levegő, földgáz és oxigén elegye), **fémötvözetek** (bronz, sárgaréz).

A **heterogén rendszerek** komponensei gyakran szabad szemmel is megfigyelhetők (pl. a fűszerkeverékekben vagy folyékony keverékek esetében, amikor határfelülettel elválasztott fázisokat különböztetünk meg, mint például a víz és a felette lévő olaj). A víz-olaj kétkomponensű, kétfázisú, heterogén keverék. A víz és a jégkocka együtt egykomponensű, kétfázisú, heterogén rendszer (a jég elolvadása után egykomponensű, homogén rendszerré lesz). **Heterogén rendszerek** lehetnek: **szilárd anyagok** keverékei (gránit), **szuszpenzió** (homok és víz), **emulzió** (olaj és víz), **füst** (porszemek a levegőben), **köd** (vízcseppek a levegőben), **aeroszol** (füst és köd együtt). A heterogén szuszpenzió és emulzió összetevői gyorsan szétválnak egymástól, a homok leülepszik, az olaj a víz felszínén összegyűlik.

Rendszer	Komponens	Fázis	Típus	Példa
homogén	egy vagy több	egy	valódi oldat	cukoroldat
	több	egy	elegy	levegő
heterogén	több	kettő vagy több	szuszpenzió, emulzió, aeroszol	fűszerkeverék, szmog, felhő

Az aeroszolak a levegő szennyező anyagai közé tartoznak. Az ipari füstgázok, a gépkocsik kipufogógázai a különféle gázokon kívül vízgőzt és finom eloszlású port is tartalmaznak. Aeroszolt kapunk akkor is, amikor légfrissítőt, hajlakkot, dezodort szórunk szét a mindig „poros” levegőben.

A kolloid rendszerek

Az anyagi rendszereket a komponensek részecskemérete alapján is megkülönböztetjük.

A kolloid rendszerek a homogén és heterogén rendszerek között helyezhetők el. Ha meleg vízbe például keményítőt szórunk, és jól elkeverjük, akkor az oldatokhoz hasonló, de átlátszatlan, zavaros kolloid oldat jön létre, amelynek részecskéi ultramikroszkóppal láthatók. A keményítőszemcsék hosszabb idő múlva az edény alján kiválnak, leülepednek. Ha valódi oldatot készítünk, például cukor vagy só feloldásával, hasonló jelenséget nem tapasztalunk. A levegőben lévő porszemek is kiválnak, leülepsznek a bútorok felületére, de a cigarettafüst nagyon apró porszemek nem ülepsznek le, eloszlanak a levegőben. Minél kisebb az eloszlott részecskék mérete, annál kevésbé válnak szét a rendszer alkotórészei, annál stabilisabb a rendszer. A homogén rendszerekben az anyag egyenletes eloszlása, a részecskék mérete megfelel az atomok és a kisebb molekulák méretének. A heterogén rendszerekben a szétoszlott, elkevert részecskék mérete jóval nagyobb, a kolloid rendszerek részecskemérete a kettő között van.

Rendszer	Részecskeméret
homogén	< 1 nm
kolloid	1–500 nm
heterogén	> 500 nm

(1 nm a méter ezermilliomod része: $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$)

A **kolloid rendszerekben** egy vagy több kolloid méretű részecskékből álló anyag (diszpergált anyag) van eloszlva (diszpergálva) egy másik anyagban (diszperziós közeg).

Szervezetünkben az életfolyamatok kolloid rendszerekben játszódnak le. A vér, a sejtthártya, az izomszövet is kolloid rendszerek. A kolloid részecskék viszonylag nagy mérete következtében fajlagos felületük (térfogategységre eső felület) is nagy. A nagy felületen az oldatban lévő molekulák és ionok jól megtapadnak, így a kolloid részecske mérete még nagyobb lesz. Ionok kötődése esetén a kialakuló azonos felületi töltés megátolja a kolloid részek összetapadását. Ha a felületi töltés megszűnik, akkor az összetapadás meg is történik. Például a gyárak füstgázaiban a kolloid méretű szemcsék felületi töltését semlegesítik (ellentétes töltésű csövön vezetik át), így az összetapadt korom- és füstszemcsék lehullnak a szűrőberendezés aljába.

Mindennapi életünkben és az iparban is fontos szerepet játszanak a kolloidok. A köd, a felhők, a füst, a tojás hab, a tejszín hab, a kocsonya és a tortaszél is kolloid rendszerek. A gázok, például a levegő részecskéinek folyadékban való eloszlatásakor **hab** keletkezik. Ez történik a tojásfehérje vagy a tejszín felverésekor. A kolloid **füst**, a **köd** és az **aeroszol** esetében a levegő a diszpergáló közeg, a hab keletkezésekor viszont a levegő a diszpergált anyag.

Ha a kolloid részecskék közötti vonzóerő igen kicsi, vagy a hőmozgás energiája elegendő ennek legyőzésére, akkor a kolloid rendszer folyékony, **szol** a neve. Ilyen a tej, a vér, a festékkoldatok stb. Ha a részecskék közötti vonzás nagyobb, és a hőmozgás energiája nem elegendő a legyőzéséhez, akkor a részecskék egymás-

hoz kapcsolódva vázszerkezetet képeznek, és így **gél** jön létre. Ilyen a kocsonya, a gyümölcszselé. Ha például étkezési zselatint meleg vízben oldunk, folyékony szolt kapunk, amely lehűtve géllé dermed.

A tej bonyolult rendszer, számos anyag valódi oldata, amelyben kolloid méretű részecskék helyezkednek el. A különféle ionok és a tejcukor-molekula méretei 1 nm-nél kisebbek, a fehérjék molekuláinak mérete (albumin, kazein) 5–15 nm, illetve 5–100 nm, a zsírgolyócskák pedig 22–100 nm nagyságúak. A vérben hasonló a helyzet, a vércukor valódi oldatában a vérfehérjék (hemoglobin) kolloid oldatot képeznek. Az élő szervezetben a biokémiai folyamatok nagy része kolloid rendszerekben játszódik le. A sejt-hártya és az izomszövet is kolloid rendszer.

KÍSÉRLET

Kolloid oldat előállítása

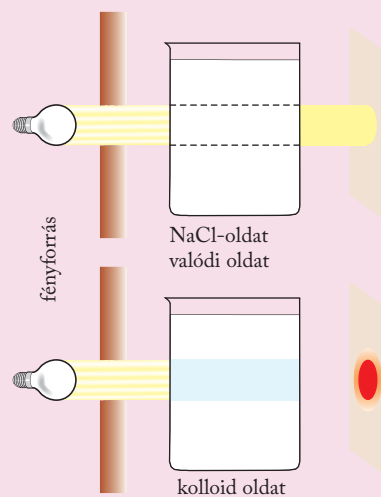
Két kémcsőbe öntsünk híg sósavat, majd adjunk az elsőhöz néhány csepp, kb. 0,1 mol/dm³-es, a másikhoz nagyon híg ezüst-nitrát-oldatot. Az első kémcsőben azonnal fehér, szilárd csapadék kiválását tapasztaljuk, amely gyorsan leülepszik, a másodikban kissé zavaros, opalizáló oldatot látunk, és nem vagy csak nagyon lassan válik szét. A reakcióegyenlet: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$

Milyen rendszerek jöttek létre a két kémcsőben?

A kolloidok alkalmazása

A vizes kolloid oldatokban a kolloid méretű **részecskék** lehetnek **óriásmolekulák** (fehérje, keményítő, vírusok) vagy **ionok és molekulák halmazát** tartalmazó (asszociációs) részek (pl. mosószeroldatok). A kolloid részecskék nagyobb mérete miatt a fény útja a kolloid oldatban (pl. zselatinoldatban) nyomon követhető, mert a beeső fehér fény a részecskéken elhajlik, szóródik, s így a szemünkbe jut. Valódi oldatban (pl. NaCl-oldat) a kis részecskeméret miatt az áthaladó fény útja nem követhető nyomon.

A kolloid részek nagy felületükön különösen jól megkötnek, adszorbeálnak más anyagokat. Ezért használnak kolloidokat szűrőberendezésekben, a festék- és textiliparban, katalizátorként kémiai reakciókban. A kolloid rendszerek nagyon gyakoriak az élelmiszerek, például a tejtermékek körében: az aludttej, a tejföl, a joghurt, a vaj, a margarin mind ide tartozik. Összetevőik hosszú állás közben szétválhatnak egymástól, stabilitásuk megszűnik. Ezt a folyamatot különböző adalékokkal (emulgeátor) akadályozzák. Hatásukat egyszerű példán érthetjük meg: az olaj és a víz emulziójának komponensei hamarosan szétválnak egymástól, de ha szappant is adunk hozzá, és jól összerázzuk, a szétválás nem következik be. A szappanok hosszú részecskéinek az egyik vége apoláris, a másik poláris-ionos. Az emulzióban a szappan apoláris része az apoláris olajmolekulákhoz kapcsolódik, a poláris rész pedig a poláris vízmolekulákhoz, ezáltal „összekapcsolja” őket, megakadályozza az elkülönülést. Az élelmiszeriparban számos stabilizáló adalékanyagot használnak, működésük a fenti példához hasonló.

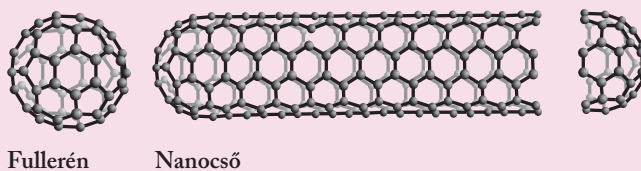


A fény útja valódi és kolloid oldatokban

Diszpergált anyag halmazállapota	Diszperziós közeg halmazállapota	Típus	Példa
szilárd	folyadék gáz szilárd	kolloid oldat, szol aeroszol szilárd szol	tinta, agyagpor vízben AgCl szol füst, por a levegőben, színes üveg, tejüveg
folyadék	szilárd folyadék gáz	szilárd emulzió, gél emulzió aeroszol	vaj, sajt, zselé, kocsonya, majonéz, homogenizált tej köd, felhő, aeroszol
gáz	szilárd folyadék	szilárd hab hab	műanyag habok, láva tejszínhab, tojásbab

Kolloid rendszerek a szétosztott (diszpergált) anyag és a közeg (diszperziós közeg) halmazállapota szerint

A kolloidokhoz közel álló mérettartományba tartoznak a **fullerénmolekulák**ból létrejövő **nanocsövek**, amelyek hosszú, szálszerű, sok szénatomból álló alakzatok, és a csupán egyetlen szénrétegből álló, síkhálószerű **grafén**. (A nano név a nagyon kis méretre utal). A jövőben várhatóan nagy szerepük lesz a mikrotechnikai iparágak fejlődésében.



Fullerén

Nanocső

Kérdések és feladatok

- Milyen szempontok szerint csoportosítjuk az anyagi rendszereket? Készíts táblázatot, és írd meg példákat is!
- Mi a különbség a homogén és a heterogén rendszerek között? Mondj két-két példát mindegyikre!
- Állapítsd meg, hogy a felsorolt két-két anyag milyen rendszert alkot egymással, és miért!
 - víz és kénpor,
 - víz és benzin,
 - víz és zselatinpor,
 - víz és cukor,
 - víz és jégdarab.
- Mi a diszpergáló közeg és mi a diszpergált anyag a felsorolt kolloid rendszerekben?
 - köd, felhő,
 - keményítőoldat,
 - tejszínhab vagy tojásbab,
 - aeroszol,
 - cigarettafüst.
- Mi a különbség a heterogén és a kolloid rendszerű füst, köd és aeroszol között? Mi okozza a különbséget?
- Írd meg példákat a kolloid rendszerekre a hétköznapi életből! Nevezd meg a diszpergált anyagot és a diszperziós közeget!

14. lecke

Anyagi halmazok és halmazállapotok

Az anyag halmazállapotai

Télen hull a hó, a tavak vizén jég réteg alakul ki, nyáron esik az eső, időnként nagyon párás a levegő. Mindegyik esetben a víz különböző állapotairól van szó. Ismerjük a vizet alkotó molekulák szerkezetét, de a parányi részecskék tulajdonságait nem tudjuk megfigyelni, csak azok sokaságának, halmazának tulajdonságait. Az anyagi halmazok tulajdonságait a részecskék szerkezete természetesen befolyásolja, de számunkra közvetlenül csak az anyagi halmazok fizikai és kémiai tulajdonságai a jól érzékelhetők, megfigyelhetők és mérhetők.

Egyetlen molekuláról nem mondhatjuk, hogy légnemű, folyékony vagy szilárd halmazállapotú, hiszen halmazállapotról csak sok-sok részecske esetében beszélhetünk.

Az anyagok tulajdonságait általában megszabja:

- az alkotórészek (atomok, ionok, molekulák) szerkezete,
- az alkotórészek közötti kölcsönhatások erőssége (összetartó erő),
- az alkotórészek hőmozgása.

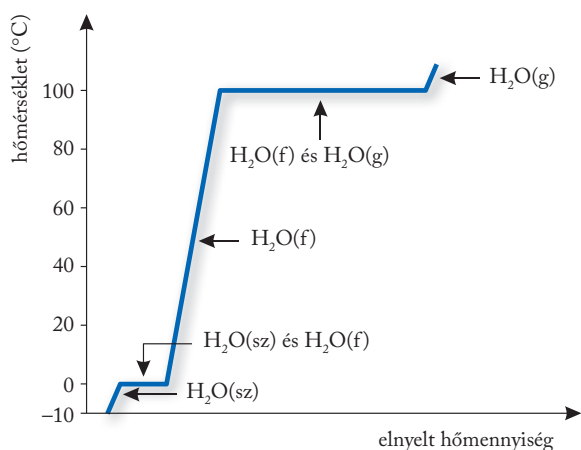
Az **anyagok halmazállapotát** az alkotórészek, a közöttük kialakuló kölcsönhatások és a hőmozgás viszonya szabja meg (adott hőmérsékleten és nyomáson). Ha megváltoztatjuk az anyag hőmérsékletét (állandó nyomáson), akkor megváltozik a halmazállapota is. A vízpára a hőmérséklet csökkenésével folyékony vízzé alakul, a folyékony víz pedig további lehűlés hatására megfagy, szilárd halmazállapotúvá válik. A víz légköri nyomáson 0 °C és 100 °C között folyékony, 0 °C alatt szilárd, 100 °C felett pedig légneművé válik. A fémnátrium szobahőmérsékleten és légköri nyomáson szilárd, 98 °C -on megolvad, folyékonyvá válik, 883 °C -on pedig légnemű halmazállapotú lesz.

Az anyagok **halmazállapot-változását** a részecskék hőmozgásának és kölcsönhatásának megváltozása okozza. A halmazállapot-változás alatt a hőmérséklet mindaddig nem változik, míg az anyag teljes egészében át nem alakult. Az olvadó jég vagy a forrásban lévő víz hőmérséklete a folyamatos melegítés ellenére 0 °C , illetve 100 °C marad mindaddig, amíg a jég vízzé és a víz vízgőzzé nem válik. A felvett hő eközben a részecskék közötti kapcsolatok felszakítására fordítódik. A halmazállapot-változások mindig **energiaváltozással** járnak.



Milyen halmazállapotú anyagok lehetségesek a Földön és az univerzumban?





A víz halmazállapot-változásának grafikonja

Az olvadás, a párolgás és a forrás **hőfelvétellel**, a lecsapódás és a fagyás pedig **hőleadással** járó folyamatok. Azokat a **hőmérsékleti értékeket**, amelyekken megváltozik az illető anyag halmazállapota (adott nyomáson), **az anyag olvadáspontjának, illetve forráspontjának nevezük**. Az olvadáspont és forráspont minden tiszta anyag jellemző fizikai állandója. A fizikai állandókat általában 25 °C-on és 101 kPa nyomáson adják meg. (A 101 kPa nyomást standard nyomásnak vagy légköri nyomásnak is nevezik.)

Az anyagok állapotát befolyásoló tényezők az **állapothatározók**, ezek közül legfontosabbak a hőmérséklet, a nyomás és a térfogat, de figyelembe kell venni az anyagmennyiséget is. Az állapothatározók megváltozása az anyag halmazállapotának változásával járhat.

Légköri nyomáson a tiszta víz 100 °C-on forr. **Nagyobb nyomáson** a víz **forráspontja magasabb** lesz. Ezt a jelenséget hasznosítjuk, amikor kuktafázékban főzünk. A légmentesen lezárt edényben lévő vizet melegítve a belső gőznyomás megnő, a forráspont akár 120 °C-ra emelkedhet. A magasabb hőmérsékleten hamarabb megfő az étel. Alacsony nyomáson a víz forráspontja 100 °C alatt lesz. Ezért fő meg nehezen az étel a magashegységekben.

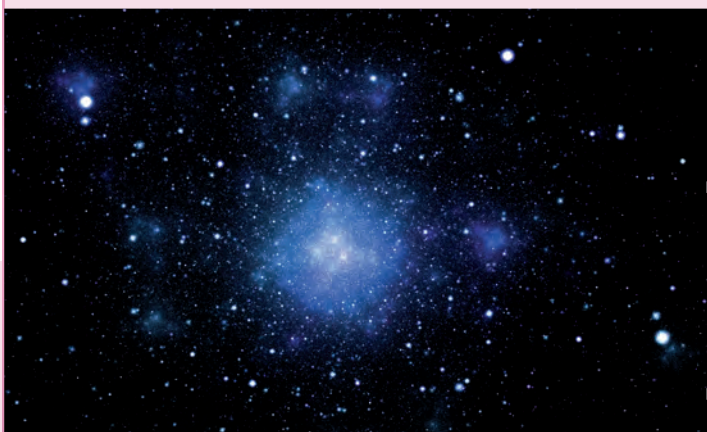
A víz **olvadáspontja nyomásnövekedés** hatására viszont **csökken**, ez okozza a korcsolya, a sí, a szánkó könnyű csúszását a jégen. A korcsolya keskeny éle alatt fellépő nagy nyomáson a sűrűlódáskor keletkező hó megolvasztja a jeget. A folyékony víz kevésbé akadályozza a korcsolya csúszását, mint a jég. A vékony vízréteg a korcsolya éle alatt azt a szerepet tölti be, mint a gépalkatrészek közé cseppentett olaj.

Szilárd anyagok, folyadékok és gázok

Szilárd halmazállapot

A szilárd anyagok molekulákból, ionokból vagy atomokból épülnek fel. A részecskék közel vannak egymáshoz, közöttük az összetartó erő igen nagy. Ezért a részecskék helyhez kötöttek, csupán rezgőmozgást végezhetnek. **Alakjuk és térfogatuk is állandó**, nem összenyomhatók. Magasabb hőmérsékleten a részecskék hőmozgása, a rezgések kitérése egyre nagyobb, ez az összetartó erő ellen hat, és végül részben legyőzve azt, a részecskék elgördülhetnek egymáson, az anyag megolvad, folyadékká alakul.

A negyedik halmazállapotként ismert **plazmaállapot** az univerzumban gyakori állapot, a csillagok anyaga többnyire plazmaállapotú. A nagyon magas hőmérsékletű plazmában az atomok elektronjai, vagy azok egy része, elszakad az atommagtól, így a plazma anyaga atommagokból, ionokból és elektronokból áll. A Nap anyaga is plazmaállapotú, az óriási hőmérséklet fenntartásához a hidrogénatommagoknak héliumatommagokká való átalakulása szolgáltatja az energiát.



A végtelen világegyetem anyagai többnyire plazmaállapotúak

Folyékony halmazállapot

Azok az anyagok, amelyek szobahőmérsékleten (20 °C-on) és légköri nyomáson folyadékok, többnyire molekulákból épülnek fel. A folyadékok molekulái viszonylag közel vannak egymáshoz, közöt-

tük változó erősségű másodrendű kötések hatnak. A részecskék haladó mozgást végezhetnek, a rendezetlen mozgást a részecskék közötti vonzóerő akadályozza. Ez a vonzóerő azonban nem elegendő ahhoz, hogy az alaktartást biztosítsa. A folyadékoknak **nincs állandó alakjuk**, de **állandó térfogattal** rendelkeznek, ezért nem összenyomhatók. Alacsonyabb hőmérsékleten a részecskék hőmozgása csökken, ezáltal közelebb kerülnek egymáshoz, az összetartó erő nő, végül a fagyásponton már csak helyhez kötött rezgőmozgást végezhetnek, szilárd halmazállapotúvá válnak.

A molekulák mozgásának következménye a folyadékok párolgása. A nagyobb energiájú molekulák a folyadék felületére jutva le tudják győzni a molekulák közötti összetartó erőt, kilépnek a folyadékból a gőztérbe, vagyis elpárolognak. A gőztérben lévő, rendezetlenül mozgó molekulák viszont a folyadék felületéhez ütközve visszajutnak a folyadékba, lecsapódnak. Zárt edényben egy idő múlva az időegység alatt elpárolgó és lecsapódó molekulák száma egyenlővé válik, ugyanannyi molekula jut vissza a folyadékba, mint amennyi elpárolog, egyensúly alakul ki a folyadék és gőze között.



KÍSÉRLET

A bróm diffúziója

A brómos üvegben lévő bróm folyékony halmazállapotú. Gázfelfogó hengerbe cseppentsünk 1-2 csepp brómot, majd zárjuk le üveglappal! Néhány perc múlva barna színű brómgőz tölti be a hengert. Az elpárolgó brómmolekulák diffúzió következtében elkeverednek a levegőt alkotó molekulákkal.

Légnemű halmazállapot, a gázok

A gázokat alkotó részecskék (molekulák, ritkán atomok) távol vannak egymástól, közöttük nagyon kicsi az összetartó erő, ezért minden irányban rendezetlenül, szabadon mozoghatnak. Mozgásuk közben egymáshoz és az edény falához ütköznek. Az edény falához ütköző részecskék okozzák a gáz nyomását. A gázmolekulák mozgásuk következté-

ben mindig kitöltik a rendelkezésükre álló teret, tehát **nincs állandó térfogatuk és alakjuk**, már kis erőhatásra is összenyomhatók (ezt tapasztaljuk, amikor autó- vagy kerékpárgumiba levegőt pumpálunk). Ha a gázok részecskéi **nagy nyomás** hatására olyan közel kerülnek egymáshoz, hogy közöttük jelentős vonzóerő lép fel, az folyadékká tömörítheti a részecskéket. **Alacsony hőmérsékleten** a részecskék hőmozgása is lassúbb, ezáltal is kialakulhatnak közöttük vonzó kölcsönhatások, létrejöhet a **folyékony halmazállapot** (így cseppfolyósítják pl. a levegőt is).

A gázok tulajdonságainak leírásakor általában feltételezik, hogy részecskéik egymástól teljesen függetlenek, közöttük semmiféle kapcsolat nincsen, ilyenek az **ideális** vagy **tökéletes gázok**.

A légnemű anyag lehet **gáz** vagy **gőz**. A szobahőmérsékleten folyékony vagy szilárd anyagok magasabb hőmérsékleten elpárologva gőzzé alakulnak (benzín-gőz, brómgőz, jódgőz). Gázoknak a szobahőmérsékleten is légnemű anyagokat nevezzük (oxigén-gáz, klórgáz, ammóniagáz).

A moláris térfogat

Az anyagoknak tömegükön kívül térfogatuk is van. Az anyagok térfogata arányos az anyagmennyiséggel. Egy mól anyag térfogatát a **moláris térfogat** jellemzi. A **moláris térfogat az adott anyag térfogatának és anyagmennyiségének a hányadosa**. Jele: V_m , mértékegysége: cm^3/mol vagy dm^3/mol .

$$V_m = \frac{V}{n}, \quad V = n \cdot V_m, \quad n = \frac{V}{V_m},$$

ahol V_m a moláris térfogat, V az anyag térfogata és n az anyagmennyisége. A moláris térfogat esetében figyelembe kell venni az anyagok halmazállapotát is (adott hőmérsékleten és nyomáson). A **szilárd és folyékony anyagok moláris térfogata** az anyag minőségétől függően minden anyagra nézve más.

Anyag	Moláris térfogat	Anyag	Moláris térfogat
víz, $\text{H}_2\text{O}(\text{f})$	18,0 cm^3/mol	nátrium, $\text{Na}(\text{sz})$	23,70 cm^3/mol
higany, $\text{Hg}(\text{f})$	14,6 cm^3/mol	ezüst, $\text{Ag}(\text{sz})$	10,3 cm^3/mol

Néhány folyékony és szilárd anyag moláris térfogata (25 °C-on és 101 kPa nyomáson)

A gázok moláris térfogata, függetlenül attól, hogy melyik gázzal van szó, **mindig ugyanakkora**, ha hőmérsékletük és nyomásuk azonos. A gázok moláris térfogatának mértékegysége általában dm^3/mol . A különféle gázok moláris térfogata (standard vagy más néven légköri nyomáson): 25°C -on $24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$, 20°C -on $24,0 \text{ dm}^3/\text{mol}$, 0°C -on $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

Amedeo Avogadro itáliai fizikus már 1811-ben megfogalmazta a róla elnevezett **Avogadro-törvényt**, amely szerint: **azonos hőmérsékleten és nyomáson a különböző gázok azonos térfogataiban azonos számú részecske van**. Tudjuk, hogy bármely anyag egy móljában $6 \cdot 10^{23}$ db részecske van. Ebből következik, hogy valamennyi gáz egy mólja $6 \cdot 10^{23}$ db molekulát tartalmaz, és ezek térfogata ugyanakkora.

Anyag	Képlet	Moláris térfogat (dm^3/mol); (standard nyomáson)			Molekulák száma (N)
		0°C	20°C	25°C	
oxigéngáz	O_2	22,4	24,0	24,5	$6 \cdot 10^{23}$
hidrogéngáz	H_2	22,4	24,0	24,5	$6 \cdot 10^{23}$
metángáz	CH_4	22,4	24,0	24,5	$6 \cdot 10^{23}$

Néhány példa a gázok moláris térfogatára (légköri nyomáson és különböző hőmérsékleten)

Természetesen bármely gáz moláris térfogata bármely hőmérsékleten és nyomáson meghatározható a gáz-törvények segítségével.

A moláris térfogat és az Avogadro-törvény ismeretében meghatározhatjuk adott térfogatú gáz anyagmennyiségét és tömegét. Például:

- $49,0 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$ -gáz anyagmennyisége (25°C -on és standard nyomáson) 2 mol.
- Mekkora a tömege $98,0 \text{ dm}^3$ szén-dioxid-gáznak (25°C -on és légköri nyomáson)?

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{98}{24,5} = 4 \text{ mol}, m = n \cdot M = 4 \cdot 44 = \mathbf{176 \text{ g}}$$

- Mekkora az anyagmennyisége 60 dm^3 klórgáznak 20°C -on és standard nyomáson? Mekkora a molekulák száma?

$$\text{Az } n = \frac{V}{V_m} \text{ összefüggés szerint: } n = \frac{60}{24,0} = \mathbf{2,5 \text{ mol}}$$

$$N = n \cdot N_A, \text{ ebből } N = 2,5 \cdot 6 \cdot 10^{23} = \mathbf{15,0 \cdot 10^{23} \text{ db.}}$$

A gázok sűrűsége

Az anyagok gyakran használt fizikai jellemzője a sűrűségük is. Az **abszolút sűrűség** adott hőmérsékleten az anyag tömegének és térfogatának hányadosát jelenti. Jele: ρ , mértékegysége $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ vagy $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$. A gázok sűrűségét gyakran $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ -ben fejezik ki. Az abszolút sűrűségértékeket táblázatokban adják közre.

A gázok abszolút sűrűsége a moláris tömegük és a moláris térfogatuk hányadosaként számítható: $\rho = \frac{M}{V_m}$.

$$\text{Például az oxigéngáz abszolút sűrűsége } 25^\circ\text{C-on és légköri nyomáson: } \frac{32 \text{ g/mol}}{24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}} = \mathbf{1,31 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}.$$

A **relatív sűrűség** két gáz azonos körülmények között mért abszolút sűrűségének a hányadosa.

Hasonlítsuk össze a hélium és a levegő sűrűségét 25°C -on és légköri nyomáson!

A hélium moláris tömege 4 g/mol , a levegő átlagos moláris tömege 29 g/mol .

A moláris térfogat: $V_m = 24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

$$\rho_{\text{He}} = \frac{M_{\text{He}}}{V_{m,\text{He}}} = \frac{4}{24,5} \text{ g/dm}^3 \quad \rho_{\text{lev}} = \frac{M_{\text{lev}}}{V_{m,\text{lev}}} = \frac{29}{24,5} \text{ g/dm}^3$$

$$\rho_{\text{rel}} = \frac{M_{\text{He}}}{M_{\text{lev}}} = \frac{4}{29} = \mathbf{0,14}$$

A gázok relatív sűrűsége tehát moláris tömegeik hányadosával egyenlő. A tört nevezőjében annak a gáznak a moláris tömege szerepel, amihez viszonyítunk (M_1), a számlálóban pedig azé, amit viszonyítunk (M_2): $\rho_{\text{rel}} = \frac{M_1}{M_2}$

A levegő mint gázelegy, az átlagos moláris tömeg

A levegő többféle gáz keveréke, elegye, legfontosabb összetevői a nitrogén és az oxigén. Ezért a levegőnek nincs önálló moláris tömege, általában a fő összetevők arányaiból számított átlagos moláris tömegét adják meg.

Számítsuk ki a zárt tartályban lévő, 20 térfogat% oxigénből és 80 térfogat% nitrogénből álló levegő átlagos moláris tömegét és az oxigénhez viszonyított relatív sűrűségét!

A gázok esetében a térfogatszázalékos arány megfelel az anyagmennyiség-arányoknak: 100 mol levegő 20 mol oxigénből és 80 mol nitrogénből áll.

Az $m = n \cdot M$ összefüggés szerint

20 mol oxigén tömege: $20 \cdot 32 = 640$ g,

80 mol nitrogén tömege: $80 \cdot 28 = 2240$ g.

100 mol gázelegy tömege tehát $640 + 2240 = 2880$ g.

1 mol gázelegy tömege: 28,8 g, az **átlagos moláris tömeg: 28,8 g/mol**.

A levegő átlagos moláris tömege tehát: **28,8 g/mol**, közel 29 g/mol.

A gázelegy oxigénhez viszonyított **relatív sűrűsége**: $\frac{M_{\text{gázelegy}}}{M_{\text{oxigén}}} = \frac{28,8}{32} = 0,9$

Gázelegyek, robbanószerek

A gázok egy része éghető anyag, idetartoznak az éghető, könnyen párolgó folyadékok gőzei is. Az égés feltétele az oxigén jelenléte és a gyulladási hőmérséklet elérése. Ha az éghető gázok vagy gőzök keverednek a levegővel (az oxigénnel), **robbanókeverék** keletkezik, amely már egy elektromos szikra, egyetlen égő gyufaszál, egy eldobott égő cigaretta hatására felrobbanhat. A gázok részecskéi ugyanis elkeveredve az oxigénmolekulákkal, a gyulladási hőmérsékletet elérve rendkívül gyorsan, hirtelen képesek elégni, égésükkor nagy mennyiségű légnemű anyag, gáz szabadul fel. A magas hőmérsékletű égéstermék gyorsan, nagy erővel kiterjed, annyira, hogy a táguló gáz nyomása szétvetheti az edényt vagy az épület falát. Robbanó gázelegy például a hidrogén- és az oxigéngáz elegye is. A vezetékes gáz, a metán hasonló robbanóelegyet képez a levegővel. Ha a metángáz például meghibásodott gázvezeték miatt keveredik a levegővel, könnyen robbanókeverék keletkezik, amely egy szikra hatására felrobbanhat. A sűjtőlégrobbanást a bányákban a váratlanul előtörő metángáz okozza, amely a növényzet elszenesedésekor keletkezett a Föld mélyében. A robbanóhatás hasznos is lehet, például a benzomotoros autókban a benzingőz-levegő elegy gyors égésekor fellépő „robbanást” használják fel a gépjárművek meghajtására. A jó hatásfok érdekében a gőz-gáz elegynek megfelelő összetételűnek kell lennie. A robbanás függ az éghető anyagok és az oxigén mennyiségétől, a gázok „robbanási határértéke” alatt (kevés a gáz vagy az oxigén) nem következik be robbanás. A robbanáshoz nem mindig szükséges az oxigén jelenléte. A **robbanóanyagok** olyan vegyületek, amelyek molekulái az éghető anyag mellett az égéshez szükséges oxigént is tartalmaznak. Például a nitroglicerín (glicerín-trinitrát) magas oxigéntartalma miatt már kis energiaközlésre (ütés, rázkódás) felrobban (ezért használják porózus anyagba felitatva, mint a dinamitot).

Kérdések és feladatok

1 Figyeld meg a víz halmazállapot-változásának grafikonját! Mit jelentenek az ábrán az emelkedő és a vízszintes szakaszok? Melyik szakaszokban változik, és melyekben nem a víz hőmérséklete folyamatos melegítés esetén?

2 Miért fázunk, amikor kijövünk az uszoda vizéből? Miért érzünk meleget, amikor gőzös, párás levegőjű terembe lépünk?

3 Mekkora a tömege 1 m³ N₂-, illetve 1 m³ O₂-gáznak 25 °C-on és 0,1 MPa nyomáson? Hány db molekulát tartalmaznak?

4 Mekkora a moláris térfogata és tömege annak a gáznak, amelynek 25 °C-on és 0,1 MPa nyomáson az abszolút sűrűsége 1,308 g/dm³? Mekkora a gáz levegőre vonatkoztatott relatív sűrűsége?

15. lecke

Szilárd, kristályos anyagok



Az üveg amorf anyag. Mit gondolsz, hogyan olvad meg?



A szilárd anyagok tulajdonságai

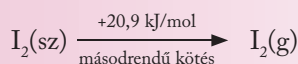
Földi körülmények között a természet anyagainak nagy része szilárd halmazállapotú. A **szilárd anyagokra** jellemző, hogy **részecskéik** nem mozoghatnak szabadon, minden részecskének meghatározott helye van, ahol csupán **rezgőmozgást** végez. A részecskék között különféle erősségű első- és másodrendű kémiai kötések hatnak. Mivel a részecskék közötti kölcsönhatások erőssége különböző, a szilárd anyagoknak más és más az olvadáspontjuk.

KÍSÉRLET

Jód szublimációja

Egy főzőpohár aljára szórjunk néhány jódkristályt! Az edény száját lazán zárjuk le hideg vizet vagy jeget tartalmazó gömblobikkal! Óvatosan melegítsük a főzőpohár alját! Rövid idő alatt lila gőz tölti be az edényt, majd néhány perc múlva a gömblobikk alján megjelennek a szürke, csillogó jódkristályok.

A jódmolekulák szublimációjához jódgőzzé energia szükséges:



Milyen kötések tartják össze szilárd halmazállapotban a jódmolekulákat?

Miért van szükség a kísérletben a jeges vizet tartalmazó gömblobikra?



Ha az alkotórészek közötti kölcsönhatás gyenge, például a molekulárcsos kristályokban, akkor a szilárd anyagok felületén lévő részecskék „megszökhetnek”, az anyag gáz-halmazállapotúvá válhat. Egyes szilárd anyagok, mint a jód, a kámfor, a naptalin, megolvadás nélkül gőzzé alakulnak. A szilárd anyagok párolgását **szublimációnak** nevezzük. A szublimáció miatt érezzük ezeknek a szilárd anyagoknak a jellegzetes szagát. Általában azok az anyagok szublimálódnak, amelyek molekulái között gyenge másodrendű kötések hatnak. A szublimáció fordított folyamata a gőz lecsapódása szilárd anyaggá. Ezzel a jelenséggel találkozunk télen, hideg hajnalokon, amikor az alacsony hőmérsékletű leve-

gő kevés vízgőzt tud megtartani, és a felesleg lecsapódik, a vízgőzből szilárd dér képződik. Ha a levegőben kevés a vízgőz, akkor alacsony hőmérsékleten a jég is szublimálódhat.

A szublimáció az iparban gyakori eljárás. Ha például úgy akarják egy anyagból a vizet eltávolítani, hogy annak illat-, aroma- és ízanyagai, vitaminjai és más értékes részei a termékben maradjanak, akkor a „fagyasztva szárítást”, vagyis **liofilizációt** alkalmaznak. Ehhez az anyagot le kell hűteni, hogy a nedvesség jéggé alakuljon, majd kis nyomást és páramentes teret alkalmazva a jég szublimálódik, „eltűnik”. Így gyártják az instant kávé, teát, a különféle gyümölcs- és levesporokat.

A szilárd anyagok felülete sohasem teljesen tiszta, a közelébe jutó gázok és folyadékok molekuláit megkötö, **adszorbeálja**. Például a különféle szénből száraz lepárlással nyert faszén üreges felülete miatt könnyen adszorbeálja a gázokat és a festékanyagokat. Ha hosszabb ideig dohányfüstös helyiségben tartózkodunk, ruhánk, hajunk adszorbeálja és megtartja a cigaretta szagát akkor is, ha magunk nem dohányoztunk. Ezen a jelenségen alapul egyes fémek kémiai reakciókat segítő, katalizáló hatása is. Például a platina olyan erősen adszorbeálja a hidrogént, hogy a H_2 -molekula atomjaira válik szét, és így rendkívül reakcióképesé válik. A hidrogén- és az oxigéngáz elegye (a durranógáz) akár évekig eltartható anélkül, hogy reakció történne. Ha a gázelegybe platinalemez tartunk, a reakció gyorsan és robbanás nélkül megy végbe.

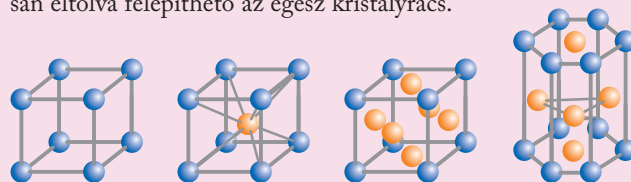
Az adszorpció jelenségét felhasználhatjuk a keverékek összetevőinek szétválasztására is. Az eljárás azon alapul, hogy az egyes anyagok szilárd felületen nem azonos energiával kötődnek, így az adszorpció sebessége nem azonos. Az eljárás nagyon kis mennyiségű anyag összetevőinek szétválasztására is alkalmas, ezért elterjedten használják a kémiai gyakorlatban különböző anyagok felismerésére és azonosítására.

A szilárd anyagok szerkezete lehet **kristályos** vagy **amorf**. A kristályos anyagokra jellemző a rendezett belső szerkezet, az alkotórészek szabályos elrendeződése. Az amorf anyagokban ez a rendezettség hiányzik vagy csak részleges. A szerkezetbeli különbség miatt a kristályos és az amorf anyagok tulajdonságai jelentősen különböznek egymástól.

Kristályos anyagok

A kristályos anyagokban az alkotórészecskék szabályos térbeli rendben, egymástól meghatározott távolságban és irányban helyezkednek el, **kristályrácsot** alkotnak.

A kristályrácsok szerkezete többféle lehet, jellemzőjük az ún. **elemi cella**, az a legkisebb térbeli egység, amelyet a tér három irányába, önmagával párhuzamosan eltolva felépíthető az egész kristályrács.



kockarács

térközepes kockarács

lapközepes kockarács

hatszögös rács

Néhány gyakori elemi cella

Az elemi cella élhossza és az élek által bezárt szögek, az ún. **rácsállandók** jellemzők az adott kristályrácsra. Például a nátrium-klorid kristálya kocka alakú, ha egy nagyobb darab kristályt leejtünk, az kisebb darabokra török szét, de a legkisebb is kocka alakú lesz.

A kristályban a részecskék helyhez vannak kötve, a **rácsponton** rezgőmozgást végeznek. A rácsponton lévő részecskék között meghatározott erősségű összetartó erő hat. A részecskék mozgása energiafelvétel, melegítés hatására egyre erőteljesebb lesz, végül adott hőmérsékleten legyőzik az összetartó erőt, a részecskék elhagyják a rácspontokat, a szilárd anyag megolvad. A **kristályos anyagokban** ez valamennyi részecskére kiterjedően, egy időben következik be, ezért a kristályos anyagok **éles, meghatározott olvadásponttal** rendelkeznek.

A kristályos anyagok részecskéit összetartó erőt a **rácsenergia** jellemzi. A rácsenergia egy mol kristályos anyag szabad részecskékké váló felbontásához szükséges energia. Jele E_r , mértékegysége kJ/mol. A szabad részecskék lehetnek gáz-halmazállapotú ionok, molekulák vagy atomok.

A kristályok a szabályos belső szerkezet következtében gyakran szabályos külső alakkal rendelkeznek (kocka, hasáb stb.), amelyet síklapok határolnak. A kristály belső szerkezete és külső alakja között

szoros kapcsolat van. Kristályos lehet azonban az anyag akkor is, ha az alakja külsőleg nem szabályos, döntő a rendezett belső szerkezet. Sok esetben a kristályok olyan aprók, hogy szabad szemmel nem is ismerhetők fel. A jég kristályos szerkezetét sem lehet szabad szemmel megállapítani, pedig még a hópelyhek is őrzik a jég jellegzetes hatszöges szerkezetét rendkívül változatos formáikban.

A kristályos anyagok tulajdonságait (olvadáspont, sűrűség, keménység, oldhatóság) megszabja az alkotórészecskék minősége, a közöttük kialakuló kémiai kötések típusa és a kristályrács szerkezete. A kristályos anyagok a kristályrácsot alkotó részecskék és a közöttük ható kémiai kötések szerint lehetnek **ionrácsos, fémrácsos, atomrácsos, molekularácsos** szerkezetűek. Ezekkel korábban már megismerkedtünk.

Amorf anyagok

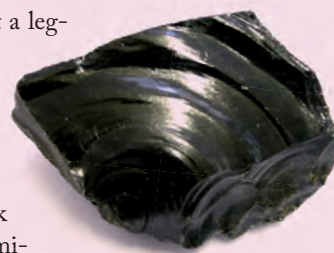
A nem kristályos szerkezetű anyagokat **amorf**nak nevezzük. Az amorf anyagokban nincs meg a kristályokra jellemző belső rendezettség, legfeljebb kisebb rendezett csoportok találhatóak bennük. A részecskék távolsága és a közöttük ható kapcsolatok

erőssége is különböző. Ebből következően a kristályos anyagoktól eltérően **nincs meghatározott, éles olvadáspontjuk**, melegítéskor fokozatosan lágyulnak meg. Például az egyszerű üveg melegítve fokozatosan lágyul, és ezért jól alakítható, formálható. Amorf anyag például az üveg, a viasz, a paraffin, a szurok, a gumi, a borostyánkő, az opál és sok műanyag. A környezetünket felépítő szilárd anyagok, a kőzetek legnagyobb része nem kristályos, hanem amorf szerkezetű.

Az obszidián vulkáni tevékenység eredménye, a láva lassú kihűlésekor keletkezett, ezért vulkáni üvegnek is nevezik. Egyike a legkeményebb szilikátoknak. Már a kőkorszakban különböző eszközöket, például dárdahegyeket, késeket készítettek belőle.

A fémek megjelenése előtt a legtöbb szerszám és fegyver anyaga az obszidián volt. Később ékszerek készítésére használták.

Jelenleg a szívsebészetben operációs kések, szikék előállítására alkalmazzák, mivel a legjobb acélnál is keményebb, és élettartama is hosszú.



Az obszidián amorf anyag

- 1 Melyik az a hőmérséklet, amelyen egy anyag folyadék és szilárd halmazállapotú is lehet?
- 2 Milyen folyamatot nevezünk szublimációnak? Mi a vele ellentétes folyamat neve? Hol találkozunk a természetben ehhez hasonló folyamattal?
- 3 Melyik anyag kristályos szerkezetű: gyémántpor, porcukor, alumíniumpor, üvegpor?
- 4 Milyen tulajdonságukban különböznek egymástól a kristályos és az amorf anyagok? Mondj példát kristályos és amorf anyagokra!

Kérdések és feladatok

- 5 Néhány anyag olvadás- és forráspontértéke alapján válaszolj a kérdésekre!

Anyag	Olvadáspont (°C) légköri nyomáson	Forráspont (°C) légköri nyomáson
oxigén (O ₂)	-219,0	-182,9
nátrium (Na)	97,7	883,0
kén (S)	115,2	444,6
alumínium (Al)	660,3	2519,0

- Milyen halmazállapotúak a felsorolt anyagok 25 °C-on és 101 kPa nyomáson?
- Milyen hőmérsékletre kell lehűteni az oxigént (légköri nyomáson), hogy folyadék legyen?
- Milyen halmazállapotú 500 °C-on az alumínium, illetve a nátrium (légköri nyomáson)?
- Hány °C-on lesz a kénkristályból folyékony kén, illetve kéngőz?

16 lecke

Folyadékok és oldatok



Milyen ionok alkotják a nátrium-klorid-kristályt? Milyen kapcsolat van az ionok között?

Az oldódás folyamata

Mindennapi életünkben nagy szerepet játszanak az oldatok. Ha egy csésze teába cukrot keverünk, akkor a cukor „eltűnik”, és a tea íze kellemesen édes lesz. Tengerben való fürdés után, ha a bőrünk megszárad, a felületén sókristályok válnak ki. Ha egy pohár csapvizet meleg szobában állni hagyunk, néhány óra elteltével azt vesszük észre, hogy a vízben apró buborékok jelennek meg, ez nem más, mint a vízben oldott oxigénnek az a része, ami az oldatból kiválik. Szervezetünkben az élet fenntartását és védelmét biztosító folyamatok is a legtöbbször oldatokban játszódnak le. A bevett gyógyszerek úgy hatnak, hogy azok előbb feloldódnak, azután kerülnek a vérbe, és fejtik ki hatásukat.

A természetes vizek kémiaiailag sohasem tiszta anyagok, mindig tartalmaznak több-kevesebb oldott anyagot. A tengervízben átlagosan 3,5%, az édesvizekben ennél sokkal kevesebb, mintegy 0,3% oldott ásványi anyag van. A tengervízben a nátrium-klorid fordul elő a legnagyobb mennyiségben. Az ivóvíz és az ásványvizek kellemes ízét az oldott ásványi sók okozzák.

Az oldat két vagy több anyag keveréke, homogén, többkomponensű rendszer. Oldódáskor általában egy **folyékony anyag** részecskéivel **különböző halmazállapotú anyag vagy anyagok** részecskéi **keverednek**. Ha a folyadékban szétoszlott anyag részecskéinek mérete megfelel az atomok vagy kisebb molekulák méretének ($< \sim 1$ nm, azaz 10^{-9} m), akkor **valódi oldatok**ról, ha a részecskék mérete ennél nagyobb ($> \sim 500$ nm), **kolloid oldatok**ról van szó.

Az anyagok részecskéi állandó mozgásban vannak. A hőmérséklet emelkedésével a hőmozgás sebessége nő, ezért az oldódás, az elkeveredés gyorsabbá válik. A forró teában azonnal feloldódó cukormennyiség hideg teában lassabban oldódik. Az **oldódást** nemcsak a hőmérséklet emelésével, hanem keveréssel, porítással is **gyorsíthatjuk**.

Valamely anyag részecskéinek egy másik anyag részecskéi közötti elkeveredését, hőmozgását **diffúzió**nak nevezzük. A vízbe szórt só oldott részecskéi a **diffúzió** hatására vándorolnak el az oldódó anyag felületéről és oszlanak szét a vízben. Melegítés hatására a részecskék mozgása gyorsabbá válik, tehát a diffúzió is élénkebb lesz, keveréssel pedig jelentősen meggyorsíthatjuk a folyamatot.

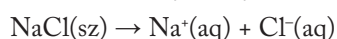
Az **oldatnak** két vagy több összetevője van, az **oldószer** és az **oldott anyag** vagy anyagok.



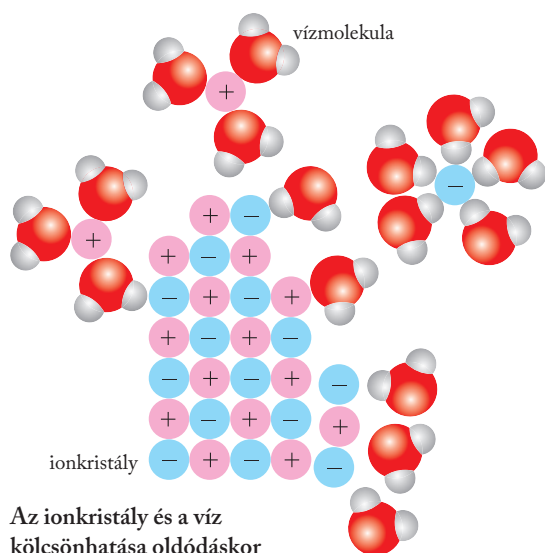
A nagyobb mennyiségben jelen lévő összetevő az oldószer, a kisebb mennyiségben jelen levő az oldott anyag. Az oldószer részecskéivel az oldott anyag részecskéi tökéletesen elkeverednek, méretük olyan kicsi, hogy szabad szemmel nem, de még nagy felbontású mikroszkóppal sem láthatók. Számunkra a legfontosabbak a **vizes oldatok**, amelyeknél az **oldószer** mindig **víz**, az **oldott anyag** pedig **gáz, folyadék** vagy **szilárd** halmazállapotú is lehet.

Az **oldódás** az oldószer és az oldott anyag kölcsönhatásának következménye. Az anyagi halmazok részecskéit a közöttük fennálló kölcsönhatások tartják össze. Oldódáskor az oldószerben és az oldott anyagban a részecskéket összetartó kölcsönhatások egy része megszűnik, a kémiai kötések felszabadulnak. Az oldószer és az oldott anyag részecskéi között viszont többnyire új, másodrendű kötések jönnek létre.

Ionkristályos vegyületekben, az ionkristályokban az ionok rögzítetten helyezkednek el, az ellentétes töltésű ionok között az **ionkötés** biztosítja az összetartó erőt. Oldódáskor a víz dipólusmolekulái a kristály felületén elhelyezkedő ionokat ellentétes pólusaikkal körbeveszik. Ha a vízmolekulák és az ionok közötti vonzóerő elég nagy, képes legyőzni a kristályrácsban az ionok közötti kapcsolatot, és az ionok vízburokkal körülvéve kilépnek a kristályból, az oldatba kerülnek, ahol szabadon mozoghatnak. Az oldódási folyamat jelölése:



[az (sz) szilárd anyagot, az (aq) pedig vízben oldott részecskét jelent, aqua latinul víz]



Molekulákból álló vegyületek vízben való oldódásakor hasonló a helyzet. Például a cukormolekulákat a kristályrácsban gyenge másodrendű kötések tartják össze, amelyek a dipólusos vízmolekulákkal kialakult új, erősebb kapcsolatok következtében megszűnnek. A vízburokkal körülvett molekulák kilépnek a kristályrácsból, és elkeverednek a vízmolekulákkal. Ha a molekula (mint például a cukormolekula) a vízmolekulákkal hidrogénkötés létesítésére is képes, az még jobban megkönnyíti az oldódást.

A vizes oldatban tehát a feloldott anyag szabadon mozgó ionok vagy molekulák alakjában található. Az oldott anyag részecskéi többnyire vízburokkal, **hidrátburokkal** vannak körülvéve. Az oldódás a hidratáció következménye. **Hidratációnak** nevezük a vízburok (hidrátburok) kialakulását az ionok vagy a dipólusmolekulák körül.

KÍSÉRLET

Olaj és jód oldódása benzinben és vízben

Két kémcsőbe tegyünk benzint, illetve vizet! Öntsünk mindkét kémcsőbe kevés olajat, majd dobjunk mindkettőbe néhány jód-kristályt! Rázzuk jól össze, és figyeljük meg a változásokat!



Melyik oldószerben oldódik jól az olaj, illetve a jód? Miért?

Az **apoláris molekulájú anyagok** és a víz dipólusmolekulái között nem alakulhat ki olyan erős kölcsönhatás, amely legyőzhetné az oldandó anyag molekuláit összetartó erőket. Ezért ezek az anyagok nem vagy csak nagyon kevésé oldódnak a vízben, apoláris molekulájú anyagok az oldószereik. Az apoláris molekulák oldódása, elkeveredése a diffúzió következménye. Például az apoláris molekulákból álló jód nagyon rosszul oldódik vízben, és igen jól az apoláris molekulájú szén-tetrakloridban (CCl_4). Az apoláris olaj jól oldódik az apoláris benzinben, de nem oldódik a dipólusmolekulájú víz-

ben. Azok a vegyületek sem oldódnak a vízben, amelyek részecskéit nagyon erős kötések tartják össze (gyémánt), még akkor sem, ha ionokból épülnek fel (mész, CaCO_3). Az **apoláris molekulájú** anyagok **apoláris oldószerekben**, a **dipólusmolekulájúak** és az **ionvegyületek poláris oldószerekben** oldódnak. Általában mondhatjuk, hogy **hasonló a hasonlóban oldódik jól!**

KÍSÉRLET

Anyagok oldódása különböző oldószerekben

- a) Kémcsőbe rétegezzünk egymásra három azonos mennyiségű folyadékot a következő sorrendben: szén-tetraklorid, desztillált víz, benzin! A három szintelen folyadék nem elegyedik egymással.
- b) Dobjunk a kémcsőbe narancssárga káliumbikromát-kristályt! A középső réteg, a víz sárga színű lesz az oldódó káliumbikromáttól. Az alsó és a felső fázis szintelen marad.
- c) Szórjunk néhány jódkristályt a kémcsőbe! Az alsó és a felső réteg ibolyaszínű lesz.



Mi az oka a három fázis kialakulásának?
 Miért lett az alsó és a felső fázis lilá, míg a középső fázis narancssárga?
 Mi az oka a három fázis sorrendjének?
 Mi történne, ha a kémcsőben lévő anyagokat összeráznánk?
 Milyen kapcsolat van az anyagok oldódása és az oldószermolekulák polaritása között?

Az oldódást kísérő energiaváltozások

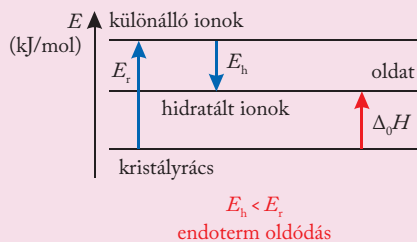
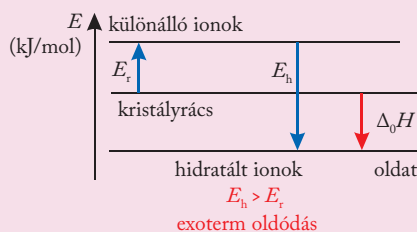
Az anyagok oldódását gyakran kíséri **energiaváltozás**, felmelegedés vagy lehűlés. Lehűléskor az oldat energiát vesz fel környezetéből, felmelegedéskor energiát ad át annak.

Az energialeadással járó oldódást **exotermnek**, az energiafelvétellel járókat **endotermnek** nevezük. Az oldáskor bekövetkező energiaváltozásokat az oldódó anyag és az oldószer részecskéi közötti kötések felszakadásával és új kötések kialakulásával magyarázhatjuk. Az oldódó anyag részecskéi közötti kapcsolatok felbontásához, illetve az oldószere-

molekulák közötti kötések **felszakításához energia szükséges**. Az új kötések kialakulása, azaz az oldódó anyag és a vízmolekulák kapcsolata a **hidratáció**, mindig **energiafelszabadulással jár**. Mivel egy részecskéhez több vízmolekula kapcsolódik, jelentős energia szabadulhat fel.

Az egy mol részecske hidratációját kísérő hőváltozást **hidratációs energiának** nevezzük. Jele E_h , mértékegysége kJ/mol.

Ha a hidratáció során több energia szabadul fel, mint amennyi a kötések felbontásához szükséges, akkor az oldat felmelegszik. Ha viszont a kötések felbontásához kicsit több energiára van szükség, mint amennyi a hidratációkor felszabadul, akkor lehűlés tapasztalható.



Ionvegyületek oldódásának energiaváltozása

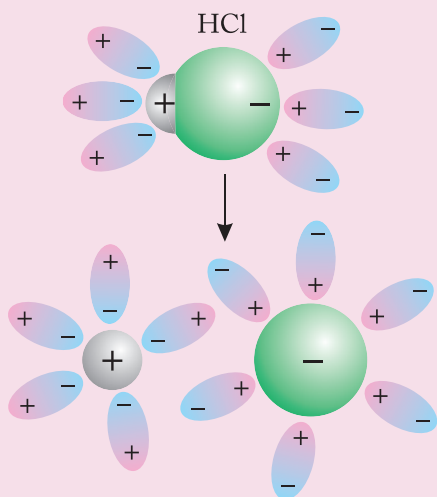
Az **ionvegyületek vízben való oldódását** kísérő **energiaváltozást** döntően a **hidratációs energia (E_h)** és a **kristályrácsot összetartó rácsenergia (E_r) nagysága, egymáshoz való viszonya szabja meg**. Ha a hidratációs energia abszolút értéke nagyobb, mint a kristály rácsenergiájának abszolút értéke, akkor az oldódás felmelegedéssel jár. Legtöbb kristályos vegyület oldásakor azonban lehűlést tapasztalunk. Ennek oka, hogy a kristályban ható rácsenergia nagyobb (de nem sokkal nagyobb), mint a hidratációs energia abszolút értéke, ezért a rács felbontásához további energiára van szükség, amit a rendszer (az oldat) a környezetből von el. Ha a rácsenergia sokkal nagyobb a hidratációs energia abszolút értékénél, akkor a vegyület nem oldódik a vízben.

$|E_h > E_r|$ az oldódás felmelegedéssel jár,

$|E_h < E_r|$ az oldódás lehűléssel jár,

$|E_h \ll E_r|$ nincs oldódás.

Molekuláris anyagok vízben való oldásakor a hidratációs energia olyan nagy is lehet, hogy a dipólusmolekulán belül megbontja a kovalens kötést, s a dipólusmolekula ionokra esik szét. Például a hidrogén-klorid-gáz (HCl) oldódásakor a dipólusmolekula két pólusához a vízmolekulák ellentétes töltésű részükkel kapcsolódnak. A hidratációs energia olyan nagy, hogy legyőzi a molekulában lévő kovalens



Hidrogén-klorid-molekula oldódása vízben
A hidratáció hatására a molekula hidratált ionokra válik szét: $\text{HCl(g)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

kötést, a molekula hidrogén- és kloridionokra bomlik. A koncentrált kénsav hígításakor még nagyobb a hidratációs energia, annyira, hogy az oldat is erősen felmelegszik (ezért a kénsav hígítását nagyon óvatosan kell végezni: mindig a kénsavat csepegtetve a vízbe, és nem fordítva).

Az **oldódás energiaváltozását** az **oldáshő** jellemzi. Az oldáshő az az energiaváltozás, amely akkor következik be, ha 1 mol anyagból végtelen híg oldatot készítünk. Az oldáshő jele: $\Delta_0 H$, mértékegysége: kJ/mol.

A táblázat néhány anyag oldáshőjét tünteti fel. Az oldáshő pozitív előjelű, ha az oldódás során az oldat a környezetéből energiát vesz fel, negatív előjelű, ha energiát ad át a környezetnek.

Anyag	Oldáshő (kJ/mol)	Az oldódást kísérő hőváltozás
KNO_3	+36,1	lehűlés
NH_4NO_3	+26,5	lehűlés
NaCl	+3,8	lehűlés
NaOH	-42,2	felmelegedés
HCl	-73,3	felmelegedés
CaCl_2	-82,8	felmelegedés

Oldáshőértékek és az oldódást kísérő hőváltozás

Az ammónium-nitrát (NH_4NO_3) vízben való oldódása erős lehűléssel jár, ezen alapszik a kórházakban és máshol felhasznált hűtőtasakok működése. Többnyire ammónium-nitrát-kristályokat tartalmazó tartály van elhelyezve egy vízzel teli tartályban. Ha a sót tartalmazó tartály összetörik, az ammónium-nitrát feloldódik a vízben, és a tartály lehűl. A kalcium-klorid oldódása viszont erős felmelegedést okoz, ezt a hőt a hasznosítják a melegítőtasakokban, amelyek a mentőládákban is megtalálhatók.

Kérdések és feladatok

- Hogyan megy végbe az ionokból és a molekulákból felépülő szilárd anyagok oldódása? Mi a hasonlóság és mi a különbség a kétféle folyamatban?
- Mit jelent a vizes oldat és a valódi oldat kifejezés?
- Általában milyen anyagok oldódnak jól a vízben? Miért? Mondj példákat!
- Mit gondolsz, miért oldódik jól vízben a cukor és az ecet, és miért nem oldódik az olaj?
- Mi a különbség az ionkristályban és az ionvegyületek oldatában lévő ionok között?
- Nézz utána a világhálón, hogy milyen szerepet tölt be a hidrátburok az élő szervezetben!

17. lecke

Az oldhatóság. Az oldatok összetétele

Az oldhatóság

Amikor befőtt eltevéséhez cukorszirupot készítünk, azt látjuk, hogy az edényben levő hideg vízben néhány evőkanál cukor azonnal feloldódik, de ha sokkal többet adunk hozzá, akkor feloldatlan cukor marad az edény alján. Ha felmelegítjük az oldatot, akkor a maradék cukor is nagy valószínűséggel feloldódik. Ha az oldat már nem old több cukrot, akkor azt mondjuk, hogy az oldat az adott hőmérsékleten telítetté vált.

Az egyes anyagok különböző mértékben és mennyiségben oldódnak adott oldószerben. Adott mennyiségű oldószerben és adott hőmérsékleten azonban a jól oldódó anyagok sem oldódnak korlátlan mennyiségben.

Az oldott anyag mennyisége szempontjából az oldat lehet telített vagy telítetlen, híg vagy tömény oldat. **Telített az oldat**, ha adott hőmérsékleten az oldandó anyagból többet már nem lehet benne feloldani. **Telítetlen az oldat**, ha adott hőmérsékleten még további anyag feloldására képes. Melegítés hatására általában az alacsonyabb hőmérsékleten telített oldat telítetlenné válik. Amikor a magasabb hőmérsékleten telített oldatot lehűtjük, akkor az oldott anyag kristályai megjelennek, kiválnak az oldatból.

Ha a telített oldatban lévő oldott anyag részecskéi mozgásuk közben közel kerülnek az oldatban lévő feloldatlan, szilárd anyag felületéhez, ismét beépülhetnek a kristályrácsba, kiválhatnak az oldatból. A szilárd anyagból viszont újabb részecskék kerülnek az oldatba. Egy idő múlva az időegység alatt oldatba kerülő és az oldatból kiváló részecskék száma megegyezik, ekkor kialakul az **oldódási egyensúly**. Ezt követően a kiválás és az oldódás folyamatos, de az oldatban az oldott anyag mennyisége, illetve a szilárd anyag mennyisége nem változik.

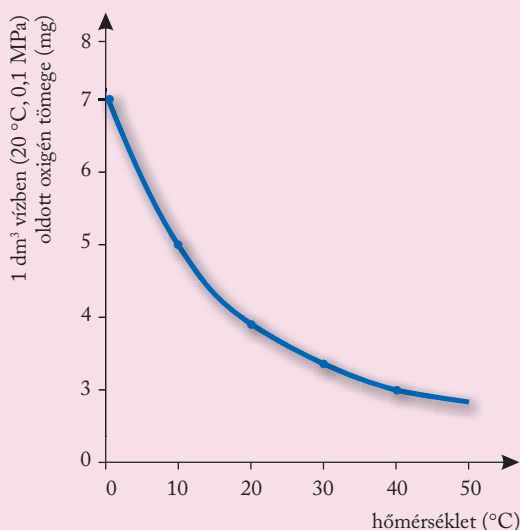
Az anyagok oldhatósága függ az oldószer és az oldódó anyag minőségétől és a hőmérséklettől. Általában a szilárd anyagok oldhatósága a hőmérséklet emelésével nő, csak néhányat ismerünk, amelyeké csökken. A gázok oldhatósága viszont a hőmérséklet emelkedésével mindig csökken. Ezért látunk buborékokat a sokáig meleg szobában álló pohár csapvízben, mert a vízben oldott oxigén oldhatósága melegítés hatására csökken, és a gázok jól látható buborék formájában távoznak az oldatból.



Miben különbözik a gázok vízben való oldódása a szilárd anyagok oldódásától?



Például az oxigénből 1 dm³ vízben 0 °C-on 50 cm³, 20 °C-on csak 30 cm³ oldódik fel. Ezért veszélyes, ha a folyók, tavak vize nyári melegben nagyon felmelegszik, mert a vízi élőlények a vízben oldott oxigént használják fel életműködésükhöz, az oxigénhiány a pusztulásukhoz vezethet. A gázok oldhatósága függ a nyomástól is. Nagy nyomáson, adott mennyiségű oldószerben több gáz oldódik, mint azonos hőmérsékleten és alacsonyabb nyomáson. Ha például széndioxiddal dúsított ásványvízes üveget kinyitunk, akkor az oldatban sűrű buborékképződést figyelhetünk meg, mert a nyomás csökkenésével a szén-dioxid vízben való oldékonysága csökken, és a gáz egy része eltávozik az oldatból.



Az oxigéngáz oldódásának hőmérsékletfüggése

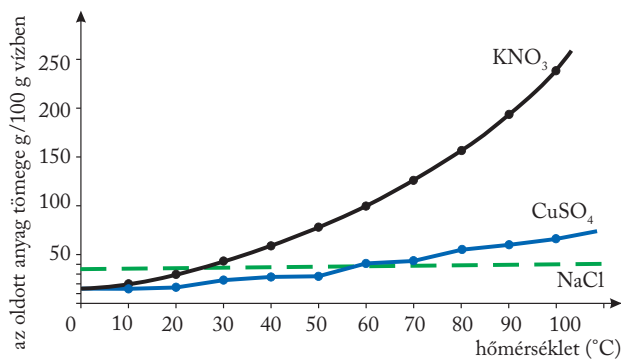
Olykor egy oldat összetételéről azonban nem elég annyit mondani, hogy az híg vagy tömény, telített vagy telítetlen, hanem pontosan, számszerűen meg kell adni az adott mennyiségű oldatban vagy oldószerben lévő oldott anyag mennyiségét, meghatározott hőmérsékleten.

Egy anyag **oldhatóságát** számszerűen telített oldatának összetételével fejezzük ki, adott hőmérsékleten. Megadhatjuk a 100 g oldószer (a legtöbb esetben 100 g víz) által feloldott anyag tömegét, ekkor az oldhatóság jelölése: g oldott anyag/100 g oldószer, rövidebben **g/100 g víz**. Kifejezhetjük a 100 g telített oldatban lévő anyag tömegével is, ekkor jelölése: g oldott anyag/100 g oldat, rövidebben **g/100 g oldat**. Arra figyelniünk kell, hogy a kétféle számítás esetén adott anyagnak az oldhatósága ugyanazon a hőmérsékleten más érték.

Például az ammónium-nitrát (NH₄NO₃) oldhatósága 20 °C-on:

- 100 g víz 192 g vízmentes sót képes feloldani, az oldhatóság: 192 g oldott anyag/100 g víz, vagy
- 100 g telített oldat 65,75 g vízmentes sót tartalmaz, az oldhatóság: 65,75 g oldott anyag/100 g oldat.

Az oldhatóság hőmérsékletfüggését grafikusán is lehet ábrázolni, mint azt az alábbi ábrán látjuk. A grafikon segíti a gyors áttekintést adott anyag oldhatóságáról különböző hőmérsékleteken.



Szilárd anyagok oldódási grafikonjai

Oldott anyag	Az oldat hőmérséklete			
	20 °C	40 °C	60 °C	80 °C
NaCl	26,5	26,8	27,0	29,9
KCl	25,5	28,5	31,5	33,9
KNO ₃	24,0	39,3	52,6	63,0
NaNO ₃	46,8	50,9	55,9	59,7
Ca(NO ₃) ₂	56,7	65,4	78,1	78,3
CaSO ₄	0,20	0,21	0,20	0,18
Li ₂ CO ₃	1,33	1,24	0,99	0,85

Néhány szilárd anyag oldhatósága vízben (g/100 g telített oldat)

KÍSÉRLETEK

Az oldhatóság hőmérsékletfüggése

1. Két kémcsövet töltsünk meg félig vízzel, majd kevés nátrium-kloridot (NaCl), illetve ammónium-nitrátot (NH₄NO₃) szórjunk a kémcsövekbe. Rázzuk össze, és addig ismételjük az adagolást, amíg

már nem oldódnak a sók, hanem egy részük leülepedik a kémcső aljára. Ezután a telített oldatokat melegítsük! A nátrium-kloridot tartalmazó kémcsőben a melegítés hatására nem történik számottevő változás, az ammónium-nitrát maradéka viszont feloldódik, sőt még újabb adagot is szórhatunk a kémcsőbe.

2. Egy nagy, 1,5-2 literes szénsavas üdítőt kivesszünk a hűtőből, és műanyag tálcára helyezzük. Bunsen-égővel felhevítünk egy kb. 10-15 cm-es alumínium csődarabot. Lecsavarjuk az üdítősvég tetejét, és beledobjuk a forró csődarabot. Hatalmas szökőkút látványában lesz részünk. A magas hőmérsékleten hirtelen felszabaduló szén-dioxid-gáz nagy erővel nyomja ki az oldatot a palackból.

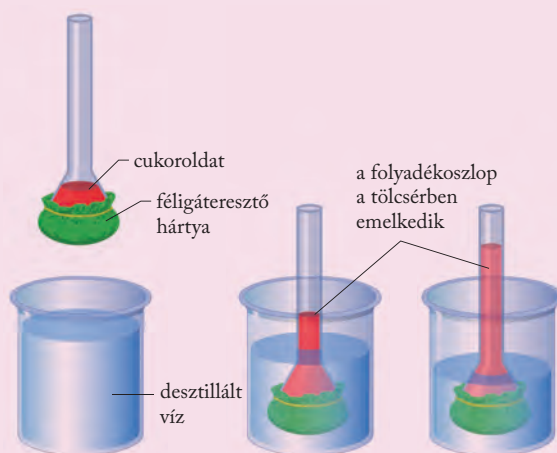


Az ozmózis

Az oldatokkal kapcsolatos jelenség az **ozmózis**. Az ozmózis akkor lép fel, ha a tiszta oldószer és az oldat vagy két különböző töménységű oldat féligáteresztő hártán, membránon keresztül érintkezik egymással. A féligáteresztő hártya pórusain (apró nyílásain) az oldószer molekulái (vízmolekulák) átjutnak, de az oldott anyag nagyobb molekulái nem. Ha például egy edényben cukoroldatot és tiszta vizet féligáteresztő hártával (háztartási celofánnal) elválasztunk, akkor a víz molekulái átáramlanak a cukoroldatba, annak szintje megemelkedik, a nagyobb cukormolekulák nem

jutnak át a hártya nyílásain, a víz nem lesz édes ízű. A megnövekedett mennyiségű oldat nagyobb nyomást gyakorol a féligáteresztő hártayára, mint a tiszta víz.

Ha az ozmózis két különböző töménységű (híg és tömény) oldat között történik, akkor több oldószer áramlik (időegység alatt) a hígabb oldatból a töményebb oldat felé, mint viszont, a tömény oldat egyre hígabb lesz, végül az oldatok töménysége kiegyenlítődik, egyensúlyba kerülnek. Az egyensúlyban kialakuló nyomást nevezzük **ozmózisnyomásnak**. Az ozmózisnyomás az oldat koncentrációjával arányos, minél töményebb az oldat, annál nagyobb az ozmózisnyomása.



Az ozmózis folyamata

Az **ozmózis** tehát nem más, mint az **oldószer áramlása féligáteresztő hártán (membránon) keresztül** a hígabb oldatból a töményebb oldat felé. Két különböző koncentrációjú oldat között az egyensúlyt úgy is el tudjuk érni, ha a töményebb oldatra az egyensúlyinál nagyobb nyomást gyakorolunk, ezzel megakadályozzuk a víz átáramlását. Megfelelő nyomással azt is elérhetjük, hogy az oldószer fordított irányba áramoljon a töményebb oldatból a hígabb oldat felé. Ez az eljárás a **fordított ozmózis**.

Az ozmózisnak nagy szerepe van az élő szervezetekben. A sejtfal és a sejthártya biológiai membránként működik, az anyagcsere anyagai a sejtfalon és a sejthártán keresztül áramlanak az ozmózisnak megfelelően. Az emberi szervezet sejtjeinek oldatai a 0,9%-os nátrium-klorid-oldattal azonos ozmózisnyomásúak. Ezért használnak 0,9%-os, fiziológiás nátrium-klorid-oldatot injekciókhoz, infúzióhoz és a gyógyászat más területein vérpótlásra.

A vörösvérsejtek a sejt plazmájukkal megegyező ozmózisnyomású, 0,9%-os (fiziológiás) NaCl-oldatban ugyanannyi vizet vesznek fel, mint amennyit leadnak. Kisebb ozmózisnyomású oldatban, például

0,01%-os NaCl-oldatban vagy tiszta vízben a vörösvérsejtek több vizet vesznek fel, kigömbölyödnek. Egy idő után a nagyobb nyomás miatt a sejthártya szétrepedhet, a sejt elpusztul. Nagyobb ozmózisnyomású, 10%-os NaCl-oldatban a sejtek viszont vizet veszítenek, összezsugorodnak. A nagy sós ételek azért okoznak szomjúságot, mert a szervezet vízfélével igyekezik a sejtek vízvesztését csökkenteni.

A növények vízfélétele is ozmózisnyomás különbségén alapul. A növények gyökérsejtjei K^+ -ionokat vesznek fel a talajból. Sejtmedvei ezért töményebbek a híg talajoldatoknál, ozmózisnyomásuk nagyobb, ezért „szívóhatás” lép fel, ami a talajvíz beáramlását eredményezi.

Az ozmózisnak jelentős szerepe van a tengervíz sótalanításában, ezáltal a Föld ivóvízkészletének növelésében. Ez különösen olyan országokban hasznos, amelyek rendelkeznek tengerrel, de kevés az ivóvizük. A modern sótalanító eljárás **fordított ozmózissal** történik, membránként **szén nanocsöveket** használnak. Az eljárás megértéséhez képzeljünk el egy nagy tartályt, amelyet féligáteresztő hártya oszt ketté (szén nanocsövek). A tartály egyik fele édesvizet, a másik tengervizet tartalmaz. A tartályban lévő víz az ozmózis szabályai szerint az édesvíz irányából a tengervíz felé áramlana. Fordított ozmózis esetén azonban, amikor nagy nyomást alkalmaznak a tartály tenger vízzel töltött oldalán, megfordul a folyamat, a víz a tengervízből áramlik az édesvízbe, és a tengervízből csak a só marad vissza. Az eljárás jelentőségét fokozza, hogy így a szennyvízből ivóvíz tisztaságú, újrahasznosítható vizet lehet előállítani. Megfelelő hártyákkal nemcsak a só és a szennyeződések, hanem a kórokozó baktériumok és vírusok is kiszűrhetők. Ma már a világ sok részén állítanak elő ivóvizet ezzel az eljárással.

Az oldatok összetétele

Egy oldat összetételén az oldott anyag és az oldat mennyiségének arányát értjük. Általában az oldott anyag mennyiségét viszonyítjuk az oldat meghatározott mennyiségéhez.

Leggyakrabban a **százalékos összetételt** használjuk. Megadhatjuk az oldott anyag és az oldat tömegének, térfogatának vagy anyagmennyiségének arányát százalékban kifejezve.

Ha az oldott anyag és az oldat mennyiségét egyaránt **tömegegységben** adjuk meg, akkor **tömegszázalékos összetételről** beszélünk:

Tömegszázalékos összetétel:

$$\frac{\text{oldott anyag tömege (g)}}{\text{oldat tömege (g)}} \cdot 100$$

Ha más megjelölést nem használnak, a %-os összetétel mindig tömegszázalékot jelent! **Jelölése:** $\omega\%$ vagy régebbi jelölése m/m%. Például a 10 tömegszázalékos (vagy egyszerűen csak 10%-os) cukoroldat azt jelenti, hogy 100 g oldatban 10 g cukor (és 90 g víz) van.

Ha mindkét alkotórész mennyiségét **térfogategységben** adjuk meg, a **térfogatszázalékot** kapjuk:

Térfogatszázalékos összetétel:

$$\frac{\text{oldott anyag térfogata (cm}^3\text{)}}{\text{oldat térfogata (cm}^3\text{)}} \cdot 100$$

Jele: $\phi\%$ (régebben V/V%). A 20 térfogatszázalékos víz-ecetsav elegy azt jelenti, hogy például 100 cm³ oldatban 20 cm³ ecetsav és 80 cm³ víz van. A százalékos összetételekhez mértékegység nem tartozik.

Gyakran szokták az oldatok összetételét az anyagmennyiség mértékegységének, a mólnak a segítségével kifejezni. Ilyenkor az oldat térfogatát dm³-ben adjuk meg.

A feloldott anyag anyagmennyiségének és az oldat térfogatának hányadosát **anyagmennyiség-koncentrációnak**, röviden koncentrációnak nevezzük:

Anyagmennyiség-koncentráció:

$$\frac{\text{oldott anyag anyagmennyisége (mol)}}{\text{oldattérfogat (dm}^3\text{)}}$$

Az anyagmennyiség-koncentráció azt fejezi ki, hogy 1 dm³ térfogatú oldat hány mol oldott anyagot tartalmaz, **jele c**, **mértékegysége mol/dm³**. Például a 2 mol/dm³ koncentrációjú oldat 1 dm³-e (1 litere) 2 mol oldott anyagot tartalmaz.



Tengervíz-sótalanító berendezés

Gyakorlófeladatok

- Hány g nátrium-kloridra és mennyi vízre van szükség 0,5 kg 15 tömeg%-os sóoldat készítéséhez?
- Hány g kristálycukorra és mekkora tömegű vízre van szükség 750 g 20 tömegszázalékos cukoroldat készítéséhez?
- Készítsünk 1000 cm³ fiziológiás (0,9 tömegszázalékos) konyhasóoldatot. Mekkora az elkészült oldat anyagmennyiség-koncentrációja? A fiziológiás nátrium-klorid-oldat sűrűsége 20 °C-on kb. 1,0 g/cm³.
- Készítsünk 300 cm³ térfogatú, 10 tömegszázalékos nátrium-hidroxid-oldatot. Számítsuk ki az így kapott oldat anyagmennyiség-koncentrációját, ha tudjuk, hogy az oldat 1,109 g/cm³ sűrűségű!
- 150 g 25 tömegszázalékos szörpkoncentrátumot hígítani, illetve töményíteni akarunk. Mekkora lesz az oldat töménysége, ha a) 30 g vizet adunk hozzá, illetve b) 30 g vizet elpárologtatunk az eredeti oldatból?
- 400 g tömegű, 5 tömegszázalékos konyhasó-oldatra van szükségünk. Ehhez 15 tömegszázalékos oldat, illetve desztillált víz áll rendelkezésünkre. Hány g 15%-os oldatot és mekkora tömegű vizet szükséges összekeverni az 5%-os oldat elkészítéséhez?
- Mekkora lesz annak az oldatnak a tömegszázalékos összetétele, amelyet úgy kapunk, hogy összeöntünk 50 g 10%-os és 50 g 20%-os ételectetet?
- Hány g 20 tömegszázalékos és hány g 50 tömegszázalékos kálium-nitrát-oldatot szükséges összekeverni ahhoz, hogy 600 g 30 tömegszázalékos oldatot kapjunk?

Kérdések és feladatok

- Mivel fejezzük ki az anyagok oldhatóságát adott oldószerben? Milyen adatot kell megadnunk az oldhatóság pontos értelmezéséhez?
- Mekkora a kálium-jodid oldhatósága, ha 250 g 20 °C-on telített oldata 59 g oldott anyagot tartalmaz?
- Egy anyag oldhatósági adatai (100 g telített oldat esetén): 20 °C-on 24,0 g, 40 °C-on 39,0 g, 60 °C-on 58,4 g.
Rajzold fel az oldhatósági grafikont!
- Fel lehet-e oldani 100 g 60 °C-os vízben 50 g KNO₃-ot? Ha igen, akkor hány tömegszázalékos a kapott oldat?
- Hányféle módon fejezhető ki egy oldat százalékos összetétele? Mit fejez ki az oldat koncentrációja? Mit jelent a százalékos összetétel?
- Hány százalékos az a cukoroldat, amelynek 200 g-jában 40 gramm cukor van feloldva?
- Hány százalékosak a következő oldatok?
a) 50 g oldat 5 g oldott anyagot,
b) 150 g oldat 5 g oldott anyagot,
c) 200 cm³ oldat 20 cm³ oldott anyagot,
d) 50 cm³ oldat 10 cm³ oldott anyagot tartalmaz.
- Hány gramm oldott anyagot tartalmaz a 0,1 mol/dm³ és a 0,5 mol/dm³ koncentrációjú NaOH-oldat? $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$.

Kémiai átalakulások és reakcióegyenletek
A kémiai reakciók energiaváltozása és iránya
A kémiai reakciók sebessége
A kémiai egyensúly
A kémiai egyensúly befolyásolása
Savak és bázisok, sav-bázis reakciók
Az oldatok kémhatása. A pH
Közömbösítés és hidrolízis
Elektronátmenettel járó reakciók. Az oxidációs szám
Kémiai energiaforrások. A galvánelemek
és alkalmazásuk
Az elektrolízis és alkalmazásai



A kémiai átalakulások és típusaik

18. lecke

Kémiai átalakulások és reakció-egyenletek

A kémiai reakciók lejátszódásának feltételei

Természetes és épített környezetünk állandó mozgásban, változásban van. A változásokat sokféleképpen csoportosíthatjuk. Számunkra most az a leglényegesebb kérdés, hogy a változás során keletkezik-e új anyag, amelynek részecskéi (atomok, molekulák, ionok) különböznek – elsősorban szerkezetükben – a kiindulási anyagétól, vagy nem. Ha változik a szerkezet és új anyag keletkezik, akkor **kémiai változásról** beszélünk. Ha csak kisebb mértékű változás történik és nem keletkezik új anyag, akkor azt **fizikai változásnak** nevezzük. Ha cukrot vagy sót oldunk vízben, akkor a keletkezett oldatban továbbra is a változatlan cukormolekulák, illetve a sókat alkotó ionok lesznek jelen. Ha az oldatot bepároljuk, akkor a vízmolekulák változatlan összetételben gőzállapotba kerülnek, a visszamaradó szilárd anyagban pedig megtaláljuk a változatlan szerkezetű cukormolekulákat, illetve a sókat alkotó ionokat. **Az oldódás és a bepárlás tehát fizikai változás.** Ha a vizet bontjuk elektromos áram segítségével, akkor hidrogén és oxigén keletkezik. Ha a színtelen ezüst-nitrát-oldatba színtelen nátrium-klorid-oldatot öntünk, akkor fehér, szilárd, vízben oldhatatlan ezüst-klorid keletkezik. Mindkét esetben új anyag keletkezik, tehát ezek **kémiai változások**. A kémiai és fizikai folyamatok azonban gyakran keverednek egymással. A kémiai folyamatokat majdnem mindig megelőzik, kísérik és követik fizikai változások. A vizes oldatban végbemenő kémiai reakciókat például megelőzi az oldódás.

A **kémiai reakciók** körébe azok a változások tartoznak, amelyekben kémiai kötések szakadnak fel, és új kémiai kötések jönnek létre. A kémiai reakciók megindulásának feltételei:

- a reakcióba lépő anyagok részecskéi kapcsolatba kerüljenek, ütközzenek egymással,
- az ütköző részecskék megfelelő energiával rendelkezzenek,
- a részecskék megfelelő irányból ütközzenek.

A kémiai reakciók legfontosabb feltétele, hogy a kiindulási anyagok részecskéi egymással találkozzanak, érintkezésbe kerüljenek. A gázelegyekben a molekulák szabadon mozoghatnak és ütközhetnek egymással. Az oldatokban az oldott anyag részecskéi ugyancsak viszonylag szabadon mozognak és találkozhatnak. Ha azonban a reagáló anyagok közül az egyik szilárd halmazállapotú, reakció csak a



A reakcióban részt vevő anyagoknak milyen arányait fejezi ki a reakcióegyenlet?

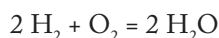


felületen lehetséges. A szén égésekor csak a szén felületén levő szénatomok érintkezhetnek a levegőben lévő oxigénmolekulákkal, azok nem tudnak behatolni a szén kristályszerkezetébe. A gázokban vagy a folyadékok belsejében lejátszódó kémiai folyamatok, amikor a részt vevő anyagok azonos fázisban vannak, **homogén reakciók**. Homogén reakcióra példa a hidrogén- és oxigéngáz reakciója. Ha az egyik anyag szilárd, a másik folyadék vagy gáz, akkor csak a szilárd anyag felületén történhet átalakulás, ekkor a reakció **heterogén**. Heterogén reakció például a cink reakciója sósavval, a szén égése, a vas rozsdásodása.

A kémiai reakciók leírása, a reakcióegyenlet

A kémiai reakciókban részt vevő anyagokat vegyjelekkel vagy képletekkel jelöljük. Például a szén égésének kémiai leírása: $C + O_2 = CO_2$

Bármelyik atomot is választjuk ki, láthatjuk, hogy száma a **kiindulási anyagokban** és a **reakciótermékben** megegyezik. Ezért közéjük egyenlőségjelet írunk, és a reakciók kémiai jelölését **reakcióegyenletnek** nevezzük. A fenti reakció jelölése kifejezi, hogy 1 szénatom 1 oxigénmolekulával 1 szén-dioxid-molekulát képez, illetve kifejezi azt is, hogy 1 mol szénatom 1 mol oxigénmolekulával 1 mol szén-dioxid-molekulát képez. A reakcióegyenletek helyes leírásakor figyelembe kell venni a molekulák összetételét is. Például a hidrogén- és oxigéngáz reakciójakor a $H_2 + O_2 = H_2O$ leírás nem pontos, mert az egyenlet két oldalán nem azonos az oxigénatomok száma. Egyenlőség akkor lesz, ha két hidrogén- és két vízmolekulát veszünk, azaz 2-es együtthatókat írunk képleteik elé. A helyes reakcióegyenlet:



A **reakcióegyenletek** a reagáló anyagok **mennyiségi arányait** is kifejezik. A kémiai reakciókban a részt vevő anyagok mennyiségeinek aránya szigorúan meghatározott. Érvényes rájuk a **tömegmegmaradás törvénye**, amely kimondja, hogy a **kémiai reakciókban a kiindulási anyagok együttes tömege megegyezik a keletkezett anyagok együttes tömegével**.

A reakcióegyenlet természetesen a reagáló anyagok **anyagmennyiség-arányait** is kifejezi.

A hidrogén- és az oxigéngáz reakciójának a példáján látjuk, hogy 2 mol hidrogénből és 1 mol oxigénből 2 mol víz keletkezik, ami a moláris tömegek alapján megfelel 4 g hidrogénnek, 32 g oxigénnek és 36 g víznek.

A reakcióegyenletekben szereplő együtthatókat **sztoichiometriai számoknak** is nevezik. A reakcióegyenletek, a kiindulási anyagok összetétele és moláris tömege ismeretében kiszámíthatjuk a kémiai reakciókban részt vevő anyagok tömegét, anyagmennyiségét, a keletkezett anyagok összetételét. Nézzünk néhány példát!

Számítsuk ki!

1. 24 g szenet égetünk el tökéletesen. Mekkora tömegű oxigéngáz szükséges a folyamat teljes lejátszódásához? Hány g szén-dioxid-gáz keletkezik a reakció során?

Megoldás: A moláris tömegek: $M(C) = 12 \text{ g/mol}$, $M(O_2) = 32 \text{ g/mol}$, $M(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$. A szén anyagmennyisége: $24 \text{ g}/12 \text{ g/mol} = 2 \text{ mol}$.

A reakcióegyenletben szereplő arányok alapján 2 mol oxigéngáz szükséges, ami $32 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 64 \text{ g } O_2$.

A reakcióegyenletben szereplő arányok miatt 2 mol szén-dioxid keletkezik, ami $44 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 88 \text{ g } CO_2$.

2. Ha 32 g kén 32 g oxigénnel lép reakcióba, milyen lesz a keletkezett termék összetétele? Írd fel a végbement reakció egyenletét! A moláris tömegek: $M(S) = 32 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16 \text{ g/mol}$

Megoldás: A kén anyagmennyisége: $n = \frac{m}{M} = \frac{32 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$ kénatom. Az oxigén anyagmennyisége: $\frac{m}{M} = \frac{32 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$ oxigénatom,

azaz 1 mol oxigénmolekula. Az anyagmennyiség-arányok: 1:2. A keletkezett vegyület a kén-dioxid, képlete: SO_2 . A reakcióegyenlet: $S + O_2 = SO_2$

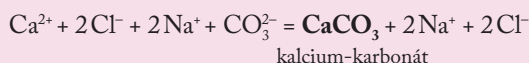
Ionreakciók oldatokban, ionegyenletek

Oldódáskor sok anyag az oldószerrel való kölcsönhatás következtében szabadon mozgó ionokra esik szét. Az oldatokban az anyagok részecskéi szabadon mozoghatnak, találkozhatnak, ütközhetnek egymással.

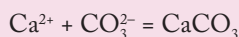
A szabadon mozgó ionokat tartalmazó oldatokat **elektrolit**oknak nevezzük, ezek az oldatok az elektromos áramot jól vezetik.

Egy oldat többféle iont, kationt és aniont tartalmazhat. Kémiai reakció akkor játszódik le, ha az oldatban olyan kationok és anionok találkoznak, amelyek egymással rosszul oldódó **csapadékot** vagy **gáz-halmazállapotú vegyületet** alkotnak. A gáz-halmazállapotú vegyület eltávozik az oldatból, a csapadék kiválik, ennek következtében az oldatban levő ionok száma csökken. Például, ha kalcium-klorid-oldathoz nátrium-karbonát-oldatot öntünk, szinte az összeöntés pillanatában fehér, rosszul oldódó anyag keletkezik, amely csapadék formájában kiválik az oldatból. A két oldatban eredetileg Ca^{2+} - és Cl^- , illetve Na^+ - és CO_3^{2-} -ionok vannak. Összeöntéskor a Ca^{2+} - és a CO_3^{2-} -ionok kapcsolódnak össze, és rosszul oldódó kalcium-karbonát keletkezik. A többi ionnal nem történik változás.

Az ionok közötti reakciókat **ionegyenlettel** jelöljük. Az előbbi reakció ionegyenlete:



A változás lényegét kifejező ionegyenlet:



Ha a Ca^{2+} -ionokat tartalmazó oldathoz például NO_3^- -ionokat tartalmazó oldatot öntünk, változást nem tapasztalunk, nem keletkezik oldhatatlan csapadék. Ha az oldatokban végbemenő reakciók egyik

terméke gázállapotú, és a reakciótér nyitott, a gáz eltávozik az oldatból. Ez történik, ha nátrium-karbonátra (Na_2CO_3) ecetsavat (CH_3COOH) öntünk.

Az ionok közötti reakciókra vonatkozik a **töltésmegmaradás elve**, a pozitív és a negatív töltések különbségének meg kell egyeznie az egyenlet mindkét oldalán.

Azt, hogy két ionvegyület oldatának összeöntésekor mikor következik be reakció, táblázatba foglalták, az eredményre a várható termék oldhatósága alapján lehet következtetni. Ha a reakció eredménye nem oldódó vagy rosszul oldódó vegyület, akkor a reakció végbemegy. Figyeljük meg az alábbi táblázatot!

Anionok	Kationok								
	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Al^{3+}	Fe^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Pb^{2+}
OH^-	o	o	k	k	n	n	n	n	n
Cl^-	o	o	o	o	o	o	o	o	n
NO_3^-	o	o	o	o	o	o	o	o	o
CO_3^{2-}	o	o	n	n	n	n	n	n	n
SO_4^{2-}	o	o	o	k	o	o	o	o	n
PO_4^{3-}	o	o	n	n	n	n	n	n	n

o: oldódó vegyület [NaOH , NaNO_3]

n: nem oldódó vegyület [FeCO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$]

k: kevésbé oldódó vegyület [$\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaSO_4]

Vegyületek oldhatósága vízben

Állapítsd meg a táblázat alapján, hogy az alábbi oldatokat összeöntve mikor következik be kémiai reakció!

a) $\text{FeCl}_2 + \text{NaNO}_3$,

b) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{MgSO}_4$,

c) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}$.

Kérdések és feladatok

- 1 Mik a kémiai reakciók alapvető feltételei?
- 2 Milyen megmaradási elveken alapul a reakcióegyenletek felírása?
- 3 Figyeld meg a hidrogén- és az oxigéngáz egyesülésének reakcióegyenletét, és állapítsd meg, hogy 10 mol hidrogén hány mol oxigénnel egyesül,

és hány mol víz keletkezik! Mekkora a kiindulási hidrogén- és oxigéngáz térfogata külön-külön (25 °C-on és légköri nyomáson)?

4 Írd le a reakcióegyenleteket, és add meg az anyagmennyiség-arányokat!

a) 12 g szén reagál 16 g oxigénnel,

b) 7 g vas reagál 4 g kénnel,

c) 14 g nitrogéngáz reagál 3 g hidrogéngázzal.

19. lecke

A kémiai reakciók energia-változása és iránya



Hogyan fedezi az élő szervezet a fenntartásához szükséges energiát?



Amikor az atomok között kémiai kötés jön létre, az atomok külső elektronjai úgy rendeződnek át, hogy stabilisabb, kisebb energiájú elektronszerkezet alakuljon ki. A kémiai kötések kialakulása és felszakadása egyaránt energiaváltozással jár. Ezért a **kémiai átalakulásokat gyakran kísérik jól észlelhető energiaváltozások** (pl. hőfejlődés, fényjelenség). Azokat a reakciókat, amelyekben a részt vevő anyagok energiája csökken, miközben a környezet energiája nő, **exoterm vagy hőtermelő folyamatoknak nevezzük**. Ha viszont a reakció során a rendszer energiája nő és a környezeté csökken, **endoterm vagy hőelnyelő reakcióról beszélünk**. Mind az exoterm, mind az endoterm reakciók esetében a kiindulási anyagok és a termékek energiaszintje közötti különbség jelenti az adott reakciót kísérő energiaváltozást.

Tűzelőberendezéseinkben és a különböző üzemanyagokkal működő motorokban többnyire szénvegyületek égése folyik. E vegyületek széntartalma szén-dioxidra, hidrogéntartalma vízzé ég el. A **kémiai reakciókban termelt energiával**, hővel fűtünk, illetve mozgási vagy elektromos energiává alakítjuk át. Az élő szervezetek működéséhez szükséges energiát a tápanyagok kémiai átalakulása szolgáltatja, az ilyenkor felszabaduló energia biztosítja a szervezet állandó hőmérsékletét és a munkavégzéshez, mozgáshoz szükséges energiát. Ismerünk azonban olyan kémiai folyamatokat is, amelyek csak folyamatos **energiaközlés hatására mennek végbe**. Ilyen például a mérséketlen hevítve égetett mész (kalcium-oxid) és szén-dioxid keletkezése, vagy a víznek elektromos energia segítségével való felbontása hidrogén- és oxigéngázra. Az élővilág legfontosabb reakciója, a fotoszintézis is endoterm reakció, amely a Nap energiájának hatására megy végbe a növények zöld leveleiben.

A reakcióhő

A kémiai reakciók szinte kivétel nélkül energiaelnyeléssel vagy energialeadással járnak. Ha a hidrogént meggyújtjuk, a hidrogén a levegő oxigénjével vizet alkot, amely lehet folyadék vagy gáz-halmazállapotú. A reakció exoterm, a bekövetkező energiaváltozást a környezet felmelegedése jelzi. A szén és a földgáz égése is energialeadással jár, ezért is használták, használják ma is energiatermelésre, fűtésre. A nyert hőmennyiség szempontjából

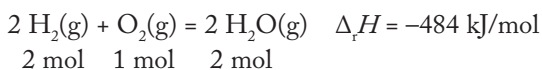
azonban nem mindegy, hogy mennyi szenet, földgázt vagy hidrogént égetünk el. A reakciót kísérő energiaváltozást a reakcióhővel jellemezzük.

A reakcióhő az a hőmennyiség, amely a reakcióegyenletben feltüntetett mennyiségű és minőségű anyagok átalakulásakor felszabadul vagy elnyelődik. Jele: $\Delta_r H$, mértékegysége: kJ/mol.

A reakcióhő értékét 25 °C-ra és standard nyomásra vonatkoztatva adják meg.

A reakcióhővel kiegészített **termokémiai egyenlet** nemcsak a kiindulási anyagok és a termékek anyagmennyiségét fejezi ki, hanem tájékoztat a reakcióban bekövetkező energiaváltozásról is.

Például:



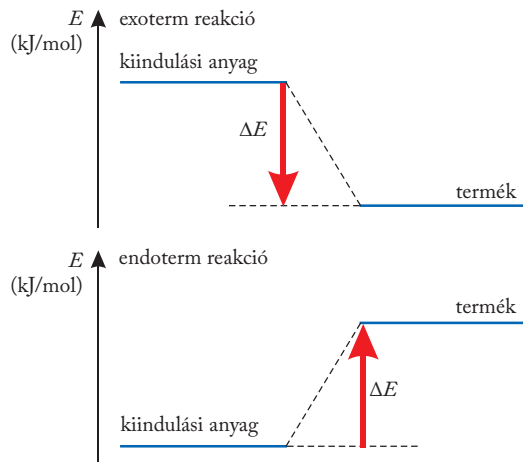
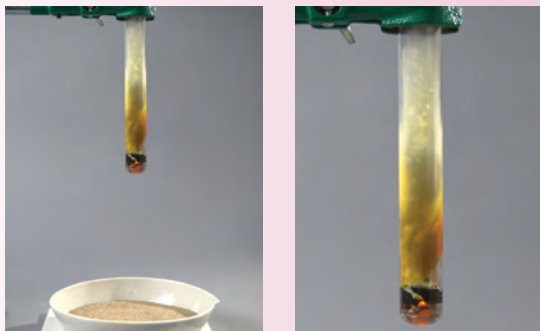
Az egyenletben a képletek mellett zárójelbe tett betűkkel (g, f, sz) jelöljük az anyagok halmazállapotát. Az egyenletből látjuk, hogy ha 2 mol hidrogénből és 1 mol oxigénből 2 mol vízgőz keletkezik, akkor a reakció során 484 kJ energia szabadul fel.

Exoterm reakció esetén a reakcióhő negatív előjele azt fejezi ki, hogy a reakció lejátsszódásakor energia adódik át a környezetnek. A reakcióban részt vevő anyagok összes energiája csökken, kisebb lesz, mint a kiindulási anyagok energiája volt.

KÍSÉRLET

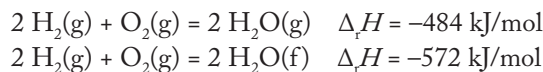
Exoterm reakció szemléltetése

Keverjük össze finom vasport kénporral, és szórjuk kémcsőbe a keveréket! A kémcsövet erősítsük állványba, helyezzünk alá homokkal teli tálat, és addig melegítsük kívülről a kémcsövet, amíg a kén megolvad, és a reakcióelegy a kémcső alján felizzik! Ekkor a melegítést szüntessük be! A reakció megindulása után az elegy végig izzásban marad.

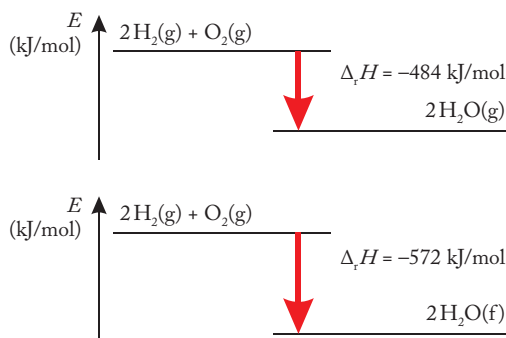


Exoterm és endoterm folyamatok energiadiagramja

A hidrogén és az oxigén reakciójakor cseppfolyós víz is keletkezhet:



A második folyamat is a víz keletkezését kifejező exoterm reakció, de az energiaváltozás nagyobb, mint a vízgőz képződésekor. Ennek az oka, hogy a halmazállapot-változás (a vízgőz lecsapódása) szintén energiaváltozással jár. Ezért is szükséges a reakcióban részt vevő anyagok vegyjelei, illetve képletei mellett halmazállapotukat is feltüntetni. Látjuk, hogy a **reakcióhő függ az anyagok halmazállapotától** is.

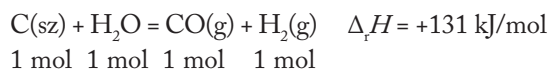


Exoterm reakciók energiadiagramja

A hidrogén égési egyenleteinél feltüntetett reakcióhők különbsége két mol víz párolgáshőjének felel meg.

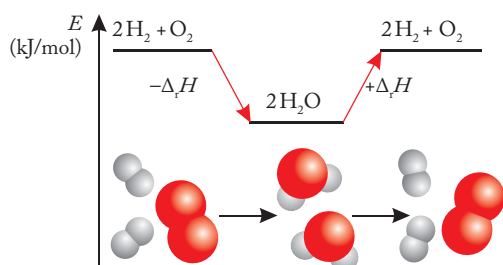
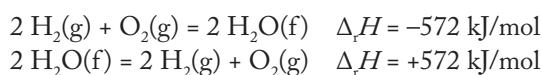
Ha megfelelő berendezésben izzó szénre (koksra) vízgőzt fúvatunk, akkor hidrogén és szén-

monoxid keletkezik. Ez a kémiai reakció tehát csak energiaközlés (hő) hatására megy végbe.



Az endoterm reakciók reakcióhőjének pozitív előjele azt fejezi ki, hogy a reakció lejátszódásához energia szükséges, az átalakuló anyagok energiát (hőt) vesznek fel a környezetből, vagyis a rendszer (a reakcióban részt vevő anyagok) energiája nő. Az egyenletből kitűnik, ahhoz, hogy 1 mol szénből és 1 mol vízből 1 mol szén-monoxid és 1 mol hidrogén keletkezzen, 131 kJ energia szükséges.

Az energileadással járó kémiai folyamatok energiaközlés hatására az ellenkező irányban is végbemehetnek. A víz bontásakor elektromos energiát használunk fel. Ez az energia ugyanakkora, mint amennyi azonos mennyiségű víz képződésekor felszabadul.

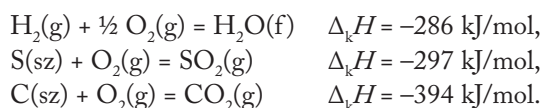


A víz keletkezésének és elbomlásának energiadiagramja

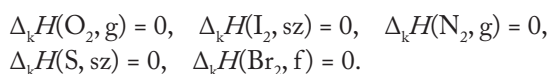
Minden kémiai folyamat az egyik irányban exoterm, a másik irányban endoterm. Az egyik irányban felszabaduló energia számértéke megegyezik a másik irányú reakció lejátszódásához befektetendő energia számértékével. Előjelük azonban különböző.

A képződéshő

Azoknak a folyamatoknak a reakcióhőjét, amelyben 1 mol vegyület elemeiből képződik, **képződéshőnek** nevezzük. A képződéshő jele: $\Delta_f H$, mértékegysége: kJ/mol. A képződéshőt mindig 25 °C-on és légköri nyomáson adják meg, **stabilis állapotú elemekre** vonatkoztatva. Figyeljünk meg néhány példát:



Két mol víz keletkezésekor 572 kJ energia szabadul fel, egy mol víz képződésekor ennek a fele, 286 kJ, ami megfelel a víz képződéshőjének. Stabilis állapotú elemeken mindig a 25 °C-on és légköri nyomáson stabilis módosulatokat értjük, például szilárd jód, oxigéngáz, folyékony bróm.



Amennyiben egy elemnek több módosulata is van, mindig annak a módosulatnak tekintjük nullának a képződéshőjét, amely 25 °C-on és légköri nyomáson stabilis. Például szén esetén a grafit képződéshője nulla.

A képződéshő fordítottja a **bomláshő**, amely annak a folyamatnak a reakcióhője, amelyben 1 mol vegyület (stabilis állapotú) elemeire bomlik el. A kén-dioxid képződéshője -297 kJ/mol, bomláshője ugyanakkora, ellenkező előjellel, vagyis +297 kJ/mol.

A reakcióhő a képződéshőkből kiszámítható.

Figyelembe kell venni a reakcióegyenletben szereplő anyagmennyiségi arányokat (a reakcióegyenletben feltüntetett sztöchiometriai számok szerint). A folyamat reakcióhőjét megkapjuk, ha a termékek képződéshőjének összegéből kivonjuk a kiindulási anyagok képződéshőjének összegét.

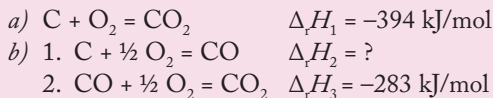
Vannak azonban olyan reakcióhők és képződéshők, amelyek közvetlenül nem mérhetők. Ilyen például a szén-monoxid képződéshője. A szénnek kétféle oxidját ismerjük: a szén-monoxidot és a szén-dioxidot. A szenet, illetve a szén-monoxidot elégetve mindkét esetben szén-dioxidot kapunk, a két folyamat reakcióhője megmérhető. A szén-monoxid képződéshője azonban közvetlenül nem mérhető, mivel a szén égésekor szén-monoxid nem vagy csak nagyon kis mennyiségben keletkezik. A fenti példákból viszont látható, hogy a reakcióhő és a többi részt vevő anyag képződéshőinek ismeretében az ismeretlen képződéshő kiszámítható.

A reakcióhőre vonatkozó szabályt **Hess-tételnek** nevezzük, amely szerint: valamely **kémiai átalakulás reakcióhője csak a kezdeti és a végállapottól függ, a részfolyamatoktól független.**

A reakcióhő értéke ugyanakkora, ha az adott reakció egy vagy több lépésben megy végbe. A Hess-tétel az energiamegmaradás törvényét fejezi ki a kémiai folyamatokra.

A róla elnevezett tételt Germain Hess, a pétervári egyetem tanára állapította meg 1840-ben.

A Hess-tétel segítségével a közvetlenül nem vagy csak nehezen mérhető képződéshők (reakcióhők) kiszámíthatók, ha megfelelő kerülőutat találunk. Így például szénből szén-dioxid nyerhető egy (a) vagy két (b) lépésben:



A szén-monoxid képződéshője közvetlenül nem mérhető meg. Mivel a két reakcióban ugyanaz a kezdeti és a végállapot, a Hess-tétel szerint a két reakciót összegezve felírható a következő egyenlet:

$$\Delta_r H_1 = \Delta_r H_2 + \Delta_r H_3$$

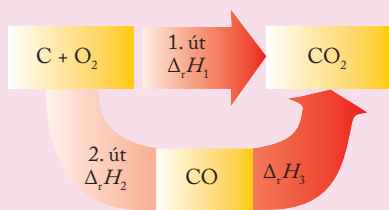
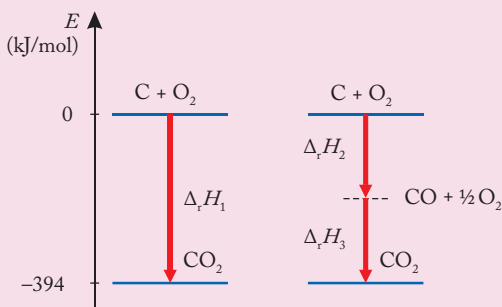
Ebből az ismeretlen reakcióhő kiszámítható:

$$\Delta_r H_2 = \Delta_r H_1 - \Delta_r H_3$$

A megfelelő értékeket behelyettesítve:

$$\Delta_r H_2 = -394 - (-283) = -394 + 283 = -111 \text{ kJ/mol},$$

ez egyben a CO képződéshője.



A szén-monoxid képződéshőjének meghatározása
 Miért egyezik meg a szén-monoxid képződéshője és reakcióhője?

A folyamatok iránya

A kémiai folyamatok adott körülmények között (hőmérséklet, nyomás, koncentráció) önként meghatározott irányban játszódnak le. A körülmények megváltoztatásával az önként végbemenő folyamatok iránya is megváltozhat, mint azt az egyensúlyi folyamatoknál látni fogjuk.

Eddig azt tanultuk, hogy a természetben minden a lehető legkisebb energia elérésére törekszik, az energiaminimum elve szerint. Ennek alapján feltételezhetjük, hogy az anyag átalakulásának folyamatai mindig olyan irányban játszódnak le, amelyek energiefelzabarással járnak (exoterm), mivel így a rendszer energiája csökken. Azonban számos olyan folyamatot ismerünk, amelyek önként a hőelnyeléssel (endoterm), tehát energianövekedéssel járó irányba mennek végbe. Ezek szerint az energiaminimumra törekvés elve egyedül nem elegendő a folyamatok irányának indoklásához. A fizikai változások közül például a víz (jég) olvadása endoterm változás, mégis önként lejátszódik (0 °C fölötti hőmérsékleten).

Jól ismert endoterm folyamat a szén-dioxid redukciója izzó szénrétegen szén-monoxiddá:



A fenti folyamatokban nem csupán energiaváltozás, hanem az alkotórészecskék rendezettsége tekintetében is változás következett be.

Az anyagi folyamatokat az **energiaminimumra törekvés** mellett a **rendezetlenség maximumára** való **törekvés** jellemzi. Az energia és a rendezetlenség egymáshoz való viszonya határozza meg az önként végbemenő folyamatok irányát. Ezért az endoterm folyamat azért mehet végbe, mert az energianövekedést a rendezetlenség növekedése túlkompenzálja.

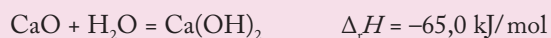
Termokémiai körfolyamat

A **termokémiai körfolyamatok** olyan reakciósorok, amelyekben különböző részfolyamatokon keresztül visszanyerjük a kiindulási anyagot vagy anyagokat. Például a mészkő (kalcium-karbonát, $CaCO_3$) ismert kémiai átalakulása a mészégetés és a mésztoltás.

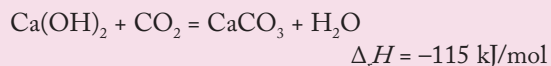
1. A mészégetés abból áll, hogy a mészkövet magas hőmérsékletre hevítve, az égetett mészre (CaO) és szén-dioxidra bomlik:



2. Mészoltáskor az égetett mészből vízzel egyesülve oltott mész, kalcium-hidroxid, Ca(OH)_2 keletkezik.



3. Az oltott mészből homok hozzáadásával készül a habarcs, amelyet a falak, házak vakolására használnak. A habarcsban lévő oltott mész a levegő széndioxidjával egyesülve ismét mészkővé alakul vissza, miközben víz szabadul fel, és nedvesíti az új házak falát.



Az 1. folyamat endoterm, a 2. és 3. exoterm reakció. Észrevehetjük, hogy a 2. és 3. folyamat reakcióhőjének összege ellenkező előjellel megegyezik az 1. folyamatéval. Azt is látjuk, ha a 2. és 3. folyamatok reakcióegyenleteit összeadjuk, a víz és a kalcium-hidroxid az egyenletek ellentétes oldalain szerepelnek, tehát kihagyhatók, és akkor az első folyamat fordítottját kapjuk, vagyis visszanyerjük a kalcium-karbonátot.



Az égéshő

A legismertebb hőtermelő folyamat az égés. A tüzelőanyagok égésekor felszabaduló hőt (fűtőérték) hasznosítják a háztartásban és az iparban. A táplálék égésekor keletkező hő biztosítja az élő szervezetek energiaszükségletét. Az égéshő 1 mol anyag tökéletes égésekor felszabaduló hő (ha az égéstermékeket 25°C -ra és légköri nyomásra vonatkoztatjuk). Az élelmiszerek tápértékét általában 100 g anyagra adják meg kJ-ban, régebben kcal-ban kifejezve (gyakran mind a kétféle egységet feltüntetik). A **fűtőérték** az égéshőnek a víz párolgáshőjével csökkentett értéke.

Fűtőanyag	Fűtőérték (MJ/kg)
Feketeszen (sz)	35
Barnaszén (sz)	20
Fa (száraz)	15
Gázolaj (f)	44
Benzin (f)	42
Petroléum (f)	44
Földgáz (metán) (g)	34

A leggyakoribb tüzelőanyagok fűtőértéke (közelítő értékek, mivel a tényleges fűtőértéket az anyag összetétele is befolyásolja)



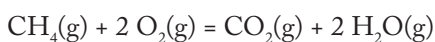
Táplálékaink főként szénhidrátból, fehérjéből, zsírból, vízből és ásványi anyagokból állnak

A termék tápértéke		
	100 g	10 g (1 adag)
Energia (kJ/kcal)	2200/530kcal	220/55 kcal
Fehérje	< 0,5 g	< 0,5 g
Szénhidrát	< 0,5 g	< 0,5 g
ebből cukor	< 0,5 g	< 0,5 g
Zsír, ebből:	60 g	6 g
- telített zsírsavak	11 g	1 g
- egyszeresen telítetlen	16 g	1,5 g
- többszörösen telítetlen	27 g	2,5 g
- omega-3 *	3,5 g	0,4 g
- omega-6	23 g	2,5 g
- transz	< 0,5 g	< 0,5 g
Rost	< 0,5 g	< 0,5 g
Nátrium	80 mg	8 mg
Só (a nátrium alapján)	0,2 g	0,02 g
Vitaminok: az ajánlott napi bevitel %-ában		
A-vitamin	800 µg (100%)	80 µg (10%)
D-vitamin	7,5 µg (150%)	0,75 µg (15%)
E-vitamin	20 mg (200%)	2 mg (10%)
B6-vitamin	5 mg (250%)	0,5 mg (25%)
Folsav	500 µg (250%)	50 µg (25%)
B12-vitamin	2,5 µg (250%)	0,25 µg (25%)
* Növényi eredetű		

Az élelmiszer-ipari termékek tápanyag- és energiatartalmát a csomagoláson feltüntetik

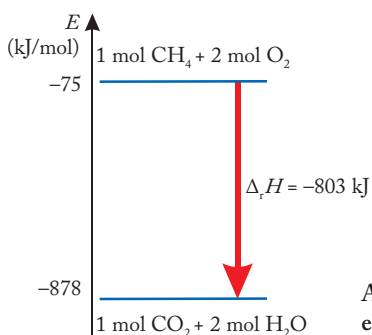
Nézzünk néhány példát a reakcióhő kiszámítására!

1. A metán égésének reakcióegyenlete:



Képződéshők (kJ/mol):

$$-75 \quad 2 \cdot 0 \quad -394 \quad 2 \cdot (-242)$$



A metán égésének energiadiagramja

Megoldás:

$$\Delta_r H = [-394 + 2 \cdot (-242)] - [(-75) + 2 \cdot 0] = -803 \text{ kJ/mol, a reakció exoterm.}$$

Ha cseppfolyós víz keletkezik, akkor **-286 kJ/mol** képződéshővel kell számolni.

2. Számítsuk ki a kalcium-oxid és a szén-dioxid egyesülésének reakcióhőjét!

Képződéshők:

$$\Delta_k H(\text{CaO}) = -636 \text{ kJ/mol,}$$

$$\Delta_k H(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$$

Megoldás:

$$\Delta_k H(\text{CaCO}_3) = -1210 \text{ kJ/mol}$$

A reakcióegyenlet: $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$

$$\Delta_r H = -1210 - [(-636) + (-394)] = -180 \text{ kJ/mol, a reakció exoterm.}$$

3. A háztartásban használt földgáz fűtőértéke a gázszámlán: 34 MJ/m³ (MJ = 1000 kJ). Számítsd

ki, mennyi a földgáz fűtőértéke, ha feltételezzük, hogy az csak metánból áll!

$$\text{A metán égéshője: } \Delta H_{\text{égés}}(\text{CH}_4) = -891 \text{ kJ/mol.}$$

Mi az oka a számlán feltüntetett és a számított fűtőérték közötti különbségnek?

Megoldás:

A képződéshőértékek 25 °C-ra vonatkoznak, ezért

$V_m = 24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$. Az 1 m³ gáz 1000 dm³, anyagmennyisége: $n = \frac{V}{V_m} = 40,82 \text{ mol}$.

$$\text{Az égéshő értéke } n \cdot \Delta H_{\text{égés}} =$$

$$= 40,82 \text{ mol} \cdot (-891 \text{ kJ/mol}) = 36\,370 \text{ kJ} = \mathbf{-36,4 \text{ MJ}}$$

A földgáz nem csak metánból áll, nitrogént és egyéb nem éghető alkotórészeket is tartalmaz. Az 1 dm³ földgáz tehát valamivel kevesebb metánt tartalmaz, így fűtőértéke a számítottnál kisebb érték.

1 Mit jelent az exoterm és az endoterm reakció megnevezés? Hol találkozunk közvetlenül exoterm, illetve endoterm reakcióval? Rajzolj fel egy exoterm és egy endoterm reakció energiaváltozását kifejező grafikont!

2 Mit fejez ki a reakcióhő és számértékének előjele? Mit jelent például: $\Delta_r H = -394 \text{ kJ/mol}$ és $+394 \text{ kJ/mol}$?

3 Készíts kalóriatáblázatot! Keresd meg a világháló segítségével az általad kedvelt rágcsálnivalók (pl. sós mogyoró, chips, gumicukor) és gyümölcsök (pl. alma, banán, szőlő) 100 g-jának energiatartalmát, majd tüntesd fel a táblázatban kcal és kJ értékekben!

4 Hány kJ energia szabadul fel 12 g, 12 kg és 12 tonna szén elégetésekor, ha a szén szén-dioxidá váló égésének reakcióhője: $\Delta_r H = -394 \text{ kJ/mol}$?

Kérdések és feladatok

5 Mekkora (elektromos) energia szükséges 18 dm³ víz alkotóelemeire való felbontásához? Hány kJ energia szükséges 1 m³ víz felbontásához?
 $\Delta_k H(\text{víz, f}) = -286 \text{ kJ/mol}$

6 Tételezzük fel, hogy lakásokot fűtésére a téli hónapokban 180 m³ földgázt (metánt) használtak fel, amelynek fűtőértéke 34 MJ/m³. Mennyi hőt adott le a felhasznált gáz? Mekkora lesz a fűtési számla összege, ha a gáz egységára 2,72 Ft/MJ?

7 Az emberi szív 1 J energiát fogyaszt el egy dobbanáshoz. Az átlagos 70 kg ember szíve percenként kb. 70-szer dobban.

a) Keresd meg a kedvenc csokid csomagolásán, hogy hány J energiatartalommal rendelkezik, és mekkora a tömege!

b) Számítsd ki, hány gramm csokoládét kell elfogyasztanod ahhoz, hogy tisztán a csokoládé biztosítsa a szívdobogáshoz elegendő energiát!

20. lecke

A kémiai reakciók sebessége



Miért használnak gyújtógyertyát a benzinmotoros autókban?



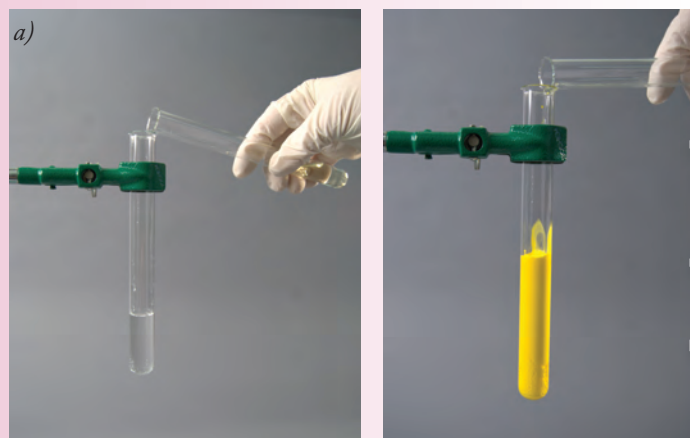
A kémiai reakciók különböző idők alatt mehetnek végbe: a lejátszódásukhoz szükséges idő lehet a másodperc töredéke, de lehet több óra, hét vagy több év is. Az égés és a robbanás gyors reakció, a vas rozsdásodása és a fa korhadása viszont lassú folyamat. A kémiai reakciók lejátszódásának sebessége a részecskék időegység alatti hatásos ütközéseinek számától függ. A reakciók időbeli lefolyása szerint megkülönböztetünk **pillanat-** és **időreakciókat**.

KÍSÉRLET

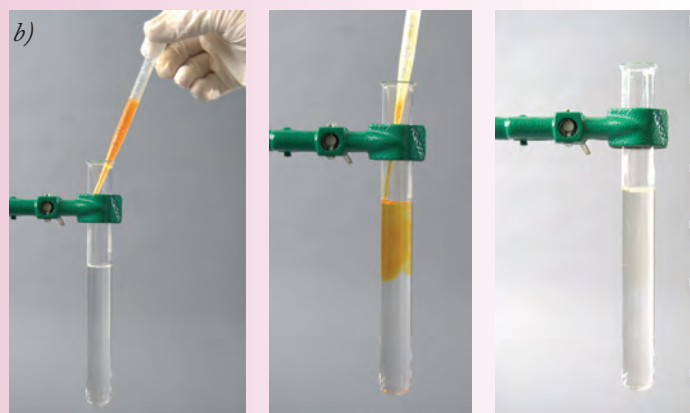
Pillanat- és időreakciók

a) Kálium-jodid-oldatot és ólom-nitrát-oldatot öntsünk össze! b) Hangyasavoldathoz csepegtesünk brómos vizet! Megfigyelhetjük, hogy a kémiai reakciók különböző sebességgel mennek végbe.

A két reakció közül melyik a pillanatreakció?

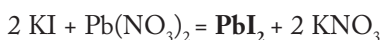


Kálium-jodid-oldatból és ólom-nitrát-oldatból sárga ólom-jodid-csapadék keletkezik

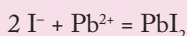


Hangyasavoldat és brómos víz reakciója

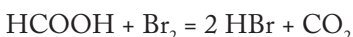
A kálium-jodid- és ólom-nitrát-oldatok összeöntésének pillanatában sárga ólom-jodid-csapadék válik ki, ez a folyamat **pillanatreakció**:



A változást kifejező ionegyenlet:



A hangyasavoldathoz adott bróm vörösbarna színe csak lassan halványodik el, és hosszabb idő után tűnik el teljesen, ez tehát **időreakció**:



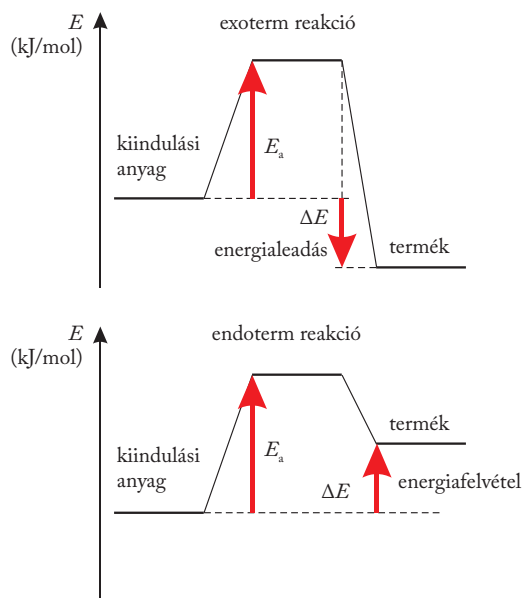
Az aktiválási energia

A hidrogéngáz és az oxigéngáz keveréke külső hatás nélkül évekig változatlanul marad szobahőmérsékleten, víz képződését nem tapasztaljuk. Ha azonban elektromos szikra vagy láng éri a gázkeveréket, robbanásszerű hevességgel végbemegy a reakció. Hasonlóképpen a gépkocsi motorjában, a levegővel elkevert porlasztott (és összenyomott) benzín csak a gyújtószikra hatására robban fel. Bár a hidrogén- és oxigéngáz elegyében a molekulák akadálytalanul érintkezhetnek, ütközhetnek egymással, átalakulás mégis csak akkor következik be, ha a gázelegy energiát vesz fel. Hasonló a helyzet a benzín és a levegő elegyének esetében is. **A molekulák ütközése tehát önmagában nem elegendő feltétele a reakciónak.**

A reakció megindításához szükséges energia ahhoz kell, hogy a kiindulási anyagok molekuláinak kötési kellően fellazuljanak, a részecskék magasabb energiájú, úgymond **aktív állapot**ba kerüljenek.

Az aktív állapot eléréséhez szükséges energiát **aktiválási energiának** nevezzük. Jele: E_a , mértékegysége: kJ/mol.

Az exoterm és endoterm reakciókhoz egyaránt szükség van aktiválási energiára. A reakció energiaváltozása, **a reakcióhő azonban nem függ az aktiválási energia nagyságától.** Különböző reakciókhoz különböző nagyságú aktiválási energia szükséges. Az aktiválási energiát, vagy annak egy részét, a folyamatban visszanyerjük.



Aktiválási energia exoterm és endoterm folyamatok esetében

A reakciósebesség

A **reakciósebesség** azt fejezi ki, hogy milyen gyorsan alakulnak át a kiindulási anyagok, illetve keletkeznek a termékek. Egy adott reakció lejátszódásának sebessége elsősorban a részt vevő anyagoktól, az **anyagi minőségtől** függ.

Egy reakció sebességét az egységnyi térfogatban időegység alatt átalakuló részecskék számával, a koncentrációváltozással jellemezzük (adott hőmérsékleten). A kémiai reakciók során a kiindulási anyagok koncentrációja csökken, a termékeké nő. A gyorsan végbemenő kémiai átalakulásban már rövid idő alatt nagy, míg lassú reakcióban ugyanannyi idő alatt csak csekély koncentrációváltozás észlelhető. (A kémiai reakciókban elegendő egyetlen anyag koncentrációváltozását nyomon követni, mert a többi anyagé azzal arányosan változik.)

A homogén reakciók reakciósebességét az egységnyi térfogatban időegység alatt bekövetkező koncentrációváltozással fejezzük ki.

A reakciósebesség jele: v , mértékegysége: $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$

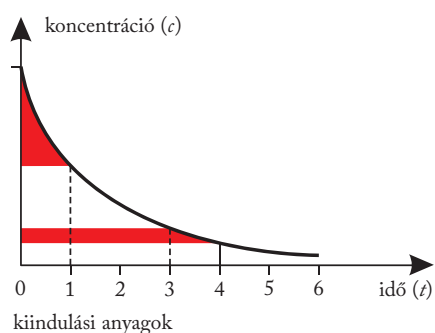
$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

A heterogén reakciók reakciósebességét befolyásolja az érintkező anyagok felületének nagysága is.

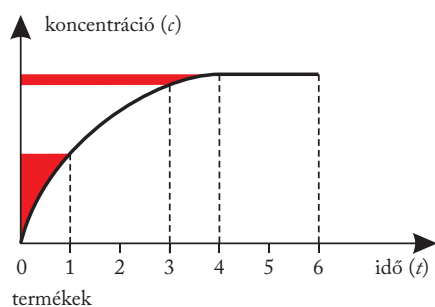
Például, ha vasport vaskanálban felizzítunk, majd tiszta oxigénbe mártjuk, a vaspor szikrázva elég, de a nagyobb felületű vaskanál csak a felületén oxidálódik, esetleg izzik.

A koncentráció megváltozásának hatása

A kémiai átalakulások feltétele, hogy a kiindulási anyagok részecskéi érintkezzenek, ütközzenek egymással. Homogén reakciók esetében az ütközések száma arányos a térfogategységben lévő részecskék számával, koncentrációjával. Ha növeljük a kiindulási anyagok (esetleg csak egyikének) koncentrációját, arányosan gyakoribb lesz az ütközések száma, időegység alatt nagyobb anyagmennyiség alakul át, nagyobb a koncentrációváltozás, nagyobb a reakciósebesség. Az egyirányú reakciókban megfigyelhető, hogy a kiindulási anyagok koncentrációja a reakció előrehaladásával csökken, kezdetben nagyobb, később kisebb mértékben; a termékek koncentrációja a reakció során növekszik, kezdetben nagyobb, később kisebb mértékben.



A kiindulási anyagok koncentrációinak változása az idő függvényében állandó hőmérsékleten



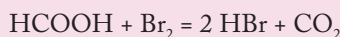
A termékek koncentrációinak változása az idő függvényében állandó hőmérsékleten

A reakciók sebessége függ a kiindulási anyagok kezdeti koncentrációjától. Minél nagyobb a kiindulási anyagok koncentrációja (c_1, c_2), annál nagyobb a reakció sebessége.

Állandó hőmérsékleten, egyszerű reakciók esetében a reakciósebesség arányos a kiindulási anyagok koncentrációjának szorzatával:

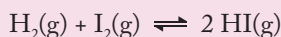
$$v = k \cdot c_1 \cdot c_2$$

Például a hangyasav és a bróm reakciósebességének jelölése: $v = k \cdot [\text{HCOOH}] \cdot [\text{Br}]$,



A szögletes zárójel az anyagok koncentrációját jelenti mol/dm^3 -ben kifejezve. A **k reakciósebességi együttható** jellemző az adott reakcióban részt vevő anyagokra (anyagi minőségére), és értéke elsősorban a hőmérséklettől függ. Minél nagyobb a k értéke, annál gyorsabban megy végbe a reakció.

A hidrogéngáz és a jódgőz reakciója megfelelő hőmérsékleten hidrogén-jodidot eredményez:



A reakciósebesség jelölése: $v = k' \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$

A reakciósebességi állandók értéke (k és k') a két folyamatban azonos hőmérsékleten is különbözik.

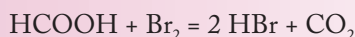
Látjuk, hogy állandó hőmérsékleten a **reakciósebesség** értéke a kiindulási **anyagok minőségétől** és **koncentrációjától** is függ.

Például a $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$ reakció reakciósebességi együtthatójának számértéke 600°C -on $4,4 \cdot 10^{-1}$, 700°C -on $6,3 \cdot 10^1$, 800°C -on már $2,6 \cdot 10^3$. A reakciósebességi együttható értéke fejezi ki a hőmérséklet hatását az adott reakció sebességére.

KÍSÉRLET

Reakciósebességek különböző kiindulási koncentrációk esetén

Két kémcsőbe töltünk $10\text{--}12 \text{ cm}^3$ brómos vizet! Tegyük az elsőbe 5 csepp, majd a másodikba 25 csepp hangyasavoldatot! Rázzuk össze, majd hagyjuk nyugodtan állni az oldatot! Figyeljük meg a színváltozást a két kémcsőben!

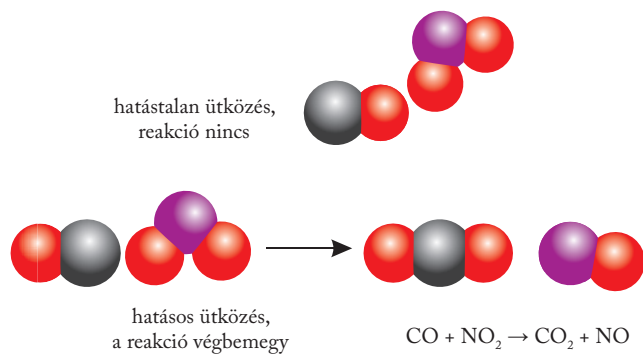


A második kémcsőben rövidebb idő alatt színtelenedik el a vörösesbarna színű oldat. A két azonos anyag közötti reakció sebessége tehát a kiindulási anyagok koncentrációjától függően különböző.

A hőmérséklet megváltozásának hatása

A részecskék ütközése során nem minden ütközés vezet kémiai átalakuláshoz. Ha minden ütközés hatásos volna, akkor már szobahőmérsékleten is pillanatszerűen lejátszódnának a reakciók. Ahhoz, hogy a reakció bekövetkezzék, a részecskéket **aktív állapotúvá** kell tenni, azaz kötéseiket fel kell lazítani. Két részecske csak akkor léphet reakcióba egymással, ha összeütköznek, és energiájuk legalább akkora, mint a reakcióhoz szükséges **aktiválási energia**.

A **hőmérséklet emelésekor növekszik** a részecskék sebessége és ezzel **az ütközések száma**. A reakciósebesség növekedése szempontjából azonban sokkal fontosabb az, hogy magasabb hőmérsékleten **több részecske rendelkezhet a hatásos ütközéshez szükséges aktiválási energiával**. A **hatásos ütközés függ az ütközés irányától** is, attól, hogy ütközéskor a megfelelő atomok kerüljenek egymás mellé.



Hatásos és hatástalan ütközések modellezése

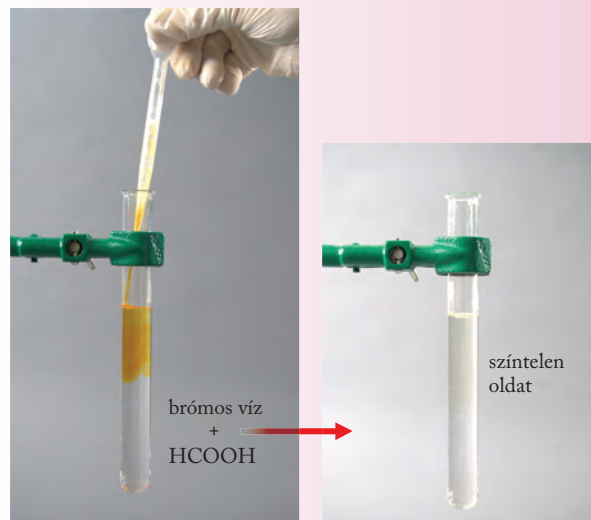
A **reakciósebesség tehát arányos a kiindulási anyagok koncentrációjával, és nő a hőmérséklet emelkedésével**.

A mindennapi életben is gyakran tapasztaljuk, hogy a hűtőszekrényben lassúbb az élelmiszerek romlása. Szobahőmérsékleten nem gyullad meg sem a földgáz, sem a benzin. Ezek az éghető anyagok érintkeznek a levegő oxigénjével, de nem égnek el szén-dioxidá és vízzé mindaddig, amíg a „siker ütközéshez” szükséges energiát (akár csak egy szikrát) meg nem kapják. Amikor megtörténik az első sikeres ütközés, felszabadul a reakcióhő, emelkedik a hőmérséklet, további ütközések történnek, és végbemegy a reakció.

KÍSÉRLET

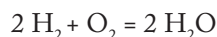
A hőmérséklet hatása a reakciósebességre

Kémcsőben lévő kb. 2 cm³ vízhez 5 csepp hangyasavat adunk, és megfelezzük az oldatot. Az egyik részletét melegítjük. Majd mindkét oldathoz 1-1 cm³ brómos vizet öntünk. Megfigyeljük a két párhuzamos kísérlet közötti eltérést! A meleg oldat hamarabb elszíntelenedik.

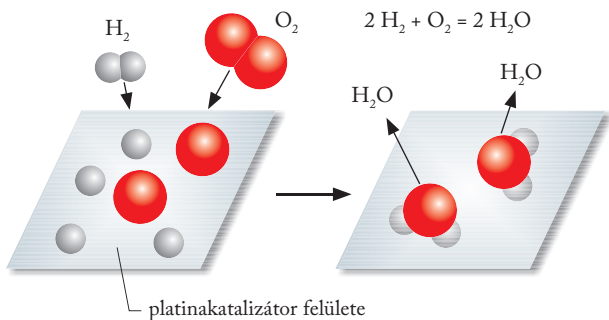


Katalizátorok alkalmazása

A hidrogéngáz és az oxigéngáz keveréke szobahőmérsékleten bármennyig eltartható a két gáz reakciója nélkül. A vízképződés csak energiaközlés hatására indul meg. De a gázelegyet úgy is reakcióra lehet készíteni, ha felmelegített platinalemez tartunk bele. A platinalemeznek az a tulajdonsága, hogy a felületéhez érkező hidrogénmolekulákat megköti. Ennek folytán a megtapadt hidrogénmolekulák kötése felazulnak, atomokra esnek szét, majd a hozzájuk ütköző oxigénmolekulákkal megindítják a reakciót. A platinalemez ebben a reakcióban **katalizátorként** működik:

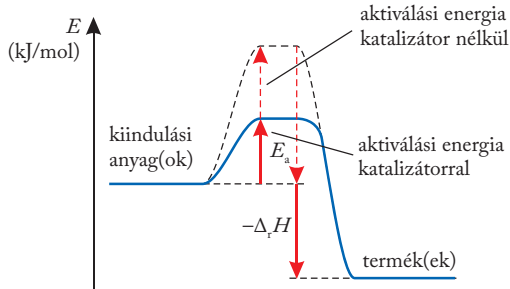


A **katalizátorok azok az anyagok, amelyek a reakciót meggyorsítják, a reakciósebességet növelik azáltal, hogy a reakciót kisebb aktiválási energiát igénylő úton vezetnek**.



A hidrogén és az oxigén katalitikus reakciója

A katalizátor a reakció befejeződése után legtöbbször változatlan formában marad vissza. Előfordul, hogy reakció közben a kiindulási anyagok valamelyikével kapcsolatba lép, de a reakció befejeztével ismét szabaddá válik. A katalizátorral végbemenő folyamatokat **katalízisnek** nevezzük. Az ábrán azt is látjuk, hogy a katalizátor a reakcióhő nem befolyásolja.



Katalizátor hatása az aktiválási energiára

A katalizátoroknak reakcióirányító hatásuk is lehet. Ha ugyanis két anyag között többféle reakció lehetséges, az egyes katalizátorok különböző reakciókat gyorsíthatnak meg, és főként az ennek megfelelő reakciótermékek képződnek.

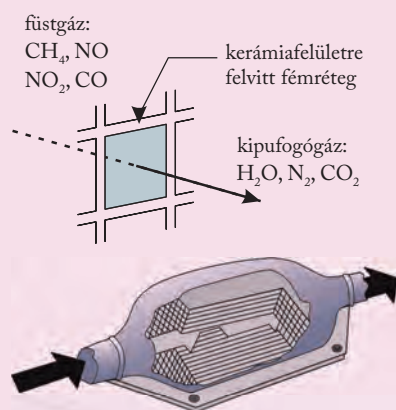
A katalizátorok azonban csak olyan folyamatokat tudnak elősegíteni, amelyek végbemehetnek, de esetleg a nagy aktiválási energia miatt az adott hőmérsékleten ez nem lehetséges.

A katalízisnek nagy a gyakorlati jelentősége. Számos fontos és nagy mennyiségben termelt anyagot katalizált folyamattal állítanak elő, például a kénsavat, a salétromsavat, az ammóniát és sok műanyagot. Az autókatalizátorok az üzemanyag tökéletes elégetését segítik elő.

Ismerünk olyan anyagokat is, amelyek bizonyos kémiai folyamatokat lassítanak. Ezek az **inhibitorok**, melyeket a gyakorlatban nemkívánatos kémiai folyamatok sebességének a csökkentésére használnak.

Az autókatalizátor működése

Az autók motorjában a benzin és a levegő keverékének égésekor bekövetkező robbanás mozgatja a dugattyút és hajtja a járművet. Az üzemanyag teljes, tökéletes elégetésekor szén-dioxid és víz keletkezik. A motorban a magas hőmérsékleten azonban az égés nem tökéletes, szén-monoxid is képződik, és el nem égett szénhidrogének maradnak. A levegő nitrogénje is reakcióba lép az oxigénnel, és nitrogén-oxidok (mérgező gázok) keletkeznek (NO, NO₂). Ezeknek a káros, légszennyező anyagoknak ártalmatlan anyaggá való átalakulását biztosítja az autókatalizátor, amely a szén-monoxidot és az el nem égett szénhidrogéneket szén-dioxiddá és vízzé, a nitrogén-oxidokat pedig nitrogénné alakítja. Az oxidációs folyamatokat a kerámiafelületre felvitt vékony platina-, palládium- és ródiumréteg segíti, a nitrogén-oxidok átalakításában többféle fém-oxid a katalizátor.



Az autók többsége ma már katalizátorral működik

A katalizátorok növelik, az inhibitorok csökkentik a reakciósebességet. Erre figyelhetünk meg példákat az alábbi kísérletek elvégzésével.

KÍSÉRLET

Katalizátorhatás

Két kémcsövet töltünk meg 2/3 részig koncentrált hidrogén-peroxid-oldattal! Tegyük az első kémcsőbe kiskanálnyi krumplireszeléket! Az első kémcsőben heves gázfejlődést tapasztalunk, a másodikban semmit vagy egy-két gázbuborékot figyelhetünk meg. A hidrogén-peroxid bomlásakor víz és oxigéngáz keletkezik. (A krumplireszelékben kataláz és más enzimek vannak.)

Inhibitorhatás

Öntsünk két kémcsőbe 2 mol/dm³ koncentrációjú sósavat! A második kémcsőben levő sósavban oldjunk fel egy urotropintablettát (gyógyszertárban kapható)! Ezután dobjunk mindkét kémcsőbe egy-egy cinkdarabot! Azt tapasztaljuk, hogy az első kémcsőben a hidrogénfejlődés gyorsabb, mint a másodikban, amelyben az urotropin inhibitorként, lassítóként szerepel.

Az élő szervezetekben lejátszódó kémiai folyamatok katalizátorai az enzimek. A sejtben lejátszódó mindegyik reakciót más és más jellegzetes

enzim katalizál. Számos biokémiai folyamat több lépésben játszódik le, és mindegyik lépést külön enzim segíti. Egy sejten belül nagyszámú különféle enzim „dolgozhat”. Az enzimek többsége egyszerű fehérjemolekula, melyek a táplálék lebomlását, az élő szervezetek anyagcsere-folyamatait katalizálják. Egy enzim hatása csak egyfajta reakcióra terjed ki, például a nyálban lévő amiláz enzim segíti a szájból a keményítő (a kenyér) lebomlását kisebb molekulájú szénhidrátokra (cukrokra), a hasnyálmirigyben termelődő lipáz enzimnek a zsírok lebomlásában van szerepe.



Az élelmiszeriparban is jelentős szerepet játszanak az enzimes folyamatok, például a szeszgyártásban, a sajt- vagy a sörgyártásban

Kérdések és feladatok

- 1 Mi az aktiválási energia? Mi a szerepe a kémiai reakciókban az aktiválási energiának?
- 2 Projekt munkában dolgozzátok fel, hogyan hat a közlekedés a levegő szennyezettségére, és ezt hogyan befolyásolják az autókban alkalmazott katalizátorok!
- 3 Mit fejez ki a reakciósebesség? Mitől függ és mivel befolyásolható egy adott kémiai folyamat reakciósebessége?
- 4 Milyen anyagok a katalizátorok? Mi a katalizátor működésének a lényege? Hogyan befolyásolják a katalizátorok:
 - a) a reakció sebességét,
 - b) a reakcióhőt?

21. lecke

A kémiai egyensúly

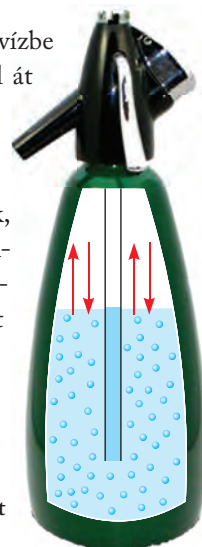


Az egyensúly fogalmával a mindennapokban gyakran találkozunk. Ilyen, amikor valaki rosszul lesz és „elveszíti az egyensúlyát”. A dietetikus az tanácsolja, hogy alakítsunk ki egyensúlyt az étkezési szokásainkban, ne vigyük túlzásba az édességek fogyasztását a gyümölcsfogyasztáshoz képest. Egyensúlyt keresünk a napi időbeosztásunkban, hogy „mindenre jusson elegendő időnk”, a tanulásra és a szórakozásra is stb. Az egyensúly kifejezést fizikai és kémiai folyamatokra is gyakran használjuk, de egészen más értelemben. Például zárt edényben a folyadék és a felette levő vízgőz egyensúlyban van egymással, azonos idő alatt ugyanannyi vízmolekula párolog el, mint amennyi lecsapódik. A szilárd anyagok vízben való oldódásakor a telített oldat és a szilárd anyag között alakulhat ki egyensúly, az oldatba jutó és az oldatból kiváló részecskék száma egyezik meg.

A kémiai átalakulások lehetnek egyirányúak és megfordíthatók (kétirányúak). Ha egy reakcióban a kiindulási anyagok teljes egészében termékekké alakulnak át, akkor a folyamat **egyirányú**. Például a hidrogén- és oxigéngáz 2:1 térfogatarányú elegye megfelelő körülmények között teljes egészében vízzé alakul, a reakció egyirányú. A kémiai reakciók nagy része azonban nem megy teljesen végbe, hanem a kiindulási anyagok átalakulása közben a termékek részben visszaalakulnak a kiindulási anyagokká.

Azokat a reakciókat, amelyek mindkét irányba végbemennek, megfordítható reakcióknak nevezzük. A megfordítható reakciók csak zárt térben mennek végbe, a keletkezett anyagok nem távoznak el a reakciótérből, ezért lehetséges a visszaalakulás. A két folyamat aktiválási energiája között kicsi a különbség.

Például a szódavizes szifonban a vízbe engedett szén-dioxid sohasem alakul át teljes egészében szénsavvá. Zárt térben a két ellentétes irányú folyamat: a szénsav keletkezése és elbomlása egyidejűleg végbemegy, és úgy tűnik, mintha egy idő múlva megállna a reakció, mert kialakul a dinamikus egyensúly. Egyensúlyban időegység alatt adott térfogatban ugyanannyi szén-



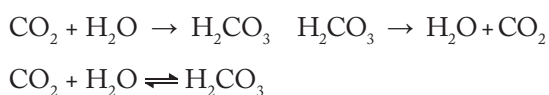
A szódavizes szifonban is egyensúly alakul ki a szénsav és a szén-dioxid között



Miért nem látszanak a gázbuborékok a lezárt ásványvizes üvegben?



dioxid-molekula alakul át szénsavmolekulává, mint amennyi szénsav elbomlik szén-dioxidra és vízre. Így a rendszerben levő szén-dioxid-, víz- és szénsavmolekulák száma, koncentrációja nem változik, a folyamat az állandó változás ellenére megállni látszik. A megfordítható folyamatok jelölésére a reakcióegyenletben egyenlőségjel helyett kettős nyilat használunk.

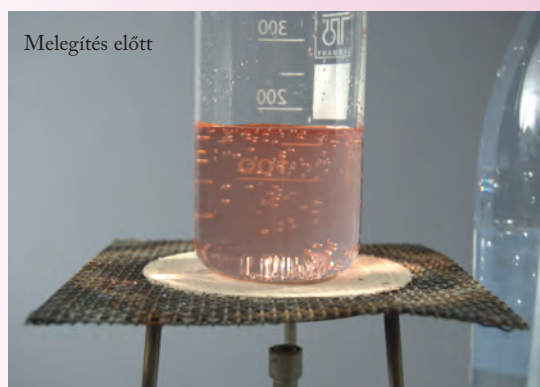


KÍSÉRLET

Szénsav átalakulása melegítés hatására

Szén-dioxidot oldjunk lakmusszal megfestett vízben! Ezután melegítsük az oldatot! Figyeljük meg a lakmusz színének változását!

A vízben oldott szén-dioxid egy része a vízzel szénsavvá egyesül. A lakmusz színének pirosra változása jelzi, hogy az oldat savas kémhatású. Melegítéskor viszont a szénsav elbomlik szén-dioxidra és vízre, az oldat savas kémhatása csökken, színe lilára változik.

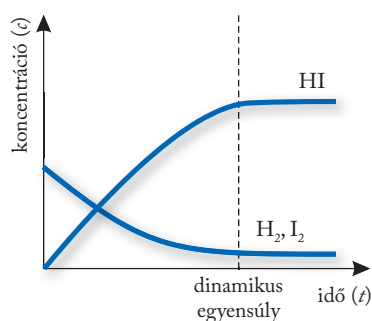


Melegítéskor melyik kémiai folyamat játszódik le?

Ha nyitottá tesszük a rendszert, vagyis lehetőséget adunk arra, hogy valamelyik anyag eltávozzék, akkor a reakció egyirányúvá válik. Ez történik például, ha szódavizet nyitott pohárban állni hagyunk: a CO_2 -gáz eltávozása miatt a bomlás csaknem teljesen végbemegy (a szódavíz elveszti „erejét”). Ezt a megfordítható bomlást a **disszociáció** egyik formájaként értelmezzük.

A jódgőz és a hidrogéngáz egyesülése is megfordítható folyamat. $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$

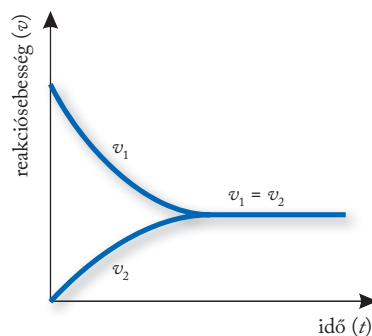
Ha a két anyag elegyét megfelelő hőmérsékletre hevítjük, hidrogén-jodid-gáz keletkezik. A reakciót a jódgőzök okozta lila szín halványulása jelzi. Zárt térben a hidrogén-jodid-molekulák számának növekedésével megindul visszaalakulásuk is:



A hidrogén és jód, illetve hidrogén-jodid koncentrációinak időbeni változása hidrogén és jód reakciójakor

Az egyesülés és a bomlás sebességének változását a lenti ábrán látjuk. A felső nyíl irányában lejátszódó egyesülési folyamat sebessége (v_1) a reakció kezdetén a legnagyobb, majd a hidrogén-, illetve a jódmolekulák számának (koncentrációjának) fogyásával csökken. A reakció előrehaladtával, ahogy a kiindulási anyagok koncentrációja csökken, fokozatosan csökken az egyesülési reakció sebessége. Az alsó nyíl irányában végbemenő bomlási reakció sebessége (v_2) a hidrogén-jodid-molekulák számának (koncentrációjának) növekedésével fokozatosan nő. Megfigyelhetjük azt is, hogy a két sebesség idővel egyenlővé válik:

$$v_1 = v_2$$



Egyensúlyban az oda- és visszaalakulás sebessége egyenlő

A reakciósebességek egyenlősége azt jelzi, hogy időegység alatt – adott térfogatban – éppen annyi molekula keletkezik, mint amennyi visszaalakul. Ettől kezdve a kémiai átalakulás úgy folyik tovább mindkét irányban, hogy a rendszerben levő kiindulási és keletkező molekulák száma, koncentrációja nem változik. Ekkor a reakció kiindulási anyagai és termékei egyensúlyban vannak egymással.

A kémiai egyensúly dinamikus egyensúly, az ellentétes irányú folyamatok az egyensúly állapotában nem szűnnek meg, csak az ellentétes irányú reakciók sebessége egyenlő egymással. Az egyensúlyi elegyben mind a kiindulási, mind a keletkezett anyagok molekulái megtalálhatók meghatározott arányban. Ez az arány addig állandó marad, amíg a külső körülmények nem változnak meg.

Írjuk fel egyensúlyban az oda- és a visszaalakulás sebességét!

$$v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] \quad \text{és} \quad v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

Ha ugyanannak az anyagnak több mólja vesz részt a reakcióban, akkor a koncentrációkat annyiadik hatványon kell venni, amekkora a reakcióegyenletben a molekula sztöchiometriai együtthatója, vagyis az anyagmennyisége.

Egyensúlyban az oda- és visszaalakulás sebessége egyenlő: $v_1 = v_2$, ezért felírhatjuk, hogy

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

A sebességi állandókat egy oldalra rendezve, és figyelembe véve, hogy az állandók hányadosa is állandó szám, az egyensúlyi koncentrációkból álló törtet kapjuk:

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

Az egyensúlyi koncentrációkból képzett törttel kifejezhető az adott reakcióra a **tömeghatás törvénye**. Egyensúlyban az egyensúlyi koncentrációkból képzett tört egyenlő a kémiai folyamatra jellemző egyensúlyi állandóval. **K** a kémiai egyensúlyi reakcióra jellemző **egyensúlyi állandó**, amelynek értéke a hőmérséklettől függ.

Számítsuk ki a példának választott hidrogén és jód reakció egyensúlyi állandóját (adott hőmérsékleten és nyomáson), ha 1 dm³ egyensúlyi elegyben a koncentrációk: 0,25 mol H₂, 0,25 mol I₂ és 1,5 mol HI!

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{1,5^2}{0,25 \cdot 0,25} = 36$$

Az egyensúlyi állandó nagysága a kiindulási anyagok reakciókészségét is jellemzi. Minél nagyobb a **K** értéke, annál inkább lejátszódik egy reakció. A csaknem teljesen végbemenő folyamatokhoz tartozó **K** értéke igen nagy, ha az átalakulás csekély, akkor a **K** értéke is kicsi.

- 1 Mikor nevezünk egy kémiai folyamatot megfordíthatónak?
- 2 Mit értünk azon, hogy a kémiai egyensúly dinamikus egyensúly?
- 3 Mik a kémiai egyensúly kialakulásának feltételei?
- 4 Hol találkozhatasz a mindennapokban megfordítható, egyensúlyra vezető kémiai reakcióval?
- 5 Keress a világhálón olyan animációt vagy szimulációt, amely alkalmas a kémiai egyensúlyok kialakulásának bemutatására!

Kérdések és feladatok



22. lecke

A kémiai egyensúly befolyásolása

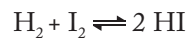
A megfordítható folyamatok közül több ipari jelentőségű. Ilyen például az ammóniaszintézis vagy a kénsavgyártás. Az élő szervezetekben végbemenő kémiai változások nagy része ugyancsak egyensúlyra vezető, megfordítható átalakulás. A biokémiai folyamatok többsége is csak megfelelő egyensúlyi feltételek mellett valósulhat meg. Például a gyomornedv sósav-koncentrációjának az optimálistól való legcsekélyebb eltérések is gyomorégés, emésztési zavarok alakulhatnak ki, amelyek gyógyszerekkel csökkenthetők.

Az előző leckében megismertük a kémiai egyensúly kialakulását. Tudjuk, hogy az egyensúlyi elegyben, adott körülmények között, a kiindulási anyagok és a termékek koncentrációjának aránya állandó. A körülmények megváltoztatásával azonban az éppen fennálló egyensúlyt megzavarhatjuk, új egyensúlyi állapot kialakulását idézhetjük elő, ilyenkor az egyensúly befolyásolásáról, eltolódásáról beszélünk.

A **kémiai egyensúlyt befolyásolhatja**: a kiindulási anyagok vagy a termékek **koncentrációjának** megváltozása, a **hőmérséklet-változás**, és egyes reakciók esetében a **nyomás megváltozása**.

Koncentrációváltozás hatása a kémiai egyensúlyra

Ha a hidrogéngáz, jódgáz és hidrogén-jodid-gáz egyensúlyi elegybe állandó hőmérsékleten hidrogéngázt juttatunk, a rendszerben „önként” olyan változás indul meg, amely a hidrogén mennyiségének csökkenésével jár, azaz a felső nyíl irányába történő reakció, a hidrogén-jodid képződése következik be. Azt mondjuk, hogy az egyensúly az átalakulás irányába, a felső nyíl irányába tolódik el:



Ha viszont a kiindulási anyagok egyikének koncentrációját csökkentjük, az egyensúly a visszaalakulás irányába tolódik el, azaz a termék(ek) visszaalakulása következik be.

A kémiai egyensúly tehát a reakcióban részt vevő anyagok koncentrációjának változtatásával befolyásolható: a kiindulási anyagok koncentrációjának növelése, vagy a termékek koncentrációjának csökkentése a termékképződés irányába mutató reakciót segíti, míg a kiindulási anyagok koncentrációjának



Miért veszíti el „erejét” a buborékos ásványvíz, ha nyitott pohárban állni hagyjuk?



csökkentése, illetve a termékek koncentrációinak növelése a visszaalakulás irányába mutató reakció lejátszódását segíti.

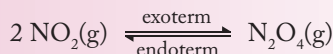
Az egyensúlyi állandó értéke független a koncentrációváltozástól. Ezért ha az egyensúlyi rendszer megzavarása következtében az anyagok bármelyikének koncentrációja megváltozik, a többi anyagé is úgy alakul, hogy a tömeghatás törvényét kifejező tört értéke állandó maradjon.

KÍSÉRLET

A nitrogén-dioxid hőmérséklet hatására történő átalakulása

A fényképeken látható üvegedényt nitrogén-dioxid-gázzal (NO₂) töltöttük meg és leforrasztottuk.

Az üvegedény egyik felét hűtőkeverékbe helyezük. A kezdetben vörösbarna gáz a hűtőkeverékben rövid idő alatt elszíntelenedik, dinitrogén-tetraoxid (N₂O₄) keletkezik. Ha az üvegedényt kivesszük a hűtőkeverékből, és szobahőmérsékletre felmelegítjük, akkor újra vörösbarna gázzá alakul.



Állapítsd meg, hogy vajon a hűtés az exoterm vagy az endoterm reakciónak kedvez!

A melegítés melyik irányba tolja el az egyensúlyt?

Hőmérséklet-változás hatása a kémiai egyensúlyra

Az egyensúlyi reakciók egyik irányban hőtermelő (exoterm), a másik irányban hőelnyelő (endoterm). Hőmérséklet-változás hatására az egyensúlyi állapot megváltozik. A változás iránya más az exoterm és más az endoterm reakciók esetében. A hőmérséklet növelésekor a kialakult egyensúly a hőfelhasználás irányába tolódik el, vagyis a melegítés az endoterm folyamatnak kedvez. Például a kén-dioxid és az oxigén egyesülése exoterm folyamat, a kén-trioxid elbomlása pedig endoterm.



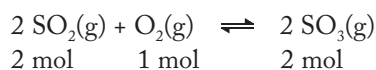
Hőközlés (melegítés) hatására a kén-trioxid bomlása következik be.

Általánosítva: **a hőmérséklet növelése a hőfelvétellel járó, a hőmérséklet csökkentése pedig a hőleadással járó reakciók irányába tolja el a kémiai folyamatok egyensúlyát.**

Ne felejtsük el, hogy a hőmérséklet a kémiai folyamatok sebességét mindig befolyásolja: a melegítés gyorsítja, a hűtés lassítja a reakciót. A hőmérséklet növelése vagy csökkentése azonban különböző mértékben változtatja meg az ellentétes irányú reakciók sebességét. Az exoterm folyamatokat a hűtés kisebb mértékben lassítja, az endotermeket a melegítés nagyobb mértékben gyorsítja.

Nyomásváltozás hatása a kémiai egyensúlyra

A gázok közötti reakciók egyensúlyát a nyomás csökkentésével vagy növelésével is megzavarhatjuk akkor, ha a reakció során változik az anyagmennyiség, vagyis a gázmolekulák száma. Erre ugyancsak a kén-dioxid és az oxigén egyesülése a példa:



Az egyesülési folyamatban csökken a molekulák száma, elvileg 3 mol kiindulási anyagból 2 mol termék keletkezik, bomláskor viszont a molekulák száma nő. Minél több gázmolekula van egy meghatározott térfogatban, annál nagyobb a gáz nyomása, és fordítva, a molekulák számának csökkenésével a gáz nyomása is csökken. Ezért, ha állandó térfogatban kén-dioxidból és oxigénből kén-trioxid képződ-

dik, a gáznyomás is kisebb lesz. A nyomás növelése ennek megfelelően az egyensúlyt a kén-trioxid képződésének irányába tolja el. A nyomás csökkenése viszont a kén-trioxid bomlásának kedvez.

Ha a gázok közötti reakció nem jár anyagmennyiség-változással (nem változik meg a gázmolekulák száma), akkor a nyomásváltozás nincs hatással a reakció egyensúlyára. Ilyen reakciók például a hidrogén és jód egyesülése:



Utóbbi reakció villámláskor következik be a levegőben lévő nitrogén- és oxigénmolekulák között.

Általánosítva: **Ha egy gázreakcióban változik a gázmolekulák száma, a kémiai egyensúlyt a nyomás is befolyásolja. A nyomás növelésekor olyan folyamat indul meg, amely a molekulák számát csökkenti. A nyomás csökkentése viszont a molekulák számának növekedésével járó folyamatnak kedvez. Ha a reakcióban a molekulák száma nem változik, a nyomás változásának nincs hatása az egyensúlyra.**

A példákából kiténik, hogy az egyensúlyi rendszer változása a külső hatásra mindig azzal ellentétes irányú. Az egyensúlyi folyamatoknak ez a sajátossága a természetben általánosan érvényesülő törvényszerűség, melyet a **Le Châtelier-elv** (vagy más néven: **a legkisebb kényszer elve**) fogalmaz meg: **egy dinamikus egyensúlyi rendszerben külső hatás (koncentráció-, hőmérséklet- vagy nyomásváltozás) által okozott változásra a rendszerben olyan folyamatok játszódnak le, amelyek a hatást csökkentik, vagy megszüntetik, egy újabb dinamikus egyensúlyi állapot elérése érdekében.**

Például a gázok oldhatósága vízben exoterm folyamat, ezért a hőmérséklet növekedése csökkenti az oldhatóságot, a természetes vizek oxigéntartalma nagy melegben csökken, és ez nem kedvező a vízi élőlények számára.

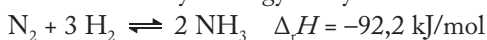
A Le Châtelier-elv segítségével előre meg lehet becsülni, hogy a külső körülmények (a koncentráció, a hőmérséklet, a nyomás) megváltozása miként hat valamely kémiai reakcióra. A vegyiparban ennek igen fontos szerepe van, mert a kémiai folyamatok legelőnyösebb feltételei előre megtervezhetők. Ezek az elvek érvényesülnek például a kénsavgyártásban és az ammóniagyártásban is.



Henry Le Châtelier
(1850–1936)

A francia kémikus reakciók lejátszódásának feltételeit vizsgálva jutott el a legkisebb kényszer elvének megfogalmazásához (Le Châtelier-elv).

- 1 Milyen módon lehet befolyásolni a kémiai egyensúlyt?
- 2 Milyen esetben van hatása a kémiai egyensúlyra a nyomásváltozásnak?
- 3 Hogyan befolyásolja egy kémiai folyamat egyensúlyát, ha változatlan hőmérsékleten növeljük a termékek, illetve a kiindulási anyagok koncentrációját?
- 4 Milyen hatása van a hőmérséklet-változásnak az alábbi folyamat egyensúlyára?



Kérdések és feladatok

- 5 Milyen irányban változnak meg az egyensúlyi koncentrációk a nyomás növekedésekor az alábbi gázreakciókban?
 - a) $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2$
 - b) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$
 - c) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$
- 6 Hogyan hat az alábbi gázreakció kialakult egyensúlyára
 - a) a hőmérséklet emelése,
 - b) a nyomás növelése,
 - c) az egyensúlyi elegyben a N_2 koncentrációjának növelése?
$$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO} \quad \Delta_r H = +180 \text{ kJ/mol}$$

23. lecke

Savak és bázisok, sav-bázis reakciók



Miért szerepel a sav-bázis folyamatokban mindig együtt a sav és a bázis?

A savak jól ismert vegyületek, közülük több előfordul a természetben, főként különféle gyümölcsökben, zöldségekben, és azok savanykás ízét okozzák. Például a citromsav a citromban, az almasav az almában, az oxálsav a sóskában, a hangyasav a csalánban fordul elő. A háztartásban, illetve az iparban használt nem-fémes elemekből származtatható szervesetlen savak például a sósav, a kénsav, a salétromsav, a foszforsav. A savak között vannak olyanok, amelyek még híg vizes oldatban is veszélyesek.

A savak többsége savanyú ízű, maró hatású, vízben oldódó, molekulákból álló vegyület. Molekuláik hidrogénből és savmaradékból állnak. Vízben való oldódáskor a molekulák ionokra bomlanak, disszociálnak.

A savakat és a bázisokat elsőként **Arrhenius** svéd tudós határozta meg (1887-ben).



Svante August Arrhenius (1859–1927)

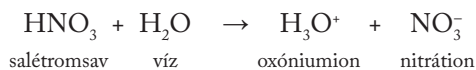
Savak azok a vegyületek, amelyek molekulái vizes oldatban **hidrogénionokra** (H^+) és **savmaradékionokra** disszociálnak.

Bázisok azok a vegyületek, amelyek vízben oldódva **hidroxidionokat** (OH^-) juttatnak az oldatba.

A savas tulajdonság okozója a hidrogénion, a bázikus tulajdonság okozója a hidroxidion.

Például a salétromsavnak (HNO_3) híg, vizes oldatában csaknem minden molekulája hidrogénionra és nitrátionra disszociál, a folyamat egyirányúnak tekinthető: $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$. Egy salétromsavmolekula egy hidrogénion leadására képes, ezért **egyértékű savnak** nevezzük.

A hidrogénion azonnal egy vízmolekulához kapcsolódik, és oxóniumion (H_3O^+) keletkezik, a folyamat pontos jelölése tehát:

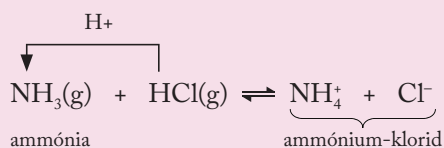


Az oxóniumionok helyett általában elég csak hidrogéniont vagy protont mondani, ha tudjuk, hogy vizes oldatban mindig oxóniumionról van szó.

A salétromsavhoz hasonlóan viselkednek vízzel szemben más savak is, mint például a hidrogénklorid, a kénsav, a szénsav, a hangyasav, az ecetsav.

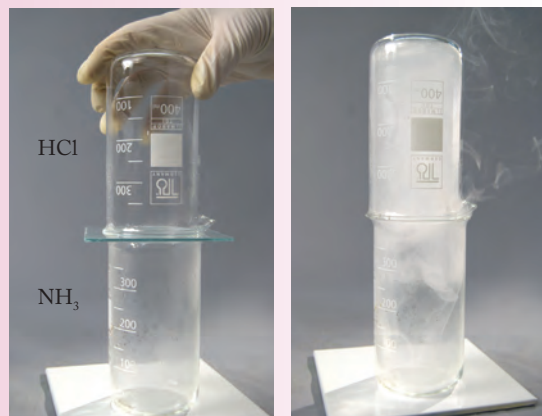
Mint látjuk, a vízmolekula viselkedhet savként és bázisként is, attól függően, hogy milyen más molekulával kerül kölcsönhatásba.

A protonátadás nemcsak oldatban, molekulák vagy ionok között mehet végbe, hanem gázállapotú molekulák között is (a folyamat nincs kizárólag vízhez kötve). Például az ammóniagáz és a hidrogén-klorid-gáz molekulái protonátadással ammónium- és klorid-ionokat képeznek, melyek szilárd ammónium-kloridot (NH_4Cl) alkotnak.



KÍSÉRLET

Ammóniagáz és hidrogén-klorid-gáz reakciója



*Miért sav-bázis reakció a két gáz egyesülése?
Milyen fizikai változás történik a reakció során?*

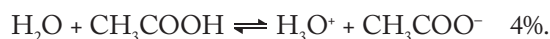
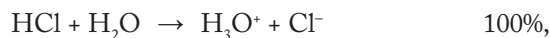
A savak és bázisok erőssége

A savak protonleadó, illetve a bázisok protonfelvő képessége nem egyforma. Minél polárisabb a kovalens kötés, amely a savmolekulában a hidrogént köti, annál könnyebben tud a hidrogénion, vagyis a proton a molekulából leválni. A salétromsav molekulája olyan könnyen válik meg protonjától, hogy vizes oldatban minden molekula ionokra bomlik, teljes a protonátadás, ennek következtében az oldatban nagy lesz az oxóniumion-koncentráció.

A nagy protonleadó készségű savakat **erős savak**-nak nevezzük. Erős savakra példa: a sósav, a salétromsav, a kénsav.

Más savak molekuláiban a proton erősebben van kötve, az ilyen savak protonleadó készsége kisebb, ezek a **közepesen erős** vagy **gyenge savak**. Például a hangyasav, az ecetsav, a foszforsav és a szénsav. A gyenge savak oldatában kevesebb oxóniumion van, mint az azonos térfogatú és koncentrációjú erős savakéban.

A savak erősségét tehát protonleadó készségük jellemzi. Az erős, híg savaknak vízzel való reakciójukor csaknem teljesen végbemegy a protonátadás, a folyamat egy irányba tolodott. Gyenge savak oldódásakor a molekuláknak csak kis hányada ad le protont, a folyamat megfordítható, egyensúlyra vezet. Például a sósav és az ecetsav disszociációja $0,1 \text{ mol/dm}^3$ -es oldataikban:

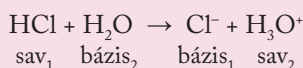


A bázisok is lehetnek **erős** vagy **gyenge bázisok**. A nárium-hidroxid erős bázis, mert oldódáskor minden hidroxidionja oldatba kerül. Az ammónia oldódásakor, mint láttuk, molekulája sav-bázis reakcióba lép a vízmolekulákkal, de a protonátadásban csak néhány ammóniamolekula vesz részt, kevés hidroxidion képződik, ezért az ammónia gyenge bázis. Az egyértékű erős savak és az erős bázisok teljes disszociációja miatt az oldatban levő oxóniumion-, illetve hidroxidion-koncentráció megegyezik a sav vagy bázis kiindulási koncentrációjával. Gyenge savak és bázisok esetében az oldatban levő oxóniumion-, illetve hidroxidion-koncentráció mindig kisebb, mint a kiindulási sav vagy bázis koncentrációja volt.

Nézzünk néhány példát!

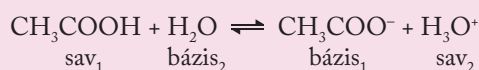
- A $0,1 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú sósavban az oxóniumionok koncentrációja $0,1 \text{ mol/dm}^3$.
- A $0,1 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú hangyasavoldatban az oxóniumionok koncentrációja kisebb, mint $0,1 \text{ mol/dm}^3$ (a hangyasav gyenge sav, kevés molekulája ad át protont a vízmolekulának).
- A $0,1 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú nárium-hidroxid-oldatban a hidroxidion-koncentráció $0,1 \text{ mol/dm}^3$.
- A $0,1 \text{ mol/dm}^3$ koncentrációjú ammóniaoldatban a hidroxidion-koncentráció jóval kisebb, mint $0,1 \text{ mol/dm}^3$, mert az ammóniamolekuláknak csak kis része reagál a vízzel.

Láttuk, hogy adott reakcióban a sav és a belőle keletkező bázis, illetve a bázis és a belőle keletkező sav úgynevezett sav-bázis párt alkot. Ilyen sav-bázis pár például a HCl és a Cl⁻, illetve a H₂O és a H₃O⁺ az alábbi reakcióban:



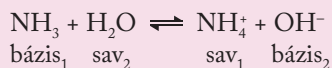
Ha a sav erős, akkor a hozzá tartozó bázis gyenge, azaz kevésbé törekszik protonokat felvenni, savvá visszaalakulni. Ha a sav gyenge, a hozzá tartozó bázis erősebb, azaz protonfelvételt hajlamosabb.

Az ecetsav gyenge sav, kevés molekulája ad át protonot a vízmolekulának:



A sav-bázis párok: a CH₃COOH és a CH₃COO⁻, illetve a H₂O és a H₃O⁺.

Az ammónia és a víz reakcióját hasonlóképpen értelmezhetjük:



A sav-bázis párok: NH₃ és NH₄⁺, illetve H₂O és OH⁻.

Néhány molekula, illetve ion protonfelvő és protonleadó képességét a táblázatban látjuk. A táblázat segítségével megállapíthatjuk, hogy adott reakcióban melyik anyag viselkedik savként, illetve bázisként.

Néhány molekula és ion protonleadó és protonfelvő képessége; sav-, illetve báziserőssége

A protonleadó készség csökken	A protonfelvő készség növekszik
HCl	Cl ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
H ₂ O	OH ⁻

A sav-bázis reakciók többnyire egyensúlyra vezető folyamatok, ezért felírhatjuk rájuk a tömeghatás törvényét. A víz koncentrációját állandónak tekintjük, és összevonjuk az egyensúlyi állandóval: $K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_s$

A K_s **savállandó** az adott sav erősségét fejezi ki adott hőmérsékleten.

Például az ecetsav savállandóját kifejező tört (25 °C-on): $K_s = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$

Az ecetsav egyensúlyi állandójának kis értéke jelzi, hogy az ecetsav gyenge sav. A savak erősségét számszerűen a savállandóval fejezzük ki. Ha K_s számértéke nagy, akkor az oxóniumionok koncentrációja nagy, az ilyen anyagok erős savak. Hasonlóképpen fejezhető ki a bázisok erőssége is a **bázisállandóval**.

Kérdések és feladatok

1 Jelöld a felsorolt savak képletét, és írd fel diszociációjukat vízben! Készíts táblázatot, amelyben írd fel a savmaradékok nevét is! Savak: salétromsav, kénsav, hangyasav, szénsav.

2 Milyen folyamatokat nevezünk sav-bázis reakcióknak? Jellemezd a sav-bázis reakciókat!

Írj példát, és nevezd meg a savat és a bázist a folyamatban!

3 Készíts bemutatót a háztartásban előforduló savakról, azok kémiai összetételéről, a molekuláik szerkezetéről, a felhasználási módjukról, illetve a biztonságos kezelésükről!

24. lecke

Az oldatok kémhatása. A pH



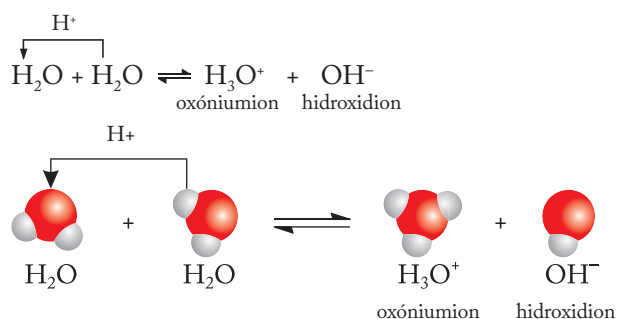
Milyen indikátorhatású növényeket ismersz?



A kémhatás

A savakat és a lúgokat alapvetően kémhatásuk alapján különböztetjük meg egymástól. A savak oldatainak **savas kémhatását** az oldatban lévő **oxóniumionok túlsúlya** okozza. A bázisok vizes oldatainak lúg a neve, ezért oldataik kémhatása lúgos. A **lúgos kémhatás a hidroxidionok túlsúlyából** származik. A háztartási vegyszerek nagy része is savas vagy lúgos kémhatású.

Kísérleti vizsgálatok kimutatták, hogy **oxónium- és hidroxidionok a legtisztább vízben is találhatóak**, bár nagyon csekély mennyiségben. Ezek az ionok a vízmolekulák egymással való kölcsönhatásából származnak. A vízmolekulák közötti reakció során az egyik molekula hidrogéniont (protont) ad át a másik molekulának, amelyet az nemkövető elektronpárja révén megköt. Így két vízmolekulából egy oxóniumion és egy hidroxidion keletkezik:



Protonátadás vízmolekulák között

Tiszta vízben az oxónium- és a hidroxidionok egyensúlyi koncentrációja azonos. A tiszta víz és minden olyan vizes oldat, amelyben az oxónium- és a hidroxidionok egyensúlyi koncentrációja meg egyezik, **semleges kémhatású**:

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

Ha tiszta vízhez savat adunk, akkor a keletkező oxóniumionok a tiszta vízben kialakult ionarányt megváltoztatják, az oxóniumionok száma, koncentrációja növekszik. Ha egy vizes oldatban az oxóniumionok egyensúlyi koncentrációja nagyobb, mint a hidroxidionoké, az oldat **savas kémhatású**. A savas kémhatás kifejezhető az egyensúlyi ionkoncentrációk arányával:

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

Ha viszont egy vizes oldatban a hidroxidionok egyensúlyi koncentrációja nagyobb, mint az oxóniumionoké, az oldat **lúgos kémhatású**:

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

A reakció megfordítható, az oxóniumionok és a hidroxidionok vízmolekulákká alakulhatnak vissza. Az egyensúlyi folyamatban csak nagyon kevés vízmolekula vesz részt.

A tiszta víz 1 dm³-ében 25 °C-on tízmilliomod mol (0,000 0001, azaz 10⁻⁷ mol) oxóniumion és ugyanennyi hidroxidion van. Meghatározták, hogy 1 dm³ tiszta vízben az oxónium- és a hidroxidionok egyensúlyi koncentrációja

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

A kétféle ion koncentrációjának szorzata, a vízion-szorzat a tiszta vízben mindig állandó érték:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2$$

A vízion-szorzat állandóságából következik, hogy ha az egyik ion koncentrációja növekszik, a másiké ugyanolyan arányban csökken.

A pH-skála

A híg vizes oldatok kémhatását, **savasságának**, illetve **lúgosságának mértékét** számszerűen az oldat **oxóniumion-koncentrációjával** fejezik ki.

Pontosabban az oxóniumion-koncentrációt – kellően híg oldatok esetében – egy erre megfelelő matematikai művelettel átalakítva egy 0 és 14 közötti számot kapnak. Ez a szám a pH. Az az oldat, amelynek pH-ja 7, semleges kémhatású, az ennél kisebb pH-érték savas, a nagyobb lúgos kémhatást jelent.

Minél kisebb a pH értéke 7-nél, annál savasabb az oldat kémhatása, minél nagyobb a pH értéke 7-nél, annál erősebben lúgos a kémhatás. A pH-skála tehát számokkal fejezi ki a híg vizes oldatok kémhatásának mértékét.

Néhány példa a pH meghatározására

A 0,1 mol/dm³ HCl-oldatban az oxóniumionok koncentrációja és a pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ mol/dm}^3 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-13} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = 1$$

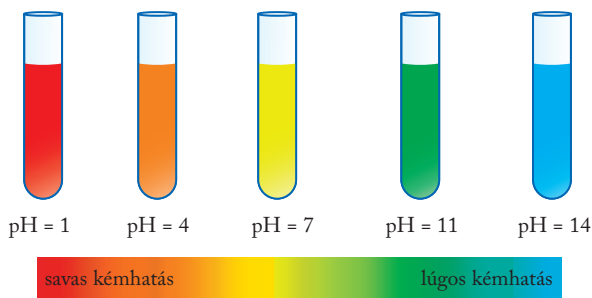
A 0,01 mol/dm³ HCl-oldatban az oxóniumionok koncentrációja és a pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = 2$$

A 0,01 mol/dm³-es NaOH-oldatban az oxóniumionok koncentrációja és a pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ mol/dm}^3 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = 12$$

[H₃O⁺]:	10 ⁰	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ⁻⁷	10 ⁻⁸	10 ⁻⁹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹²	10 ⁻¹³	10 ⁻¹⁴
pH:	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
	savas		semleges										lúgos		



pH 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

Az univerzális indikátor színe különböző pH-jú oldatokban

A savas kémhatású oldat oxóniumion-koncentrációja:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}, \quad \text{a pH} < 7$$

A lúgos kémhatású oldat oxóniumion-koncentrációja:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}, \quad \text{a pH} > 7$$

A semleges kémhatású oldat oxóniumion-koncentrációja:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}, \quad \text{a pH} = 7$$

A savak, illetve a bázisok erősségét ne tévesszük össze a pH-val. A sav vagy bázis erősségén a protonleadó vagy protonfelvevő képességet értjük, míg a pH értéke az oxóniumionok vizes oldatbeli koncentrációjával van szoros összefüggésben. Ha például adott térfogatú és koncentrációjú ecetsavoldathoz több ecetsavat adunk, nagyobb lesz ugyan az oldat oxóniumion-koncentrációja, erősebb a savas kémhatása, amit kisebb pH fejez ki, de a hozzáadott ecetsav molekuláinak továbbra is csak a 4%-a disszociál, a sav erőssége nem változik.

Indikátorok

A vizes oldatok kémhatásának kimutatására **sav-bázis indikátorokat** használunk. Az **indikátorok** olyan vegyületek, amelyeknek a szerkezete és ezzel együtt a **színe is változik az oldat kémhatásától függően**. A legismertebb sav-bázis indikátorok közé tartozik a lakmusz, a fenolftalein és az univerzális indikátor, de ezenkívül még nagyon sok indikátort ismerünk.

Oldat kémhatása	Indikátor		
	Lakmusz	Fenolftalein	Univerzális
Savas	piros	színtelen	piros
Semleges	liláskék	színtelen	sárgászöld
Lúgos	kék	lila	kékeszöld → kék

Az ismertebb indikátorok színváltozása

Ismerünk természetes virág- és zöltségindikátorokat is. Ezek a növények olyan festékanyagokat tartalmaznak, amelyek savas és lúgos közegben más-más szerkezetűek és színűek. A vörös káposzta leveleiben, a lila virágok szirmaiban az antociánok csoportjába tartozó vegyületek vannak, amelyek jól megfigyelhető színváltozással reagálnak a kémhatásváltozásra.

A pH-nak az élő szervezetben is nagy jelentősége van. A vér pH-ja mindig 7,4 körüli érték, a szájé 6,8-7 közötti, a gyomoré 2, a bőrő 5,5. Az anyagcsere folyamán rengeteg savas kémhatást okozó anyag keletkezik. A savas kémhatás felé való eltolódás számos betegség előidézője lehet, különösen ízületi és reumatikus problémák jelentkezhetnek. A szervezetben folyó lassú égés során szén-dioxid keletkezik, amely a vérben szénsavként nyelődik el. Mindez az elsavasodáshoz vezetne, ha a szervezet nem tenne óvintézkedéseket. Például a vérben felszaporodó szénsav ingerként hat a légzőközpontra, gyakoribbá és mélyebbé válik a légzés, így több szén-dioxid távozik a szervezetből.

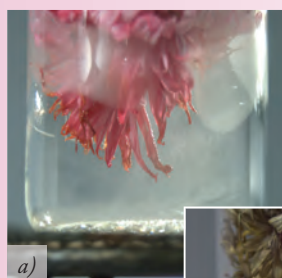
KÍSÉRLET

Virág színváltozása sav- és lúggőzben

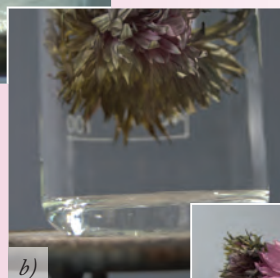
a) Állítsunk egy lila színű virágot nagyobb méretű főzőpohárba, amelynek alján tömény sósav van! Fedjük le a főzőpoharat, helyezük dróthálóra, és Bunsen-égővel melegítsük! A savgőzök hatására a virág színe piros lesz.

b) Ismételjük meg a kísérletet egy másik lila virággal, amelyet tömény ammóniaoldatot tartalmazó főzőpohárba helyezünk! A virág hamarosan zöld színű lesz.

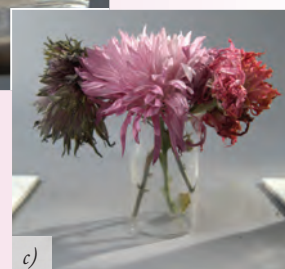
c) Ha a savgőzben megpirosodott virágot állítjuk az ammóniagőzt tartalmazó pohárba, akkor a virág először visszanyeri eredeti lila színét, majd megzöldül.



a)



b)



c)

Milyen kémhatást jelez a virág piros, lila, illetve zöld színe? Mi okozza a pH-tól függő színváltozást?

Kérdések és feladatok

1 Mi okozza a vizes oldatok savas, illetve lúgos kémhatását? Milyen a kémhatása a hidrogén-klorid-gáznak (HCl), illetve oldatának, a sósavnak?

2 Milyen a felsorolt vizes oldatok kémhatása: salétromsavoldat, kálium-hidroxid-oldat? Válassz ki egy indikátort, és állapítsd meg a színét a fenti oldatokban!

3 Készíts bemutatót a háztartásban előforduló lúgos kémhatású anyagokról, illetve oldatokról, azok összetételéről, felhasználási módjukról, biztonságos kezelésükről!

25. lecke

Közömbösítés és hidrolízis

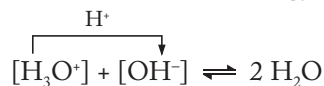


Mi történik minden közömbösítési folyamatban?



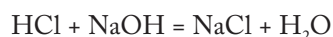
Közömbösítés

A savak és bázisok oldatainak reakciójakor a savból származó oxóniumion a bázisból származó hidroxidionnal vízmolekulává egyesül:

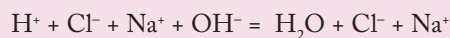


A folyamatban mind a savas, mind a bázisos kémhatás megszűnhet, ezért a folyamatot **közömbösítésnek** nevezik. Ha az összeöntött két oldatban az oxónium- és a hidroxidionok száma megegyezik, akkor a közömbösítés semleges kémhatást eredményez, és ekkor **semlegesítés** a folyamat neve.

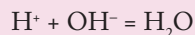
A hidrogén-klorid- és a nátrium-hidroxid-oldat reakcióját a következő egyenlettel írhatjuk le:



A reakció lényegét jobban kifejező ionegyenlet:



A változás még egyszerűbben is jelölhető:



A sósav és a nátrium-hidroxid reakciójakor a változás mindössze annyi, hogy a **savból származó hidrogénionok és a bázisból keletkező hidroxidionok vízmolekulákká egyesülnek**. Az oldatban levő nátrium- és kloridionokkal nem történik változás.

Semlegesítéskor a képződő (és az oldószerként jelen lévő) vízmolekulák mellett maradnak az oldatban kationok és anionok, amelyek az oldat beparlásakor szilárd ionkristályt, **sót** alkotva kiválnak.

Hidrolízis

A **közömbösítés** mindig **exoterm** folyamat, a reakcióhő értéke bármely erős sav és erős bázis egy-egy moljának reakciójakor ugyanakkora: -57 kJ/mol . Ez is jelzi, hogy mindig ugyanaz a kémiai változás játszódik le.

A következő oldalon leírt kísérletben látjuk, hogy nem csak a bázisok és a savak vizes oldatainak lehet savas, illetve lúgos kémhatása. A kísérletben szereplő vegyületek kationokból és anionokból álló ionvegyületek, sók. Ezek többsége jól oldódik a vízben, oldatba kerülő ionjaik gyakran reakcióba is lépnek a vízmolekulákkal.

KÍSÉRLET

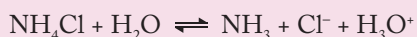
Sók vizes oldatainak kémhatása

Oldjunk fel külön-külön főzőpoharakban kevés vízben nátrium-karbonátot (Na_2CO_3), ammónium-kloridot (NH_4Cl) és nátrium-kloridot (NaCl)! Vizsgáljuk meg az oldatok kémhatását indikátorral! Az elsőben lúgos, a másodikban savas, a harmadikban semleges kémhatást tapasztalunk.



Mi a közös az első és a második reakcióban?
Miért tartozik a hidrolízis a sav-bázis reakciók közé?

A sók ionjainak vízzel való reakcióját hidrolízisnek nevezzük. A hidrolízis protonátadáással járó sav-bázis reakció, amelynek során gyakran jönnek létre savas vagy lúgos kémhatású oldatok. Nézzünk néhány példát a sók hidrolízisére! Az ammónium-klorid oldódásakor lejátszódó reakció:



egyszerűbben jelölve: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

Az NH_4^+ -ionok protont adnak át a vízmolekuláknak. A hidrolízis során keletkezett oxóniumionok miatt az oldat savas kémhatású.

A nátrium-karbonát oldásakor lejátszódó reakció:



egyszerűbben jelölve: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

A CO_3^{2-} -ionok protonokat vesznek át a vízmolekuláktól. A hidrolízis során képződött hidroxidionok következtében az oldat lúgos kémhatású.

A nátrium-klorid ionjai (a Na^+ , illetve a Cl^- ionok) nem lépnek reakcióba a vízmolekulákkal, nem történik hidrolízis, a NaCl vizes oldata semleges kémhatású.

Általában: adott sók vizes oldatának savas vagy lúgos kémhatása hidrolízisük eredménye. A nem hidrolizáló sók oldata semleges, mivel ezek ionjai nem lépnek reakcióba a vízmolekulával, s így az oldat oxóniumion-, illetve hidroxidion-koncentrációját nem változtatják meg.

A sók hidrolízise akkor következik be,

- ha a só kationja protont tud átadni a vízmolekulának, és H_3O^+ -ion képződik, ekkor savas kémhatású lesz az oldat; illetve
- ha a só anionja protont tud felvenni a vízmolekulától, és OH^- -ion képződik, ekkor lúgos kémhatású lesz az oldat.

Általában nem hidrolizálnak az erős savakból és erős bázisokból képződött sók, mint például: NaCl , Na_2SO_4 , NaNO_3 . Hidrolizálnak viszont azok a sók, amelyek gyenge savból és erős bázisból (pl. NH_4NO_3), illetve erős bázisból és gyenge savból keletkeztek, mint például: Na_2CO_3 , CH_3COONa .

Kérdések és feladatok

1 Mitől függ a vizes oldatok kémhatása? Mi a közös a savas, illetve a lúgos kémhatásban? Mi a semleges kémhatás feltétele?

2 Milyen folyamatot nevezünk közömbösítésnek, illetve semlegesítésnek?

3 Keress a világháló segítségével animációt az egy-, illetve többértékű savak esetében a közömbösítésük során bekövetkező pH-változás szemléltetésére!

4 Számítsd ki, hogy 25 cm³ 0,2 mol/dm³-es HCl-oldat közömbösítéséhez hány cm³ 0,1 mol/dm³-es KOH-oldat szükséges!

26. lecke

Elektronátmenettel járó reakciók. Az oxidációs szám

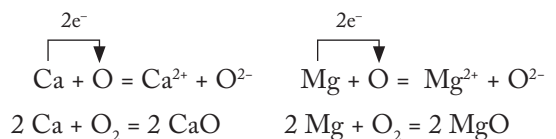
Oxidáció és redukció

Régebben az **oxidáció** egy elem vagy vegyület **oxigénnel való egyesülését**, a **redukció** pedig vele ellentétes kémiai folyamatot, **az oxigén leadását, a vegyületekből való kivonását jelentette**. Ilyen oxidációs és redukciós folyamatokkal gyakran találkozunk környezetünkben is. A szén, a fa égése, a fém tárgyak levegőn álláskor vagy hevítéskor való megváltozása oxidáció. A tiszta fémek fém-oxid-tartalmú ércekből történő előállítása pedig redukció. Az élő szervezetek anyagcsere-folyamataiban is többnyire oxidáció és redukció megy végbe.

Ma már tudjuk, hogy a kétféle folyamatban mindig ugyanaz a szerkezeti változás történik: elektronleadás és elektronfelvétel. Ezért általánosítva oxidációnak és redukciónak nevezünk olyan folyamatokat is, amelyekben esetleg oxigén egyáltalán nem is szerepel.

Redoxireakciók

Ha kalciumdarabkát (Ca) levegőn állni hagyunk vagy lángban hevítünk, akkor a felülete először szürkésfehér színű lesz, majd rövid időn belül az egész fém darab fehér kalcium-oxiddá alakul. A reakcióban a fémes kötések és az oxigénmolekula kovalens kötései felszakadnak, a kalciumatomok elektrontokat adnak át az oxigénatomoknak, így a kalciumatomból kalciumion (Ca^{2+}), az oxigénatomból oxidion (O^{2-}) keletkezik. A folyamat azért megy végbe, mert az oxigén elektronegativitása nagy, míg a kalciumé kicsi. Hasonló reakció játszódik le a magnézium égésekor is.



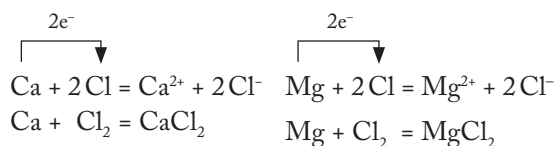
Magnézium égése levegőn



Miért mondhatjuk, hogy az oxidáció és a redukció összetartozó folyamat?



A kalcium és a magnézium azonban nemcsak az oxigénnel, hanem más nagy elektronegativitású elemmel, például a klórgázzal is hasonló reakcióba lép. A klórgázzal való egyesülésekor fehér színű kalcium-klorid, illetve magnézium-klorid keletkezik. A reakcióban a kalcium- és a magnéziumatomok elektronokat adnak le, és kalcium-, illetve magnéziumionokká alakulnak, a klóratomok pedig elektront vesznek fel, és kloridionokká lesznek.



KÍSÉRLET

Magnézium és klórgáz reakciója

Klórgázzal teli hengerbe vaskanálban felmelegített magnéziumport szórunk. Fehér füst képződik, amely kristályos anyag formájában kiválik a henger falán.



Amint látjuk, a kalcium és magnézium oxigénnel, illetve klórral való reakciójának lényege ugyanaz: a kalcium- és magnéziumatomok elektronokat adnak le, az oxigén-, illetve a klóratomok pedig felveszik azokat. A fenti reakciók alapján általánosíthatunk: **oxidációnak** vagy **redukciónak** nevezünk minden olyan folyamatot, amelyben **elektronátadás** történik. Az **oxidáció elektronleadással**, a **redukció pedig elektronfelvétellel** járó folyamat.

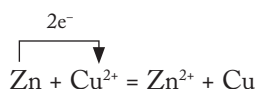
Az eddigiek alapján egyértelmű, hogy az oxidáció nem létezhet vele párhuzamosan végbemenő redukció nélkül, és fordítva, a redukció nem létezhet oxidáció nélkül. Egyik atom csak akkor adhat le elektront, ha a környezetében van elektronfelvételre képes másik atom. Az oxidációs és redukciós folyamatok tehát egyidejűleg mennek végbe, ezért a két reakció együttes neve: **redoxireakció**.

Azokat a kémiai átalakulásokat, amelyek egyidejű elektronleadással és -felvétellel járnak, redoxireakcióknak nevezzük.

Az elektront leadó kémiai részecske **oxidálódik**, az elektront felvevő **redukálódik**. Azok az anyagok, amelyek részecskéi valamely reakcióban **elektront adnak le, redukálószer**ek. Azok az anyagok, ame-

lyek részecskéi valamely reakcióban **elektront vesznek fel, oxidálószer**ek. Összefoglalva: amelyik anyag oxidálódik (elektront ad le), az a redukálószer; amelyik pedig redukálódik (elektront vesz fel), az az oxidálószer. A fenti reakciókban a kalcium és a magnézium redukálószer, az oxigén és a klór oxidálószer.

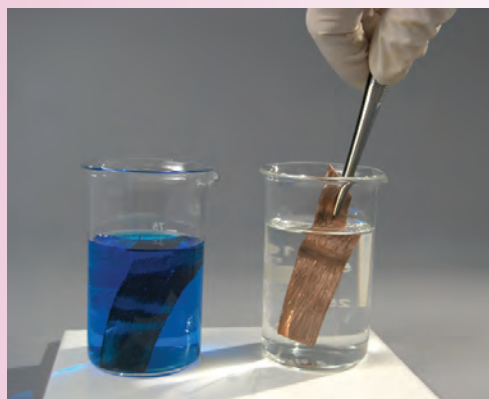
Redoxireakciók nem csak elemek atomjai között mehetnek végbe. Helyezzünk például réz(II)-szulfát-oldatba cinklemezt, illetve cink-szulfát-oldatba rézlemezt, és jelöljük a reakciókat!



KÍSÉRLET

Elektronátmenettel járó reakciók

Kék színű réz(II)-szulfát-oldatba helyezzünk cinklemezt! Színtelen cink-szulfát-oldatba helyezzünk rézlemezt!

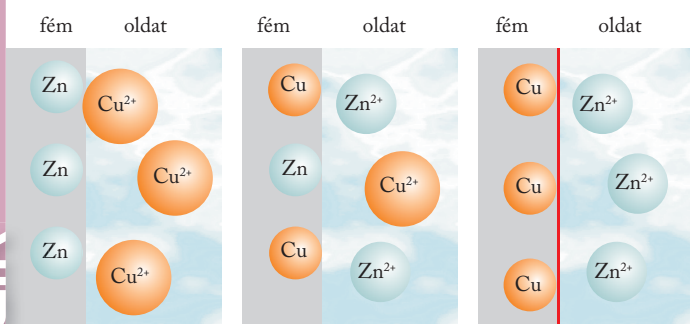


Hamarosan tapasztalhatjuk, hogy a szürke cinklemezen vörös színű szilárd anyag, réz válik ki. A rézlemezen változást nem tapasztalunk.



A cinkatom elektronokat ad át, redukálja a rézionokat, a cink redukálószer. (A szulfationokkal nem történik változás.)

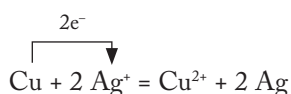
Oxidáció: $Zn = Zn^{2+} + 2 e^-$ redukálószer: Zn
 Redukció: $Cu^{2+} + 2 e^- = Cu$ oxidálószer: Cu^{2+}
 Fordítva a folyamat nem megy végbe, a cinkszulfát-oldat és a rézlemez között nem történik reakció. A rézatomok nem képesek elektront átadni a cinkionoknak.



A fématom és a fémion közötti elektronátadás modellezése

Milyen atomok, illetve ionok oxidálódnak és redukálódnak a modellezett folyamatban?

Ha ezüst-nitrát-oldatba rézlemezt helyezünk, a réz atomjai elektront adnak át, redukálják az ezüstionokat:



Oxidáció: $Cu = Cu^{2+} + 2 e^-$ redukálószer: Cu
 Redukció: $2 Ag^+ + 2 e^- = 2 Ag$ oxidálószer: Ag^+

Ebben az esetben a réz a redukálószer. A folyamat fordítva nem megy végbe, az ezüstatomok nem képesek elektronokat átadni a rézionoknak.

Látjuk, hogy a fémek elektronleadási képessége, redukálóképessége különböző. Vannak fémek, amelyek egyes oldatban lévő fémionoknak képesek elektront átadni, más fémionoknak viszont nem. A fontosabb fémek redukálóképesség szerinti sorrendje a következő:

K Ca Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Ag Hg Au

a redukálóképesség csökken

A redukálóképességi sorban megtalálható a hidrogén is, mivel a hidrogénatom a fémekhez hasonlóan

elektronleadásra képes, tehát lehet redukálószer. Általában a sorban előbbre álló fém képes redukálni az utána álló fém oldatban lévő ionját, miközben a redukáló fém atomja ionként oldatba megy. A fémek redukálóképessége függ az elektronegativitásuktól (kisebb eltérések a fémes szerkezet különbségéből adódhatnak). Általában mondhatjuk, hogy minél kisebb a fém elektronegativitása, annál nagyobb a redukálóképessége.

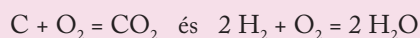
A redukálóképességi sor alapján következtetni lehet arra, hogy valamely fém és egy másik fémion között lejátszódhat-e redoxireakció, vagy sem. Így következtetni lehet például a fémek reakciójára vízzel, savakkal, sóoldatokkal. Például a periódusos rendszer első két csoportjába tartozó, kis elektronegativitású fémek könnyen leadják kevés számú vegyértékelektronjukat, hogy elektronszerkezetük az előttük álló nemesgázokéhoz legyen hasonló. Ezek a fémek könnyen oxidálódnak, erős redukálószer. Például a nátrium és a kálium csak petróleum alatt tárolható, mert a levegő oxigénjével hevesen egyesülnek, oxidálódnak. A periódusos rendszer 16. és 17. csoportjában lévő elemek (oxigén, klór) viszont könnyen vesznek fel elektront vegyértékükre, hogy az utánuk következő nemesgáz elektronszerkezetét elérjék. Ezek a nemfémek könnyen redukálódnak, erős oxidálószer.

Az Antarktisz egyik legmeglepőbb látványa a Taylorgleccserből eredő vörös színű jégfolyás. Ennek oka a legújabb kutatások szerint az, hogy 400 méterrel a gleccser alatt egy oldott oxigént nem tartalmazó tó található, s ebben redukáló baktériumok élnek, amelyek vas(III)-ionokat is redukálnak vas(II)-ionokká. A tó vasban gazdag tartalma ma még nem ismert geológiai folyamatok révén időnként a felszín közelébe jut, s ilyenkor a levegővel való érintkezés hatására a vas(II)-ionok vas(III)-ionokká oxidálódnak, melyek a vizet és a környezetét vörösre festik.



Az oxidációs szám

A redoxireakció járhat teljes vagy részleges elektronátadással. Az egyszerű ionok oxidációs állapotára (oxidálódnak vagy redukálódnak a folyamatban) töltésük előjele (és száma) alapján következtethetünk. Például a kalcium és a klór között teljes elektronátadás megy végbe, pozitív töltésű kalciumion (Ca^{2+}) és negatív töltésű kloridion (Cl^-) keletkezik. Más folyamatokban azonban nem ilyen egyszerű a helyzet. A szén égésekor szén-dioxid-gáz keletkezik. A hidrogén és oxigéngáz egyesülésekor vizet kapunk:



A szén-dioxid és a víz nem ionvegyület, hanem kovalens kötésű molekulákból épül fel. Ebben az esetben nem teljes, csak részleges elektronleadás és elektronfelvétel lehetséges. A molekulákban a létrejött kovalens kötések azonban polárisak. Elektronegativitástól függően az atomok részleges negatív, illetve pozitív töltést nyernek. A kovalens kötésű atom részleges töltését az atom vegyjele fölé írt oxidációs számmal jellemezzük.

A molekulában kötött atom oxidációs száma annak a töltésnek a számértéke, amit úgy kapunk meg, hogy a kötő elektronpárokat gondolatban a nagyobb elektronegativitású atomhoz rendeljük.

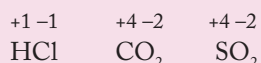
Nézzünk néhány példát az oxidációs szám megállapítására és jelölésére!

A hidrogén-klorid-molekulában ($\text{H} - \text{Cl}$) a hidrogénatom oxidációs száma: +1, a klóratomé: -1.

A szén-dioxid-molekulában ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$) a szénatom oxidációs száma: +4, az oxigénatomé: -2

A kén-dioxid-molekulában ($\text{O}=\text{S}=\text{O}$), a kénatom oxidációs száma: +4, az oxigénatomé: -2.

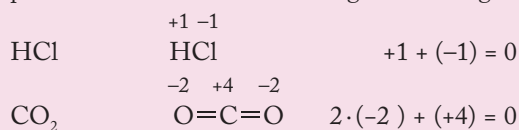
Az oxidációs számok jelölése:



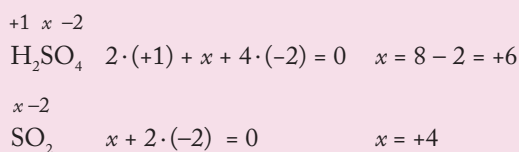
Néhány fém atomja többféle pozitív iont is képezhet. Például a vas, amely +2 és +3 oxidációs számmal is előfordulhat (FeCl_2 , FeCl_3), vagy a réz (Cu), amelynek +1 és +2 oxidációs száma ismert (CuCl , CuCl_2). A mangán +7, +6, +3, +4, +2 oxidációs állapotú lehet. Általában ezeknek az ionoknak a színe is eltérő. Például a FeCl_2 -oldat a Fe^{2+} -ionoktól zöld, a FeCl_3 -oldat pedig a Fe^{3+} -ionoktól sárga színű. A Fe^{2+} -ionokat szokás Fe(II), a Fe^{3+} -ionokat Fe(III) jelöléssel feltüntetni. A többi, változó oxidációs számú iont hasonlóan jelölik: Cu(I), Cu(II) stb.

Az oxidációs szám megállapításához néhány szabályt figyelembe kell venni.

1. Az elemekben az atomok oxidációs száma nulla vagy zéró.
2. Az egyszerű ionok oxidációs száma előjelben és számértékben megegyezik valódi töltésükkel.
3. A molekulában a két atom közötti kötő elektronpárokat mindig a nagyobb elektronegativitású atomhoz rendeljük, ennek az oxidációs száma negatív előjelű lesz, a másik kapcsolódó atomé pedig pozitív.
4. A molekulában a hidrogénatom oxidációs száma +1. Az oxigénatomé a legtöbb esetben -2.
5. A molekulában az oxidációs számok algebrai összege mindig 0. Tekintsük például az alábbi molekulákat alkotó atomok oxidációs számait, és képezzük az oxidációs számok algebrai összegét:

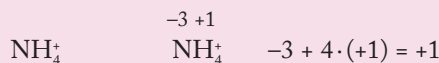


A molekulában bármelyik atom oxidációs számát kiszámíthatjuk a többi ismeretében. Például a kén oxidációs száma különböző vegyületeiben:



Láthatjuk, hogy adott atomnak az oxidációs száma eltérő lehet különböző vegyületeiben.

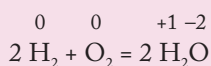
6. Az összetett ionokban az atomok oxidációs számának összege egyenlő az ion töltésszámával.



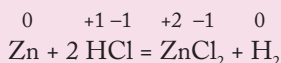
A kénatom oxidációs száma a szulfátionban (SO_4^{2-}): +6,

a nitrogénatomé a nitrátionban (NO_3^-): +5.

Az oxidációs számok segítségével a redoxifolyamatok pontosabban értelmezhetők. A hidrogén- és az oxigéngáz reakciójakor: a hidrogén oxidációs száma 0-ról +1-re változik, oxidálódik. Az oxigén oxidációs száma 0-ról -2-re csökken, redukálódik.



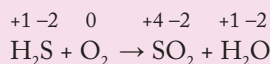
A cink a sósavban hidrogénfejlődés közben oldódik. A cink oxidációs száma 0-ról +2-re nő, oxidálódik. A hidrogén oxidációs száma +1-ről 0-ra csökken, tehát redukálódik. A klór oxidációs száma a folyamatban nem változik.



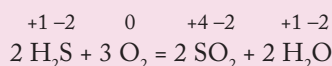
Redoxireakciónak tekintünk minden olyan kémiai átalakulást, amelyben oxidációs szám-változás történik. Az oxidációs szám növekedése oxidációt, csökkenése pedig redukciót jelent.

Az oxidációs számok ismerete megkönnyíti a redoxireakciók egyenleteinek rendezését. Arra kell figyelniünk, hogy amennyivel az egyik atom oxidációs száma nő, ugyanannyival csökken a másiké. Nézzünk erre is példát!

A kénhidrogén-gáz égésének folyamata:



A kén oxidációs száma -2-ről +4-re nő, az oxigéné 0-ról -2-re csökken, a hidrogén oxidációs száma nem változik. Az egyenletben az együtthatókat úgy kell megválasztani, hogy az oxidációs szám-változások kiegyenlítsék egymást, ezért a vegyülő kénatomok és oxigénatomok aránya 1:2. Figyelembe véve, hogy az oxigén kétatomos molekulából áll, a reakcióegyenlet:



A reakcióban a kénatomok oxidációs száma nő (oxidálódnak), a kénhidrogén a redukálószer, az oxigénatomok oxidációs száma csökken (redukálódnak), az oxigén az oxidálószer.

- 1 Milyen folyamatot nevezünk redoxireakciónak?
- 2 Mit értünk redukálószeren, illetve oxidálószeren egy redoxireakcióban?
- 3 Mi oxidálódik, illetve redukálódik az alábbi folyamatokban?
a) $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$,
b) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.

Kérdések és feladatok

- 4 Rendezd az alábbi redoxireakciók egyenleteit! Állapítsd meg: mi oxidálódik és mi redukálódik a folyamatban, továbbá melyik anyag az oxidálószer, és melyik a redukálószer!
a) $\text{AgNO}_3 + \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$,
b) $\text{FeSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Fe}$,
c) $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$.

27 lecke

Kémiai energiaforrások. A galván- elemek és alkalmazásuk



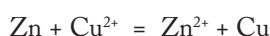
Mi a feltétele az elektromos áram termelődésének adott redoxi-reakcióban?

Számunkra már természetes mindaz, amit az elektromosság felfedezése, az elektromos áram (energia) termelése és felhasználása tesz lehetővé: a mosógép, a hűtőszekrény, a számítógép, a videó, a mobiltelefon használata, a galvanizálás, a fénycsőben úszó helyiségek, az ipari elektrolízisek, a korrózióvédelmi eljárások stb. Gyertyát legfeljebb csak nosztalgiaiból, a hangulat kedvéért gyújtunk.

A **redoxireakciók** megfelelő berendezésekben felhasználhatók a **kémiai energia elektromos energiává vagy az elektromos energia kémiai energiává való átalakítására**. Az elektrokémiai reakciók olyan **redoxireakciók**, amelyekben az oxidáció és a redukció a folyékony és a szilárd anyag érintkezési felületén megy végbe, térben egymástól elkülönítve. Ilyen berendezések a **galváncellák** és az **elektrolizáló cellák**.

A galvánelemek

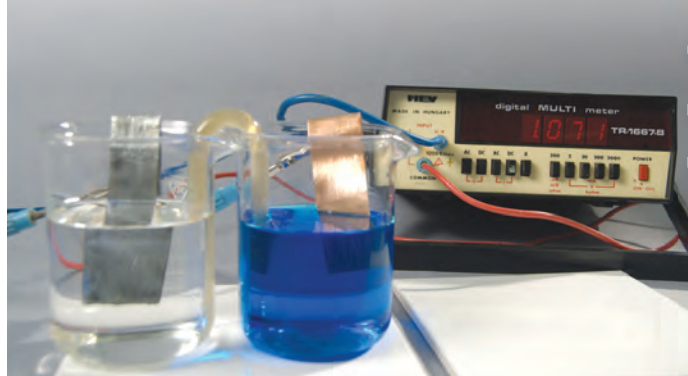
A redoxireakciók megfelelő berendezésekben, az úgynevezett **galváncellákban** elektromos áram termelésére is felhasználhatók. Már tudjuk, ha réz(II)-szulfát-oldatba cinklemezt helyezünk, redoxireakció játszódik le, a cinkatomok redukálják az oldatban lévő rézionokat. A folyamat jelölése:



Fordítva a reakció nem megy végbe, a rézatom nem redukálja az oldatban lévő cinkionokat.

A fenti kísérletben **az elektronátadás közvetlenül** megy végbe, a rézionok a cink felületéről veszik fel az elektronokat. **Az elektronleadást és elektronfelvételt azonban térben el is választhatjuk egymástól**. Erre a célra megfelel az alábbi fotón látható berendezés, amely 1 mol/dm³ koncentrációjú cink(II)-szulfát-oldatba merülő cinklemez és azonos koncentrációjú réz(II)-szulfát-oldatba merülő rézlemez tartalmaz. A két oldatot sóhid köti össze, a fémlemezket pedig fémes vezető segítségével egy feszültségmérő berendezéshez kapcsoltuk.

Galvánelem összeállítása



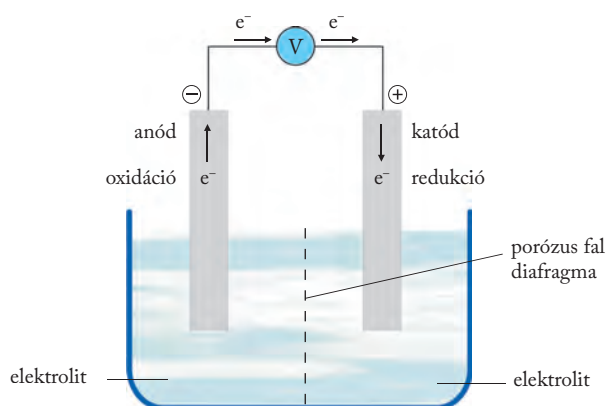
Ha a két fémlemez fémes vezetővel összekötjük, a cinklemez cinkionok képződése közben folyamatosan oldódik. Az oldatba ment cinkionok leadott elektronjai a fémes vezetőn keresztül átáramlanak a rézlemezre, ahol az oldatban lévő rézionok az elektronokat felveszik, és rézatomokká alakulva kiválnak az oldatból. Ily módon **az oxidáció és a redukció folyamatát térben elkülöníthetjük egymástól**, ugyanakkor a fémlemezeket összekötő vezetőn keresztül folyamatosan áramlanak az elektronok a cinklemez felől a réz felé. A vezetőben folyó elektromos áramot különböző módon (pl. az áramkörbe kapcsolt izzólámpával) ki is mutathatjuk. A berendezésben az elektronok egyirányú áramlása következtében **elektromos áram termelődik**. Folyamatos az áramtermelés, ha az áramkör zárt, mert ekkor az oldatban keletkező töltés többletet a sóhídon átáramló pozitív, illetve negatív ionok kiegyenlítik. Az elektrolitoldatok közötti kapcsolatot nemcsak sóhíd segítségével biztosíthatjuk. Ha egyetlen edényben, például üvegcsőben állítjuk össze a galváncellát, akkor diafragma alkalmazásával érhetjük el, hogy az elektrolitoldatok érintkezzenek, de ne keveredjenek egymással.

Az áramtermelésre alkalmas berendezések a **galvánelemek vagy galváncellák**. (Galváncella akkor, ha nincs rákapcsolva fogyasztó.) A galvánelemekben a kémiai reakciók energiája elektromos energiává alakul át. A galváncella részei:

Elektrolit: a szabadon mozgó ionokat tartalmazó, áramvezetésre alkalmas oldatok.

Elektród: az elektrolit és a vele közvetlenül érintkező fémes vezetők:

- **anód:** felületén oxidáció megy végbe (negatív töltésű),
- **katód:** felületén redukció megy végbe (pozitív töltésű).



Galvánelem modellje

Fémes vezető: fémhuzal, amely összeköti az elektródokat, és így biztosítja az elektronok mozgását az elektródok között.

Diafragma: az elektrolitok keveredését megakadályozó porózus fal, amely az ionok diffúziója révén biztosítja az oldatokban a töltés kiegyenlítődést.

Sóhíd: általában telített kálium-klorid-oldatból zselatinnal vagy agaragarral készített gél, amely a galváncellában a két elektrolitoldat közötti elektromos összeköttetést biztosítja.

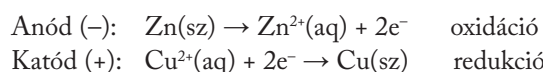
Legismertebb a cink- és rézelektrodokból álló **Daniell-elem**, amelynek jelölése:



vagy rövidebben:

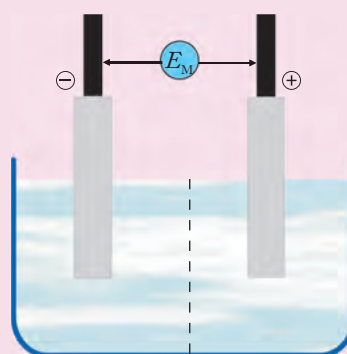


A Daniell-elemben a következő reakciók mennek végbe az elektródokon:



Ahhoz, hogy a rézionok folyamatosan rézatomokká alakulhassanak, az elektronoknak folyamatosan kell áramlaniuk a cinkről a rézlemezre, azaz a cinkionoknak folyamatosan oldódnuk kell. Az elektron többlettel rendelkező cink a galvánelem negatív sarka, az elektronokat felvevő réz a pozitív sarok. Az az elektród, amelyiken **oxidáció** történik, az **anód**, az pedig, amelyiken **redukció** megy végbe, a **katód**.

Ha a Daniell-elem két elektródját feszültségmérő műszerrel kapcsoljuk össze, akkor a műszer a galváncella két sarka között 1,10 V potenciálkülönbséget jelez. A galváncella elektródjai között akkor a legnagyobb a potenciálkülönbség (feszültség), ha a cellán



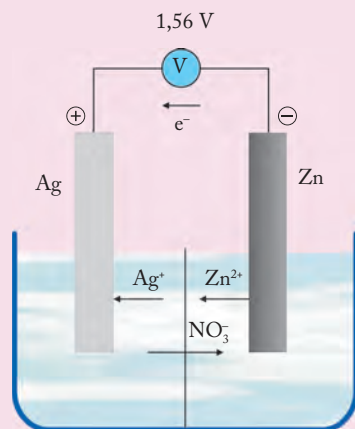
Az elektromotoros erő szemléltetése

Mit kellene változtatni a rajzon, hogy galváncellává, illetve galvánelemmé alakítsuk?

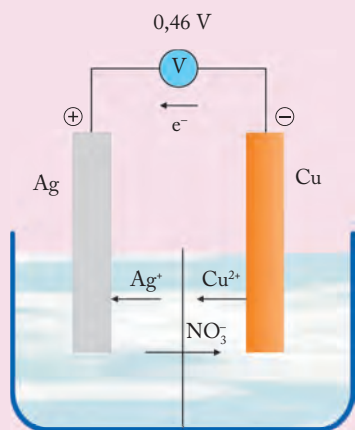
nem folyik át áram. **A galvánelem elektródjai között ekkor mért legnagyobb potenciálkülönbség a galvánelem elektromotoros ereje.** Az elektromotoros erő jele: E_{ME} , mértékegysége: V (volt).

Az elektromotoros erő nagysága függ az elektródok anyagi minőségétől és az oldat koncentrációjától. A galvánelem működése közben ennél kisebb potenciálkülönbséget mérnek, ami a galvánelem **kapocsfeszültsége**.

Bármilyen fémből készíthetünk elektródot, és a megfelelő elektródok segítségével galváncellát. Ha például a Daniell-elem rézelektrodját ezüstelektrod-dal (1 mol/dm³ koncentrációjú AgNO₃-oldatba merülő ezüstlemez) cseréljük ki, akkor a két elektród között 1,56 V lesz a potenciálkülönbség; ha pedig a cinkelektrodját cseréljük ezüstelektrodra, akkor 0,46 V potenciálkülönbséget mérhetünk.



Ezüst és cink galvánelem modellje
Melyek az ezüst és cink galvánelem elektródjai? Jelöld ezt a galvánelemet!



Ezüst és réz galvánelem modellje
Állapítsd meg az ábrák és a fémek redukálóképessége alapján, hogy két fém közül melyik lesz mindig a katód, és melyik az anód!

A standardpotenciál

Egy galváncella esetében csak a két elektród közötti potenciálkülönbség mérhető, amelyet az illető galváncella elektromotoros erejének nevezünk. A fémes vezető és az oldat (amelybe merül) közötti potenciálkülönbséget, amely az illető fémre jellemző lenne,

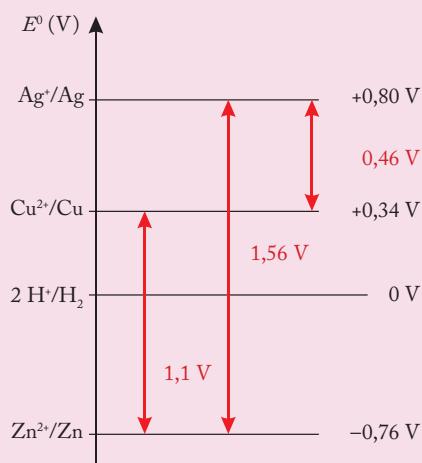
Elem	Elektródreakció	Standardpotenciál (V)
K	K ⁺ /K	-2,92
Ca	Ca ²⁺ /Ca	-2,87
Na	Na ⁺ /Na	-2,71
Mg	Mg ²⁺ /Mg	-2,38
Al	Al ³⁺ /Al	-1,66
Zn	Zn ²⁺ /Zn	-0,76
Fe	Fe ²⁺ /Fe	-0,44
Sn	Sn ²⁺ /Sn	-0,14
H ₂	2 H ⁺ /H ₂	0,00
Cu	Cu ²⁺ /Cu	+0,34
I ₂	I ₂ /2 I ⁻	+0,54
Ag	Ag ⁺ /Ag	+0,80
Hg	Hg ²⁺ /Hg	+0,86
Br ₂	Br ₂ /2 Br ⁻	+1,08
Cl ₂	Cl ₂ /2 Cl ⁻	+1,40

Néhány elektródreakció standardpotenciálja (E^0)

nem tudjuk megmérni. A különféle elektródok között ható potenciálkülönbség azonban megmérhető, és így a kívánt elektromotoros erejű galváncella készíthető. Ehhez azonban választani kell egy olyan elektródot, amelyhez az összes többinek a potenciálját viszonyítjuk. Összehasonlítási elektródnak a **standard hidrogénelektrod**ot választották, amelynek **potenciálját nullának** tekintjük.

A standard hidrogénelektrod 1 mol/dm³ koncentrációjú oxóniumion- (H₃O⁺)-oldatba merülő platinalemez. Működés közben az oldatban 0,1 MPa nyomású, 25 °C-os hidrogéngázt buborékoltatnak keresztül.

Állítsunk össze olyan galvánelemet, amelynek egyik elektródja a standard hidrogénelektrod, másik elekt-



Az elektromotoros erő meghatározása a standardpotenciálok ismeretében

ródja a vizsgált fém, amely saját ionjának 1 mol/dm^3 koncentrációjú oldatába merül! Az ilyen galvánelem elektromotoros ereje a vizsgált elektród **standardpotenciálja**. (25°C -on és $0,1 \text{ MPa}$ nyomáson). Jele: ε^0 , mértékegysége: V (volt).

Az előző táblázatból láthatjuk, hogy például a cinkelektrod standardpotenciálja $-0,76 \text{ V}$, a réz $+0,34 \text{ V}$. A standardpotenciál-értékek előjele az adott elem elektronleadási hajlamára utal. A negatív előjel azt jelenti, hogy az elem a hidrogénnél nagyobb mértékben hajlamos az elektronleadásra, a pozitív előjel viszont azt jelenti, hogy az elem elektronleadási készsége kisebb, mint a hidrogéné. A standardpotenciál tehát az elem redukciós vagy oxidációs hajlamát fejezi ki. A galvánelem elektromotoros ereje (E_{ME}) a standardpotenciálok ($\varepsilon_{\text{katód}}^0$ és $\varepsilon_{\text{anód}}^0$) különbségéből számítható:

$$E_{\text{ME}} = \varepsilon_{\text{katód}}^0 - \varepsilon_{\text{anód}}^0$$

ahol $\varepsilon_{\text{katód}}^0$ mindig a pozitívabb, a kevésbé negatív standardpotenciálú elektród.

A Daniell-elem elektromotoros ereje:

$$E_{\text{ME}} = +0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$$

Számítsuk ki a következő összeállítású galvánelem elektromotoros erejét!

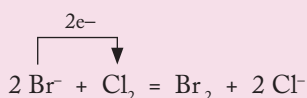


$$E_{\text{ME}} = \varepsilon_{\text{katód}}^0 - \varepsilon_{\text{anód}}^0 = +0,80 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,56 \text{ V}$$

A standardpotenciálok alapján a redoxireakciókat pontosabban értelmezhetjük. Általában a kisebb (negatívabb) standardpotenciálú fém képes elektront leadni, azaz redukálni a nagyobb (pozitívabb vagy kevésbé negatív) standardpotenciálú fém oldatban lévő ionjait.

Például a réz(II)-szulfát-oldatból csak a réznél kisebb elektródpotenciálú fémek választhatnak ki rezet, a nagyobb elektródpotenciálú fémek azonban nem. A legismertebb redoxireakciók **a fémek és a fémionok** között mennek végbe. A savak oldataiban lévő hidrogénionokat is csak azok a fémek tudják redukálni, amelyek standardpotenciálja kisebb, mint a hidrogéné. Ezért oldódik fel például sósavban a cink és a vas, de nem oldódik a réz vagy az ezüst.

Vannak azonban olyan redoxireakciók is, amelyekben **nemfémes elemek és ionok** vesznek részt. A standardpotenciálok alapján ezek lejátszódására is következtethetünk.



A bromidionok elektront adnak át a klóratomoknak, és brómatomokká oxidálódnak. A klóratomok az elektronokat felvéve kloridionokká redukálódnak. A klór standardpotenciálja: $+1,40 \text{ V}$, a brómé: $+1,08 \text{ V}$. A nagy (pozitívabb) standardpotenciálú klór tehát oxidálni képes a nála kisebb (kevésbé pozitív) standardpotenciálú bróm ionjait. (Fordítva a reakció nem játszódik le, a bróm nem képes oxidálni a kloridionokat.) Általában: a nagyobb standardpotenciálú nemfémes elem képes oxidálni a kisebb standardpotenciálú nemfémes elem oldatban lévő ionjait. **Azok az elemek, amelyeknek standardpotenciálja nagyon kicsi, erős redukálószer, a nagy standardpotenciálúak viszont erős oxidálószer.**

KÍSÉRLET

Kálium-bromid-oldat és klór reakciója

Kémcsőben lévő színtelen kálium-bromid-oldathoz (KBr) öntsünk kevés klóros vizet (lehet hipó is)! Hamarosan látni fogjuk, hogy az oldat a kiváló brómtól sárgásbarnára színeződik. Ezután öntsünk a kémcsőbe kb. kétujjnyi szén-tetrakloridot, rázzuk össze a kémcső tartalmát, és hagyjuk állni! Hamarosan két fázis alakul ki, alul a szén-tetrakloridos, felül a vizes fázis. A kálium-bromid-oldatban K^+ - és Br^- -ionok vannak. A klóros víz elemi klórt (Cl_2) tartalmaz oldva.



Melyik fázisban jelenik meg a bróm sárgásbarna színe? Miért helyezkedik el alul a szén-tetrakloridos fázis?

A galvánelemek alkalmazása

Az elmúlt évtizedekben olyan, a galvánelemek elvén működő **szárazelemek** terjedtek el, amelyekben az elektrolit szilárd vagy kocsonyás állapotú. A zsebrádiókban, az elemlámpákban használatos elemek is szárazelemek. Két különböző fémből (fémes vezetőből) és porózus anyaggal felitatott elektrolitokból állnak. A szárazelemek többségét kimerülésük után újratölteni nem lehet, bár ma már készülnek olyan típusok is, amelyek újratölthetők. Továbbfejlesztett változatai a ma forgalomban lévő gomb- és ceruzaelemek.



Gomb- és ceruzaelemek

Ismerünk olyan szárazelemeket, amelyekben lúg (KOH) az elektrolit, az elektródok pedig különféle fémek (Zn, Cd, In), illetve fém-oxidok (MnO₂, HgO, Ag₂O) lehetnek. Például a kadmium-higany-oxid elem áramtermelő cellareakciója:



A nagyon mérgező kadmium és higany-oxid miatt ez az elem már kezd eltűnni, helyette a veszélytelenebb, de drágább cink-ezüst-oxid cellát alkalmazzák például karórákban, hallókészülékekben, digitális hőmérőkben, illetve sokféle háztartási és műszaki készülékben. Az elemeken fel is tüntetik, hogy nem tartalmaz mérgező fémet (pl. 0% Hg). Az újabban elterjedt elemekben az anód fémes lítium, ezek nagyon könnyű és hosszabb élettartamú elemek, amelyeket szívritmus-szabályozókban vagy ceruzaelemként is használnak. A lítium nagyon reakcióképes alkálifém, ezért még kimerült állapotában is nagyon veszélyes lehet. Az elhasznált szárazelemek az alkalmazott nehézfémek és a savas vagy lúgos elektrolitok miatt mindenképpen veszélyes hulladéknak számítanak. Ezért környezetünk és egészségünk megóvása érdekében ezeket külön, e célra kijelölt tartályokban kell összegyűjteni.

Az **akkumulátorok** olyan áramtermelő berendezések, amelyek lemerülésük után feltölthetők, azaz bennük a kémiai folyamat megfordítható.

Az **ólomakkumulátorok** egy-egy cellája két sűrű szövésű ólomrácelektrodát tartalmaz. Töltött állapotban az egyik rács szivacsos szerkezetű ólommal (Pb), a másik ólom(IV)-oxiddal (PbO₂) van megtöltve. Az elektrolit 30%-os kénsavoldat. A feszültség cellánként 2,06 V. Több cella összekapcsolásával nagyobb feszültséget nyernek.

Az akkumulátor „kiszülesekör” mindkét elektródon ólom(II)-szulfát rakódik le, és víz keletkezik. Ha a kimerült akkumulátor elektródjaira ellentétes irányú egyenáramot kapcsolunk, akkor az eredeti állapotot állítjuk vissza. Feltöltéskor visszaalakul az ólom, illetve az ólom(IV)-oxid-bevonat.



Az ólomakkumulátor egy cellájának felépítése

Gépjárművekben az akkumulátor főként indításkor van kitéve nagy igénybevételnek, mivel nagy áramerősséget kell leadnia. Áramtermeléskor az ólom(II)-szulfát és a víz képződése miatt a kénsavnak csökken a sűrűsége. Újratöltéskor a teljes feltöltést legegyszerűbben a kénsav sűrűségének mérésével lehet ellenőrizni. A mobiltelefonok és sok más elektronikus eszköz is feltölthető akkumulátorokkal működik.

Az elhasznált „kimerült” akkumulátorokat nem szabad eldobni, mert ólom- és savtartalmuk miatt súlyosan szennyezik a talajt, a környezetet. Kijelölt helyeken kell összegyűjteni, majd elszállítani az újrafeldolgozó vagy a megsemmisítő helyekre.



A tüzelőanyag-cella

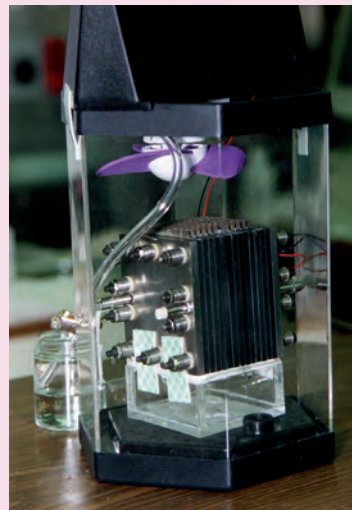
Manapság a kutatás és a tudományos érdeklődés középpontjában olyan **tüzelőanyag-cellák** állnak, amelyek működése az oxigén és hidrogén vízzé alakulásának redoxireakcióján alapul.

Felfedezője W. Robert **Grove**, aki 1838-ban vette észre, hogy víz platinaelektrodok közötti elektrolízisekor az áram kikapcsolása után egy ellentétes irányú áram kezd folyni, miközben az egyik platinaelektrodnál fejlődött hidrogén oxidálódik (elektront ad le), míg a másik platinaelektrodnál fejlődött oxigén redukálódik (elektronokat vesz fel). Tehát a vízbontás fordított folyamatát szobahőmérsékleten, platinakatalizátor mellett jó hatásfokkal lehet elektromos energia termelésére fordítani. Ehhez hasonló hidrogén-oxigén cellát használnak ma az űrhajókban elektromos energia termelésére.

A tüzelőanyag-cella működésének lényege, hogy az egyik oldalon betáplált hidrogén és a másik oldalon adagolt oxigén katalizátor segítségével atomokra bomlik, majd a hidrogénatom elektront leadva protonná alakul. A protonok az elektronokat felvevő oxidionokkal (az oxigénatomokkal) vízzé egyesülnek. A leadott és áramló elektronok biztosítják az elektromos energiát. A szükséges oxigént a levegőből, a hidrogént főként földgázból, metanóból vagy etanóból nyerik.

Ma már sokféle összeállítású tüzelőanyag-cella előállításával próbálkoznak, de a működési elvük hasonló. A tüzelőanyag-cellák működése folyamatos (állandó üzemanyag-adagolás esetén), és káros anyag nem termelődik.

A metil-alkohol-alapú tüzelőanyag-cellák kifejlesztésében **Oláh György** magyar származású kémikus ért el jelentős eredményeket. Munkásságát 1994-ben Nobel-díjjal ismerték el.



Tüzelőanyag-cella

- 1 Mi a feltétele annak, hogy redoxireakciók során elektromos energia termelődjék?
- 2 Jelöld azt a galvánelemet, amelyben cinkionok válnak ki, és alumíniumionok mennek oldatba! Melyik elektród lesz a galvánelem pozitív, illetve negatív sarka? Melyik lesz a katód, és melyik az anód?
- 3 Nézz utána az interneten, majd állíts össze egy gyümölcsselemet! Rajzold le az összeállított galvánelem modelljét!
- 4 Állapítsd meg, hogy az alábbi jelölt reakciók közül melyek mennek végbe, és miért! Jelöld a reakciókat! a) $\text{Ag} + \text{Zn}^{2+}$, b) $\text{Ca} + \text{Pb}^{2+}$, c) $\text{Al} + \text{Fe}^{2+}$, d) $\text{Cu} + \text{Mg}^{2+}$.
- 5 Mi a különbség a szárazelemek és az akkumulátorok működése között?
- 6 Nézz utána az interneten vagy szakkönyvekben, hogy miért tartják a tüzelőanyag-cellákat a jövő energiaforrásainak! Milyen feladatokat kell a kutatóknak még megoldaniuk széles körű elterjedésükhöz?
- 7 Készíts házi dolgozatot vagy bemutatót „A gyakorlatban használt elektrokémiai áramforrások” címmel! Térj ki az összetételükre, felépítésükre, működésükre, felhasználási területükre, illetve a környezetvédelmi vonatkozásokra!

Kérdések és feladatok

28. lecke

Az elektrolízis és alkalmazásai

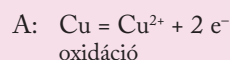
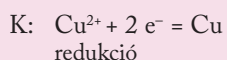
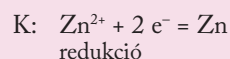
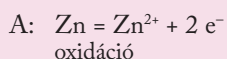


Galvanizáláskor melyik fémeket alkalmazzák katódként, és melyiket anódként?

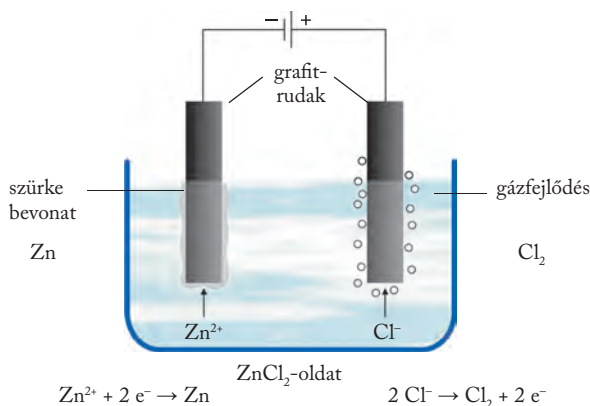
Az elektrolízis

Ha a galváncellára kellően nagy külső feszültségforrást kapcsolunk, akkor a cellafolyamatok ellentétes irányba mennek végbe, a galváncella **elektrolizáló cellává** válik, amelyben az elektromos energia kémiai energiává alakul át.

Galváncella \longrightarrow Elektrolizáló cella



Az elektromos áram hatására bekövetkező kémiai változások összességét **elektrolízisnek** nevezzük. Az elektrolízist előidézhetjük úgy, hogy az ionokat tartalmazó oldatot vagy olvadékba elektródokon keresztül egyenáramú elektromos áramot vezetünk. Az elektrolizáló cellában az áramforrás negatív sarkához tartozó elektródon, a katódon elektronfelvétel, **redukció**, a pozitív sarokhoz tartozó anódon pedig elektronleadás, **oxidáció** megy végbe. Az anód és a katód elnevezés a rajtuk végbemenő reakciótól és nem a töltésüktől függ.



Cink-klorid-oldat elektrolízisének modellje

Figyeljük meg a cink-klorid- (ZnCl_2)-oldat elektrolízisét az ábrán! Az áramforrás bekapcsolásakor az oldatban lévő pozitív töltésű cinkionok a negatív töltésű elektródhoz, a negatív töltésű kloridionok pedig a pozitív töltésű elektródhoz vándorolnak, ahol töltésüknek megfelelően elektronokat vesznek fel, illetve adnak le. Elektrolíziskor is igaz, hogy a katódon mindig redukció, az anódon pedig oxidáció játszódik le.

Katód (-): $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$ redukció

Anód (+): $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 e^-$ oxidáció

Elektrolíziskor:

Katód (-): redukció (elektronfelvétel)

Anód (+): oxidáció (elektronleadás)

A HCl-oldatban (sósavban) a vízmolekulákon kívül H^+ - és Cl^- -ionok vannak. Elektrolíziskor az anódon a kloridionok elektront adnak le, kloratomokká oxidálódnak, majd a kloratomokból klórmolekula lesz, klórgáz képződik:

Anód (+): $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 e^-$ oxidáció

Katód (-): $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ redukció

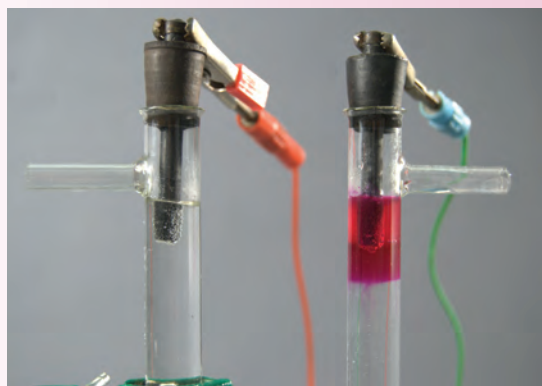
KÍSÉRLET

Nátrium-klorid-oldat elektrolízise

U-csőbe öntsünk fenolftalein indikátort tartalmazó nátrium-klorid-oldatot! Merítsünk az oldatba két grafitrudat, amelyeket (4–6 V) egyenáramú áramforrás sarkaival kapcsolunk össze! Hamarosan mindkét grafitrud környezetében gázfejlődést tapasztalunk. Az áramforrás negatív sarkához kapcsolt grafitrud körül az oldat színe sötét rózsaszínűre változik. A másik grafitrudon kellemetlen, szúrós szagú klórgáz képződik.

Anód (+): $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 e^-$ oxidáció

Katód (-): $2 \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ redukció



Minek az alapján különböztetjük meg a katódot és az anódot elektrolíziskor?

A KCl-oldat elektrolíziséhez melyik elektród környezetében lesz lúgos kémhatású az oldat?

Mi ennek az oka?

A vízmolekulákban levő, +1 oxidációs számú hidrogén elektronfelvétellel 0 oxidációs állapotú hidrogénatommá redukálódik. A hidrogénatomok hidrogénmolekulákká egyesülnek. A képződő hidroxidionoktól a katód környezetében az oldat lúgos kémhatású. Ezt jelzi a fenolftalein indikátor rózsaszín színe. Az elektródreakciókban tehát a vízmolekulák és a kloridionok vettek részt, a nátriumionokkal nem történt változás, az oldatban maradtak! Ha nem grafit-, hanem higany-elektrodot alkalmazunk katódként, akkor a nátriumionok leválása következik be. Az elektródreakcióban tehát az elektród anyagi minőségének is van szerepe. Ennek az az oka, hogy elektrolíziskor mindig az a reakció játszódik le, amelyikhez az adott körülmények között a legkevesebb energia szükséges.

A víz elektrolízisekor az alábbi elektród-folyamatok mennek végbe:

Anód (+): $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 0,5 \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 e^-$

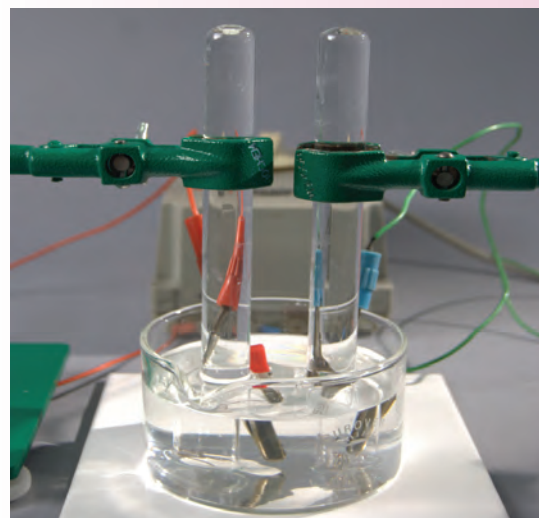
Katód (-): $2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

A víz elektrolízisekor tehát az elektródokon hidrogéngáz és oxigéngáz képződik 2:1 térfogatarányban, a katód környezete lúgos, az anódé savas kémhatású lesz.

KÍSÉRLET

A víz elektrolízise egyszerűen

Elektrolizáljunk vizet (híg kénsavoldatot) platina- vagy ezüst-elektrodok között 9–12 V-os egyenáramú feszültségforrás segítségével! Néhány perces



Miért képződik a hidrogén- és az oxigéngáz mindig 2:1 térfogatarányban?

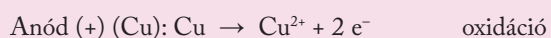
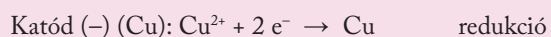
elektrolízis után látható, hogy az elektródokon gázok képződnek 2:1 térfogatarányban. A tiszta víz nagyon csekély mennyiségű szabadon mozgó iont tartalmaz, ezért az elektromos áramot jelentős mértékben nem vezeti. Kevés sav (kénsav) hozzáadásával azonban vezetőképességét növelhetjük.

Vizes oldatok elektrolízisekor többnyire a dipólusos vízmolekulák vesznek részt az elektródreakciókban. Például a katódon a Na^+ -, a K^+ -, a Mg^{2+} - és a Ca^{2+} -ionok helyett a vízmolekulák vesznek fel elektronokat, és hidrogéngáz fejlődik, az anódon pedig az összetett ionok, például a SO_4^{2-} - vagy a NO_3^- -ionok helyett a vízmolekulák adnak le elektront, és oxigéngáz fejlődik. Ilyenkor a víz (az oldószer) mennyisége fogy, s az oldat töménysége ennek megfelelően növekszik.

Fémek tisztítása

A réz-klorid-oldat elektrolízisekor (platina- vagy grafit elektródok között) a katódon fémréz válik ki, az anódon pedig klórgáz keletkezik.

Ha rézelektrodokat alkalmazunk, az eredmény más lesz:



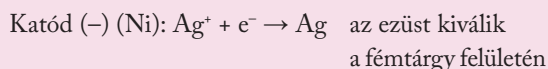
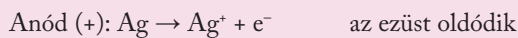
Az elektronokat ekkor nem az anionok veszik fel az anódon, hanem a réz, amely rézionokká alakulva oldatba kerül, azaz a rézanód oldódik. A katódon köz-

ben az oldatban lévő rézionok rézatomokká alakulnak, fémréz válik le. A katódon tehát folyamatosan réz válik le, az anód viszont oldódik, majd egy idő múlva elfogy. A fémek tisztításakor a szennyezett fém darabot anódként kapcsolják, ekkor a fém a szennyeződés mellől kioldódik, majd a katódon tiszta állapotban kiválik.

Így állítják elő az elektrotechnikai iparban használt nagyon tiszta rezet. A rézen kívül a nikkelt és az ólom is jól tisztítható hasonló eljárással.

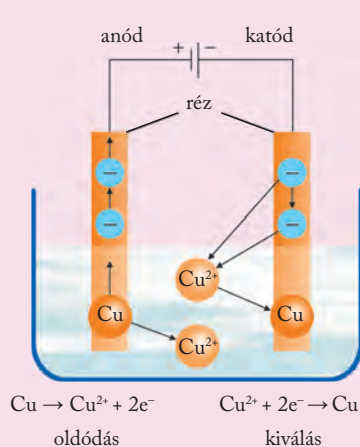
Fémbevonatok készítése

Az elektrolízist gyakran alkalmazzák fémtárgyaknak más fémekkel történő bevonására, például nikkeltárgyak ezüstözésére. A fémbevonat készítését **galvanizálásnak** nevezik. Ekkor a bevonandó fémtárgyat katódként kapcsolják, az anód pedig a bevonatot alkotó fém, például az ezüst lesz. Az ezüstanód felületéről ezüstionok mennek az oldatba, s a fémtárgy felületén kiválnak az oldatból. Az ezüstanód anyaga lassan elfogy. Elektrolitként ezüst-nitrát-oldatot használnak.

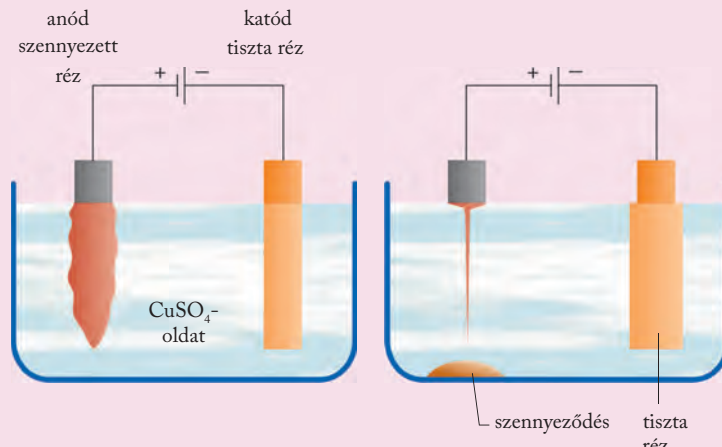


Általában, ha valamilyen tárgyat fémmel akarnak bevonni, akkor a bevonandó tárgyat kapcsolják katódként, s a bevonó fém lesz az anód. Az elektrolízis pedig a fém vegyületének oldatában végződik.

A galvanizálást gyakran alkalmazzák az iparban, például járművek alkatrészeinek krómozására, nikkelezésére. A konzervdobozokat is így vonják be ónnal.



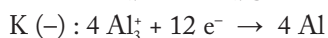
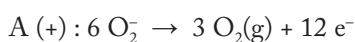
Réz(II)-klorid-oldat elektrolízise rézelektrodokkal



Szennyezett réz tisztítása elektrolízissel
Írd le az ábrának megfelelő elektródfolyamatokat!

Fémek előállítása

Az iparban a fémek előállítása általában egy redukációs eljárással történik, például a vasgyártás során a kokszt (szén) használhatjuk redukálószerként. Vannak azonban olyan fémek, amelyek előállítása nem lehetséges vagy nem gazdaságos kémiai redukálószer használatával. Ilyen például az alumínium. Az előállításához ércét, a bauxitot először különböző kémiai eljárások során timföldd (Al₂O₃) alakítják, majd a timföld olvadékát grafit-elektrodok segítségével elektrolizálják, elektrokémiai redukcióval alkalmaznak. A lejátszódó reakciók:



Sajnos a fejlődő oxigéngáz az anódszénnel azonnal reakcióba lép (valamivel 1000 °C felett zajlik az elektrolízis), így termékként az alumínium mellett CO és CO₂ gázok keverékét kapjuk.

Az elektrolízis mennyiségi törvényei

Faraday angol tudós ismerte fel elsőként (1834-ben), hogy elektrolíziskor az elektrodokon képződő anyagok mennyisége arányos az oldaton áthaladó elektromos töltésmennyiséggel. Minél nagyobb áramerősség mellett (I), minél hosszabb ideig (t) elektrolizálunk, annál több elektromos töltés (Q) halad át az oldaton, és annál több anyag válik le az elektrodokon:

$$Q = I \cdot t$$

A töltésmennyiség mértékegysége a coulomb (C), az áramerősségé az amper (A), az idő a szekundum (s). Eszerint az elektrolízis során az elektrodokon képződő anyag tömege (m) arányos az elektrolizáló cellán áthaladó elektromos töltéssel:

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

ahol k az anyagi minőségtől függő állandó, és számértéke az 1 coulomb töltés hatására leváló anyag tömegének számértékével egyenlő.

Gyakorlófeladatok

1. Ezüst-nitrát- (AgNO₃)-oldaton egyenáramot vezetünk át 15 percig, így a katódon 0,432 g ezüst válik ki. Hány amper erősségű volt az áram?

Megoldás képpel

Faraday törvénye szerint: $m = k \cdot I \cdot t$, azaz $I = \frac{m}{k \cdot t}$.

$$t = 15 \text{ min} = 900 \text{ s}; \quad k = \frac{108 \text{ g/mol}}{96500 \text{ C/mol}}$$

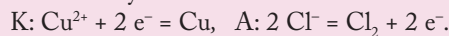
Mivel az elektron töltése $1,61 \cdot 10^{-19}$ C, egy mol elektron töltése: $6 \cdot 10^{23} \cdot 1,61 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$ (96500 C/mol).

A $9,65 \cdot 10^4$ C/mol töltésmennyiséget **Faraday-állandónak** nevezzük, jele F (farad), mértékegysége C/mol. Pontos értéke: 96 487 C/mol. Az n mol elektron töltése: $Q = n \cdot F$.

Az elektrolizáló cellán áthaladó töltésmennyiség és az elektrodreakcióban részt vevő elektronok anyagmennyisége arányos egymással.

Ha $9,65 \cdot 10^4$ C töltés halad át a cellán, akkor 1 mol elektron vesz részt a reakcióban. Ezért elektrolíziskor bármely ion 1 mol anyagmennyiségének leválasztásához (semlegesítéséhez) annyiszor $9,65 \cdot 10^4$ C elektromos töltés szükséges, amekkora az ion töltése. Nézzük például a réz(II)-klorid-oldat elektrolízisét!

Elektrodfolyamatok:



Tehát 1 mol Cu²⁺-ion leválasztásához 2 mol elektron, azaz $2 \cdot 9,65 \cdot 10^4$ C töltés szükséges, 2 mol Cl⁻-ion semlegesítésekor viszont 2 mol elektron, azaz $2 \cdot 9,65 \cdot 10^4$ C töltés adódik át az elektródnak. 1 mol CuCl₂ elektrolíziskor tehát $2 \cdot 9,65 \cdot 10^4$ C töltés halad át az elektrolizáló cellán. Ha kevesebb a töltés, akkor arányosan kisebbek a leváló anyagmennyiségek is. Több töltés esetén a leváló anyagmennyiség is nagyobb.

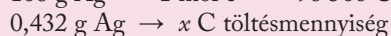
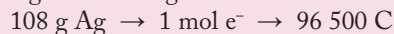
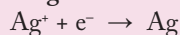
Reakció	Moláris tömeg (g/mol)	Anyagmennyiség (mol)	Tömeg (g)
Na ⁺ + e ⁻ = Na	23,0	1	23,0
Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	107,8	1	107,8
Mg ²⁺ + 2 e ⁻ = Mg	24,3	0,5	12,15
Cu ²⁺ + 2 e ⁻ = Cu	63,5	0,5	31,8
Al ³⁺ + 3 e ⁻ = Al	27,0	0,33	9,0
2 Cl ⁻ = Cl ₂ + 2 e ⁻	71,0	0,5	35,5

Az 1 F (96 500 C) töltésmennyiség által leválasztható anyagmennyiségek és tömegek

$$I = \frac{0,432 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/mol}}{900 \text{ s} \cdot 108 \text{ g/mol}} = 0,43 \text{ A}$$

erősségű egyenárammal elektrolizáltunk.

Megoldás következtetéssel



$$x = (0,432 \cdot 96500) / 108 = 386 \text{ C}$$

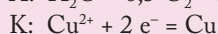
$$t = 15 \text{ min} = 900 \text{ s}$$

$$I = Q/t = 386 / 900 = 0,43 \text{ A}$$

2. Réz(II)-szulfát- (CuSO_4)-oldatot elektrolizálunk grafit-elektrodok között. 50 g réz leválása mellett az anódon hány cm^3 20 °C-os, 0,1 MPa nyomású oxigéngáz fejlődik? Írd le az elektrod-folyamatok egyenleteit is!

Megoldás

Az elektrod-folyamatok:



1 mol Cu-atom leválása 0,5 mol O_2 -gáz keletkezésével jár együtt. $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$

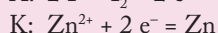
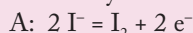
$$50 \text{ g Cu} \frac{0,5 \text{ mol}}{63,5 \text{ g/mol}} = 0,787 \text{ mol Cu leválását jelenti}$$

a katódon. Az anódon ezalatt 0,394 mol O_2 -gáz válik le. Ennek térfogata (25 °C, 0,1 MPa): $9,646 \text{ dm}^3 = 9646 \text{ cm}^3 \text{ O}_2$ -gáz.

3. Cink-jodid- (ZnI_2)-oldatot elektrolizálunk grafit-elektrodok között. A katód tömege az elektrolízis befejezésekor 3,25 g-mal nagyobb, mint az elektrolízis előtt. Hány coulomb (C) töltés haladt át az elektrolitoldaton az elektrolízis során? Milyen anyag és mennyi keletkezett ezalatt az anódon?

Megoldás

Az elektrod-folyamatok:



$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g/mol és } M(\text{I}_2) = 254 \text{ g/mol.}$$

A katódon a levált cink tömege: 3,25 g. Ebből következik, hogy a katódon

$$\frac{3,25 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,0497 \text{ mol Zn,}$$

az anódon 0,0497 mol I_2 válik ki.

Az elektrolízis során az elektrolitoldaton áthaladó töltésmennyiség:

$$0,0497 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 96500 \text{ C/mol} = 9592,1 \text{ C.}$$

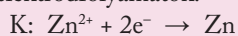
4. 500 g 14 tömeg%-os cink-klorid- (ZnCl_2)-oldatot 0,5 A erősségű árammal, 15,5 órán át elektrolizálunk grafit-elektrodok között. Hány tömegszázalékos lesz az oldat az elektrolízis után?

Megoldás

Az eredeti oldatban a cink-klorid mennyisége:

$$500 \text{ g} / 100 \cdot 14 = 70 \text{ g ZnCl}_2$$

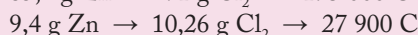
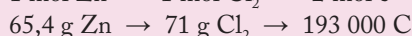
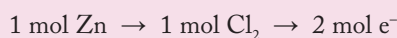
Az elektrod-folyamatok:



Az elektrolizáló cellán átfolyt töltésmennyiség:

$$Q = I \cdot t = 0,5 \text{ A} \cdot 15,5 \text{ h} = 0,5 \text{ A} \cdot 55800 \text{ s} = 27900 \text{ C.}$$

Az oldatból cink és klórgáz válik ki:



Tehát a kivált cink-klorid tömege:

$$9,4 \text{ g} + 10,26 \text{ g} = 19,66 \text{ g ZnCl}_2.$$

Az oldat tömege az elektrolízis után:

$$500 \text{ g} - 19,7 \text{ g} = 480,3 \text{ g.}$$

Az oldott anyag tömege:

$$70 \text{ g} - 19,7 \text{ g} = 50,3 \text{ g ZnCl}_2.$$

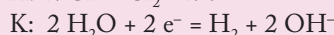
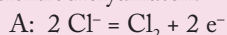
Az elektrolízis utáni oldat ZnCl_2 -koncentrációja:

$$\frac{50,3}{480,3} \cdot 100 = 10,47 \text{ tömeg\%}$$

5. 500 g 24 tömeg%-os nátrium-klorid-oldatot elektrolizálunk grafit-elektrodok között. $10,3 \text{ dm}^3$ 25 °C-os és légköri nyomású klórgáz keletkezése után befejezzük az elektrolízist. Hány tömeg%-os lesz az oldat nátrium-kloridra nézve az elektrolízis után?

Megoldás

Az elektrod-folyamatok:



Elektrolízis előtt 500 g oldatban 120 g oldott anyag (NaCl) van.

$10,3 \text{ dm}^3$ (25 °C, légköri nyomású) Cl_2 -gáz

$$\frac{10,3 \text{ dm}^3}{24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 0,42 \text{ mol,}$$

vagyis $0,42 \text{ mol} \cdot 71 \text{ g/mol} = 29,82 \text{ g}$ klórgáz.

$0,42 \text{ mol Cl}_2$ kiválásával az oldat NaCl-tartalma $0,84 \cdot 58,5 = 49,14 \text{ g}$ NaCl-dal csökken.

Oldatban marad: $120 \text{ g} - 49,14 \text{ g} = 70,86 \text{ g}$ NaCl.

A katódon $0,42 \text{ mol}$, vagyis $0,84 \text{ g H}_2$ válik ki.

Az elektrolízis után az oldat tömege:

$$500 \text{ g} - 29,82 \text{ g} - 0,84 \text{ g} = 469,34 \text{ g.}$$

Az elektrolízis után az oldat NaCl-koncentrációja:

$$\frac{70,86}{469,36} \cdot 100 = 15,1 \text{ tömeg\%}$$



Volta-féle elem cink- és ezüstlemezekből

A galvánelemek és az elektromosság

Az első működő galvánelemet Alexander **Volta** olasz fizikus készítette 1793-ban, róla neveztek el Volta-féle elemnek. Ennek egy cellája elektrolitoldattal megnedvesített koronggal elválasztott cink- és ezüstlemezéből állt. A 60 cellából álló teleppel olyan nagy feszültséget ért el, mint amekkora ma egy rádiókészülék működéséhez szükséges. Az elem gondolatának ötlete egy korábbi kísérletből eredt, amelyet Luigi **Galvani** bolognai professzor végzett, akivel Volta elkeseredett tudományos harcot folytatott. Galvani véletlenül rájött, hogy ha különböző fémeket összeérintünk, s egyikkel a békacombok idegeihez, a másikkal magukhoz a combokhoz érünk, akkor a combok összerándulnak, mintha elektromos ütés érte volna őket. Galvani azt hitte, hogy a jelenséget „állati elektromosság” okozza, amely a békából származik, és a fémek csak a vezető kört szolgáltatják. Volta ezzel szemben úgy gondolta, az elektromosságot a különböző fémek érintkezése kelti. Nem értette még a fémek és az elektrolitok egymásra való hatásának jelentőségét a galvánelemek működésében. Az igazság az, hogy a különböző fémek a békacomb nedvével együtt galvánelemet képeznek, s ha a két fémot összeérintjük, a körben áram folyik. Ezt követően **Faraday** leírta az elektrolízis alapvető mennyiségi törvényeit, és kezdetét vette az elektrokémia gyakorlati felhasználása.

Bár az elektromos energia termelésével és felhasználásával a 18. században kezdtek tudományosan foglalkozni, de több ezer éves régészeti leletek azt bizonyítják, hogy már jóval régebben is felhasználták az elektromosságot. Bagdad közelében a régészek mintegy kétezer éves leletként egy agyagedény mellett vas- és rézdarabot találtak. Ennek nyomán összeállítottak egy galvánelemet, vagyis rekonstruálni akarták az eredeti elemet: az edénybe 5%-os konyhasóoldatot öntöttek, majd vas- és rézlemezt helyeztek el benne. Ez a galváncella 0,25 V feszültség mellett 200 órán át 250 mA-es áramot „termelt”, aminek segítségével egy kb. 3 cm-es ezüstsobrocskát 2 óra alatt tudtak bearanyozni.

Kérdések és feladatok

- 1 Mi a különbség az ionvegyületek olvadáskor és vizes oldatában lévő ionok között?
- 2 Rajzold le a réz(II)-klorid (CuCl_2) oldatának elektrolízisét grafit-elektrodok között! Jelöld az elektrod-folyamatokat reakcióegyenlettel! Mi oxidálódik és mi redukálódik az elektrolízis során?
- 3 Ha rézzel szeretnénk bevonni egy fémtárgyat, akkor melyik elektródként kell kapcsolni a tárgyat, és melyik elektródként a rezt? Miért? Jelöld az elektrolízis folyamatát!
- 4 Nézz utána az interneten vagy szakkönyvekben, hogy miként lehet nagyon tiszta nikkelt előállítani elektrolízissel! Melyik elektród legyen a szennyezett fém, és melyiken válik ki a tiszta fém? Jelöld a katód- és az anód-folyamatokat!

Atomok, elemek, vegyületek
Kémiai kötések és kölcsönhatások
Az anyagi halmazok
A kémiai átalakulások és típusaik



Összefoglalás

Az atom

Az elemek előfordulása a természetben:

- tisztán, elemi állapotban (N_2 , O_2 , S, Au, Hg),
- vegyületekben (H_2O , CH_4 , Fe_2O_3 , $CaCO_3$).

Az elemeket azonos rendszámú atomok építik fel; minden elemet más és más atom alkot.

A vegyületek különböző rendszámú atomokból jönnek létre.

Az atom felépítése:

- atommag: protonok és neutronok (nukleonok),
- elektronburok: elektronok.

Az atom jellemzői:

- *protonszám* vagy *rendszám*: az atommagban lévő protonok száma,
- *tömegszám*: az atommagot alkotó protonok és neutronok számának összege.

Az atomok tömegét a *relatív atomtömeg* jellemzi, amely viszonyszám, mértékegysége nincs.

Izotópatomok: azonos rendszámú, de eltérő tömegszámú atomok. Például a szénizotópok:



A természetes elemek többségét izotópatomok alkotják. Az izotópatomok előfordulási aránya szabja meg az elemek *átlagos relatív atomtömegét*.

Az anyagmennyiség:

- az anyagot alkotó részecskék számát fejezi ki;
- jele: n , mértékegysége: mól;
- egy mól anyag mindig $6 \cdot 10^{23}$ db részecskét tartalmaz;
- Avogadro-szám jele: N_A , értéke: $6 \cdot 10^{23}$ 1/mol,
- számítása: $n = N/N_A$

A moláris tömeg:

- egy mól anyag tömege;
- jele: M , mértékegysége: g/mol, kg/kmol.
- számítása: $M = m/n$

Az atomok elektronszerkezete

Az atomok elektronszerkezete:

az elektronok elrendeződése az atommag körül az elektronhéjakon, illetve az alhéjakon.

Elektronhéj (héj): a magtól átlagosan azonos távolságban lévő, közel azonos energiájú elektronok alkotják.

Az elektronhéjat energiaszintként értelmezzük az atomban.

Jelölései a magtól távolodva: 1, 2, 3... vagy K, L, M... n

Minden elektronhéjhoz meghatározott maximális számú elektron tartozik.

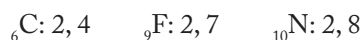
Az elektronok maximális száma a héjakon:

Héj:	1.	2.	3.	4.	n
Elektron:	2	8	18	32	$2n^2$

Az atommag és lezárt héjak alkotják az atomtörzset, míg a legkülső héj, a vegyértékhéj elektronjai (vegyértékelektronok) vesznek részt a kémiai folyamatokban.

Az atomban a héjak mindig energiájuk növekvő sorrendjében töltődnek fel elektronokkal. Új héj kiépülése megkezdődhet akkor is, ha az alatta lévő még telítetlen.

Néhány példa az atomok elektronszerkezetének jelölésére a héjak és az elektronok számának feltüntetésével:



Az atomok elektronszerkezetének kiépülésekor az energiaminimumra törekvés elve a meghatározó.

A periódusos rendszer

Periódusok: Növekvő rendszámú atomokból álló elemek vízszintes sora. Minden periódusban új héj kiépülése kezdődik. A periódus sorszáma megegyezik a kiépülő új héj sorszámaival az atomban. Az egyes periódusokba tartozó elemek száma atomjaik elektronszerkezetével függ össze. Minden periódus nemesgázzal zárul, amelyeknek jellegzetes szerkezetük van: a hélium vegyértékhéjában kettő, a többi esetében nyolc elektron található. A nemesgázok atomjai a természetben önállóan fordulnak elő.

Csoportok: Hasonló elektronszerkezetű atomokból álló elemek függőleges oszlopa. A külső héj vagy az alatta lévő héj(ak) azonos számú elektront tartalmaznak. A hasonló elektronszerkezet miatt az ugyanabban a csoportban lévő elemek tulajdonságai többnyire hasonlóak.

Az elemek atomjainak elektronszerkezete szakaszosan ismétlődve (periodikusan) épül fel. Ennek megfelelően az elemek jellemző tulajdonságai is szakaszosan, a rendszerben elfoglalt helyüknek megfelelően, periodikusan változnak.

Kémiai kötések és kölcsönhatások

A reakcióba lépő anyagok atomjai között kialakuló kötés típusa függ az atomok vegyérték-elektronszerkezetétől és elektronegativitásától. Az atomok közötti elsőrendű kémiai kötés lehet: ionos, fémes és kovalens kötés.

Elsőrendű kémiai kötések

Ionkötés alakul ki, ha az atomok elektronegativitás-különbsége nagy ($\Delta EN > 2$). Ekkor teljes elektronátadással ellentétes töltésű ionok jönnek létre közöttük. Az ionkötést a pozitív és a negatív töltésű ionok közötti elektromos vonzás biztosítja.

Fémes kötés az azonos elektronszerkezetű és elektronegativitású fématomok között jön létre, az atomok közössé válnak, delokalizált vegyértékelektronjai által.

Kovalens kötés a kisebb elektronegativitás-különbségű atomok létesítenek egymással, közös elektronpárok kialakításával. A kovalens kötés az atomok párosítatlan elektronjaiból alakul ki. A kovalens kötés különleges esete a datív kötés, amely úgy jön létre, hogy a közössé váló elektronpár mindkét elektronját ugyanaz az atom adja. A kovalens kötés azonos atomok között **apoláris**, különböző atomok között **poláris**.

Kovalens kötéssel **molekulák** vagy **atomrácsos kristályok** jönnek létre. A molekulák lehetnek apolárisak vagy polárisak (dipólusosak).

Azonos atomok (elemek)		Különböző atomok (vegyületek)		
$\Delta EN = 0$		$\Delta EN < 2$		$\Delta EN > 2$
apoláris kovalens kötés	fémes kötés	poláris kovalens kötés		ionkötés
apoláris molekula	fémek	apoláris molekula	poláris molekula	ionvegyület
H ₂ , O ₂ , Cl ₂	Na, Al, Cu	CH ₄ , CCl ₄	HCl, H ₂ O	NaCl, MgCl ₂

Kémiai kötések azonos és különböző atomok között

Másodrendű kémiai kölcsönhatások

A molekulák között **másodrendű kémiai kölcsönhatások** alakulnak ki, amelyek lehetnek: diszperziós, dipólus-dipólus kölcsönhatások és hidrogénkötések.

A kémiai kötések és kölcsönhatások sok-sok ion, atom vagy molekula között alakulhatnak ki. A részecskék közötti kölcsönhatások folyékony vagy szilárd halmazállapotot hozhatnak létre. A szilárd anyagok részecskéi kristályrácsba rendeződnek.

A ionok között kialakuló **ionkötés ionrácsba** rendezi az ellentétes töltésű ionokat.

A fématomok milliárdjai **fémes kötéssel** összekapcsolódva **fémrácsba** rendeződnek.

A **kovalens kötés** kialakulhat kevés vagy szinte végtelenül sok atom között. **Sok atom atomrácsos kristályt** képez. **Kevés számú atomból** kovalens kötéssel **molekulák** lesznek, amelyek szilárd halmazállapotban **molekularácsos kristályt** alkotnak.

Kristályrácsok	Atomrács	Molekularács	Ionrács	Fémrács
Alkotórészek	atomok	molekulák (vagy nemesgázok atomjai)	kationok és anionok	fématomtörzsek és közös elektronok
Kémiai kötés	elsőrendű kovalens	másodrendű kölcsönhatások	elsőrendű ionos	elsőrendű fémes
Jellemző tulajdonságok	magas olvadáspont	alacsony olvadáspont	viszonylag magas olvadáspont	változó olvadáspont
Példák és olvadáspontok (°C)	gyémánt (C) 3500 szilícium (Si) 1410	jód (I ₂) 113 foszfor (P) 44,2	kálium-klorid (KCl) 776 kalcium-oxid (CaO) 2580	kálium (K) 63,7 króm (Cr) 1875

Kristályrácsok, kémiai kötések és tulajdonságok

Az anyagi halmazok

Anyagi rendszerek

Anyagi rendszeren értjük a vizsgált anyagot, minden más körülötte a környezet. Az anyagi rendszereket sokféleképpen csoportosíthatjuk:

Az összetevők (komponensek) száma szerint: egy- vagy többkomponensű rendszer.

A komponensek fázishatárok szerinti elkülönülése szerint: homogén vagy heterogén. A homogén rendszer egyfázisú, például oldatok, gázelegyek. A heterogén rendszerek többfázisú keverékek, például füst vagy köd a levegőben. Az alkotórészek mérete szerint egy rendszer lehet: homogén, kolloid és heterogén.

Rendszer	Részecskeméret	Példa
homogén	< 1 nm	cukoroldat, gázelegy
kolloid	1–500 nm	tej, vér, szappanoldat
heterogén	> 500 nm	esőcseppek a levegőben

A rendszer és az alkotórészek mérete

Halmazállapotok

Az anyagok nagyon sok részecskéből felépülő anyagi halmazok. Az adott anyagokra jellemző fizikai és kémiai tulajdonságok, a kémiai reakciók csak az anyagi halmazokra értelmezhetők.

Az anyagi halmazok tulajdonságait meghatározza:

- az alkotórészek szerkezete és a közöttük kialakuló kölcsönhatások,
- az alkotórészek hőmozgása.

Az anyagok halmazállapota az alkotórészek közötti kölcsönhatás erősségétől és hőmozgásuk viszonyától függ (adott hőmérsékleten és nyomáson).

A **gázokra** jellemző, hogy molekuláik között nincs vagy csak nagyon gyenge a kölcsönhatás. Állandó alakjuk és térfogatuk nincs (kitöltik a rendelkezésre álló teret).

A gázokra vonatkozik az Avogadro-törvény, amely szerint bármely gáz azonos térfogataiban egyenlő számú molekula van, azonos hőmérsékleten és nyomáson. Ebből következik, hogy bármely gáz egy molja ($6 \cdot 10^{23}$ db molekulája) azonos térfogatot tölt be (azonos hőmérsékleten és nyomáson). 1 mol gáz térfogatát a moláris térfogat jellemzi.

A moláris térfogat 25°C -on és légköri nyomáson: $24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

A **folyadékok** molekulái között már jelentékeny másodrendű kölcsönhatások működnek, ennek következtében állandó a térfogatuk, de változó az alakjuk.

Az oldatok általában folyékony, többkomponensű, homogén rendszerek. Az oldódás az oldott anyag és az oldószer kölcsönhatásának a következménye.

Vizes oldatokban az oldódás mindig energiaváltozással járó folyamat. Egy anyag oldhatóságát telített oldatának összetételével adjuk meg. Az oldatok összetételét az oldat és az oldott anyag mennyiségének aránya fejezi ki.

Az oldatok különböző halmazállapotúak lehetnek az oldat és az oldott anyag szerint:

Oldószer	Oldott anyag	Példa
folyadék	folyadék	alkohol és víz
folyadék	szilárd	cukor és víz
folyadék	gáz	szódavíz
gáz	gáz	levegő
szilárd	szilárd	ötvözetek

Példa az oldott anyagok eltérő halmazállapotára

A **szilárd anyagok** részecskéi között első- és másodrendű kémiai kötések hatnak. Ez jelentékeny összetartó erőt biztosít, a szilárd anyagok alakja és térfogata állandó. Szerkezetük lehet kristályos és amorf. A kristályos szerkezet a szilárd anyagok belső rendezettségét, a kristályrácsot jelenti. A kristályrácsok az alkotórészek és a közöttük kialakuló kölcsönhatások szerint lehetnek: atomrácsok, molekularácsok, fémrácsok és ionrácsok.

A kémiai átalakulások és típusaik

A kémiai reakciók energjaváltozása

A kémiai reakciók mindig energjaváltozással járnak. Az energjaváltozás szempontjából megkülönböztetünk: **exoterm** és **endoterm** reakciókat. Az exoterm reakciók hőleadással járnak, az endoterm reakciók hőfelvétellel mennek végbe.

A **kémiai reakciók feltétele**: a részecskék találkozása és hatásos ütközése.

A hatásos ütközéshez szükséges az aktív állapot, illetve az **aktiválási energia**.

A kémiai reakciók energjaváltozásának jellemzői:

Reakcióhő: a reakcióegyenletben szereplő minőségű és mennyiségű anyagok átalakulását kísérő hőváltozás ($\Delta_r H$, kJ/mol).

Képződéshő: egy mol vegyület standard állapotú, stabilis elemeiből való képződését kísérő hőváltozás ($\Delta_f H$, kJ/mol).

A reakciósebesség

A kémiai reakciók időbeli lejtésűségük szerint lehetnek:

- pillanatreakciók (ionok között oldatokban) vagy
- időreakciók (általában molekulák között).

A kémiai reakciók időbeli lejtésűségét a reakciósebesség jellemzi.

Reakciósebesség: a reakcióban részt vevő anyagok időegység alatt bekövetkező anyagmennyiség-változása (koncentrációváltozása).

A reakciósebesség függ:

- a kiindulási anyagok minőségétől és koncentrációjától,
- a hőmérséklettől és
- a megfelelő katalizátor alkalmazásától.

A **katalizátorok** kisebb aktiválási energiát jelentő reakcióutat biztosítanak. A katalizátor anyaga részt vehet a reakcióban, de a végén eredeti formájában marad vissza. Az élő szervezet katalizátorai az enzimek.

Katalízis: katalizátor segítségével lejtésű kémiai folyamat.

Megfordítható, egyensúlyra vezető kémiai reakciók

A kémiai reakciókban sok esetben a keletkező anyagok vissza is alakulnak a kiindulási anyagokká, tehát egyidejű átalakulás és visszaalakulás történik. Ezek a megfordítható reakciók zárt térben egyensúlyra vezetnek. A kémiai egyensúly mozgó, **dinamikus egyensúly**, az oda- és visszaalakulás egy időben, azonos sebességgel történik. Az egyensúly kialakulását követően a résztvevő anyagok koncentrációjának aránya nem változik.

A kémiai egyensúly irányítható, befolyásolható:

- az egyensúlyi elegyben lévő anyagok **koncentrációjának** megváltoztatásával;
- a **hőmérséklet** megváltoztatásával (a megfordítható reakciók az egyik irányba exotermek, az ellenkező irányba endotermek – a hőmérséklet emelése az endoterm, a hőmérséklet csökkentése az exoterm folyamatnak kedvez);
- a **nyomás** megváltoztatásával, olyan gázreakciónál, amelyekben a molekulák száma is megváltozik.

A kémiai egyensúly irányítására vonatkozik a **Le Châtelier-elv**, amely szerint ha megzavarunk egy kialakult egyensúlyi rendszert, akkor abban olyan folyamatok indulnak meg, amelyek az okozott változást csökkenteni vagy megszüntetni igyekeznek egy új egyensúlyi rendszer kialakulása céljából.

A kémiai átalakulások és típusaik

Sav-bázis reakciók

A kémiai reakciók közös jellemzője, hogy mindig kémiai kötések felszakadásával és új kémiai kötések kialakulásával járnak.

A **protonátmenettel** járó reakciókban egyidejű protonleadás és -felvétel történik. Az egyik anyag molekulája vagy ionja protont (vagyis hidrogéniont) ad át a másik anyag molekulájának vagy ionjának. A két folyamat mindig együtt megy végbe, ezért közös nevük: **sav-bázis reakciók**.

A **sav-bázis reakciókban a sav** az az anyag, amelynek **részecskéi a protont leadják**, és a **bázis** az, amelyiknek a **részecskéi a protont felveszik**.



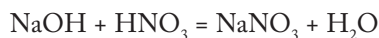
A sav-bázis folyamatok többnyire megfordítható, egyensúlyra vezető folyamatok. A savak és a bázisok erőssége protonleadó, illetve protonfelvevő készségüktől függ. A vizes oldatokban történő protonátadáskor mindig képződnek oxóniumionok és hidroxidionok. Ezek a vizes oldatok savas vagy lúgos kémhatását okozzák mennyiségi arányuktól függően.

A híg vizes oldatok kémhatását számszerűen a pH-val fejezzük ki, 0 és 14 közötti számokkal.

Ha 25 °C-on a pH = 7, akkor az oldat semleges, ha 7-nél nagyobb szám, akkor lúgos, ha 7-nél kisebb, akkor savas kémhatású.

Közömbösítésnek nevezzük azt a folyamatot, amikor az oldatba jutó oxóniumionok és hidroxidionok vízmolekulákká egyesülnek egymással. Ha ekkor az oldatban egyenlő lesz az oxóniumionok és a hidroxidionok koncentrációja, akkor a savas vagy a lúgos kémhatás megszűnik. Az ilyen közömbösítést **semlegesítésnek** nevezzük.

A **közömbösítés sav-bázis reakció**.



A vizes oldatok savas vagy lúgos kémhatását okozhatják vízben oldódó sók is. A sók kationokból (fémionokból vagy ammóniumionból) és anionokból (savmaradékionból) állnak.

Redoxireakciók

Az **elektronátmenet nélküli** reakciók általában oldatokban lévő ionok között játszódnak le, az oldatból kiváló csapadék vagy gázok képződése közben.

Az **elektronátmenettel járó reakciókban** egyidejű elektronleadás és elektronfelvétel történik. A két folyamat közös neve: **redoxireakció**.

Az elektront leadó anyag **oxidálódik**, ez az anyag egyben a **redukálószer**.

Az elektront felvevő anyag **redukálódik**, ez az anyag egyben az **oxidálószer**.

Az oxidálószer oxidál, miközben maga redukálódik.

A redukálószer redukál, miközben maga oxidálódik.

A **reakció lejátszódásának helye szerint: homogén és heterogén**

Homogén reakció: Egy fázisban, gázok vagy folyadékok belsejében megy végbe. Ilyen például, amikor a nitrogén-monoxid-gáz a levegő oxigénjével nitrogén-dioxid-gázzá alakul: $2 \text{NO} + \text{O}_2 = 2 \text{NO}_2$

Heterogén reakció: A reakció a részecskék érintkezési felületén, a fázishatáron megy végbe. Heterogén reakció például a szén égése szén-dioxiddá, amikor az oxigéngáz csak a szén felületi rétegével érintkezik: $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g})$ vagy a cink reakciója sósavval: $\text{Zn}(\text{sz}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) = \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.

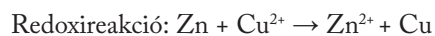
A kémiai átalakulások és típusaik

A galvánelemek és az elektrolízis

A **galvánelem**ekben kémiai energia alakul át elektromos energiává.

A galvánelemben redoxireakciók által elektromos energia termelődik. A galvánelemek áram termelésére alkalmas berendezések, amelyek elektrolitba merülő fémes vezetőkből (elektrodok), azokat összekötő elektronvezetőből és diafragmából állnak.

A legismertebb galvánelem a Daniell-elem, amelynek jelölése:



Elektrodok: katód (+) pozitív pólus, redukció
anód (-) negatív pólus, oxidáció

Elektrolízisnek nevezzük az elektromos áram hatására az elektrodokon bekövetkező kémiai változások összességét. Az elektrolízis mindig redoxireakció.

Elektrodok: katód (-) negatív pólus, redukció
anód (+) pozitív pólus, oxidáció

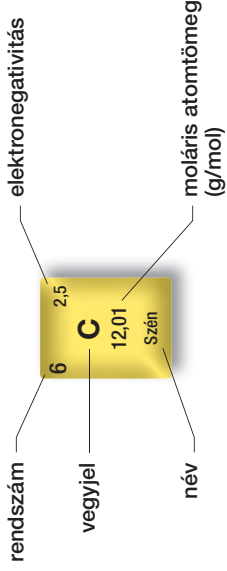
A galvánelemekben és az elektrolizáló cellákban a katódon mindig redukció, az anódon mindig oxidáció történik.

Elektrod	Galvánelem	Elektrolízis
elektrolitba merülő fémes vezető	redoxireakciók hatására elektromos áram termelődik	elektromos áram hatására redoxi-reakció megy végbe
katód	redukció (+) pozitív elektród	redukció (-) negatív elektród
anód	oxidáció (-) negatív elektród	oxidáció (+) pozitív elektród

Az elektrodok és az elektródreakciók összehasonlítása a galvánelemekben és az elektrolizáló cellákban

Az elemek periódusos rendszere

1	2,1 H 1,008 Hidrogén	3	1,0 Li 6,94 Lítium	4	1,5 Be 9,012 Berillium	5	2,0 B 10,81 Bór	6	2,5 C 12,01 Szén	7	3,0 N 14,01 Nitrogén	8	3,5 O 16,00 Oxigén	9	4,0 F 18,99 Fluor	10	4,0 Ne 20,18 Neon	11	0,9 Na 22,99 Nátrium	12	1,2 Mg 24,30 Magnézium	13	1,5 Al 26,98 Alumínium	14	1,8 Si 28,09 Szilícium	15	2,1 P 30,97 Foszfór	16	2,5 S 32,06 Kén	17	3,0 Cl 35,45 Klór	18	3,0 Ar 39,95 Argon	19	0,8 K 39,10 Kálium	20	1,0 Ca 40,08 Kalcium	21	1,3 Sc 44,96 Szkandium	22	1,5 Ti 47,90 Títán	23	1,6 V 50,94 Vanádium	24	1,6 Cr 52,00 Króm	25	1,5 Mn 54,94 Mangán	26	1,8 Fe 55,85 Vas	27	1,8 Co 58,93 Kobalt	28	1,8 Ni 58,71 Nikkel	29	1,9 Cu 63,55 Réz	30	1,6 Zn 65,37 Cink	31	1,6 Ga 69,72 Gallium	32	1,8 Ge 72,59 Germánium	33	2,0 As 74,92 Arzén	34	2,4 Se 78,96 Szelén	35	2,8 Br 79,90 Brom	36	3,8 Kr 83,80 Kripton	37	0,8 Rb 85,47 Rubidium	38	1,0 Sr 87,62 Stroncium	39	1,3 Y 88,90 Ittrium	40	1,4 Zr 91,22 Cirkónium	41	1,6 Nb 92,91 Nióbium	42	1,8 Mo 95,94 Molibdén	43	1,9 Tc [99] Technécium	44	2,2 Ru 101,07 Ruténium	45	2,2 Rh 102,90 Ródium	46	2,2 Pd 106,4 Palládium	47	1,9 Ag 107,88 Ezüst	48	1,7 Cd 112,40 Kadmium	49	1,7 In 114,82 Indium	50	1,8 Sn 118,69 Ón	51	1,9 Sb 121,75 Antimon	52	2,1 Te 127,60 Tellúr	53	2,5 I 126,90 Jód	54	2,5 Xe 131,30 Xenon	55	0,7 Cs 132,90 Cézium	56	0,9 Ba 137,34 Bárium	57	1,1 La 138,91 Lantán	58	1,1 Ce 140,12 Cérium	59	1,1 Pr 140,91 Prazeodímium	60	1,2 Nd 144,24 Neodímium	61	1,2 Pm [145] Prométium	62	1,2 Sm 150,36 Szamárium	63	1,2 Eu 151,96 Európium	64	1,1 Gd 157,25 Gadolínium	65	1,2 Tb 158,92 Terbium	66	1,2 Dy 162,50 Diszprózium	67	1,2 Ho 164,93 Holmium	68	1,2 Er 167,26 Erbium	69	1,2 Tm 168,94 Tülüm	70	1,1 Yb 173,04 Itterbium	71	1,2 Lu 174,97 Lutécium	72	1,3 Hf 178,49 Háfium	73	1,5 Ta 180,95 Tantál	74	1,7 W 183,85 Volfrám	75	1,9 Re 186,2 Rénium	76	2,2 Os 190,20 Ozmium	77	2,2 Ir 192,20 Iridium	78	2,2 Pt 195,09 Platina	79	2,3 Au 196,99 Arany	80	1,9 Hg 200,59 Higany	81	1,8 Tl 204,37 Tallium	82	1,8 Pb 207,19 Ólom	83	1,9 Bi 208,98 Bismut	84	2,0 Po [209] Polónium	85	2,0 At [209,99] Asztatócium	86	2,2 Rn [222] Radon	87	0,7 Fr [223] Francium	88	0,9 Ra [226] Rádium	89	1,1 Ac [227,03] Aktínium	90	1,3 Th 232,04 Tórium	91	1,5 Pa 231,04 Protaktínium	92	1,7 U 238,03 Urán	93	1,3 Np [237] Neptúnium	94	1,3 Pu [244,06] Plutónium	95	1,3 Am [243,06] Americium	96	1,1 Cm [247,07] Kürium	97	1,3 Bk [247,07] Berkélium	98	1,1 Cf [251,08] Kalifornia	99	1,2 Es [252,08] Einsteinium	100	1,2 Fm [257,09] Fermium	101	1,2 Md [258,10] Mendelévium	102	1,1 No [259,10] Nobélium	103	1,1 Lr [260,11] Laurencium	104	1,3 Rf [261] Rudolf fordium	105	1,3 Db [268] Dubnium	106	1,1 Sg [271] Sziborgium	107	1,1 Bh [270] Bohrium	108	1,2 Hs [277] Hasszium	109	1,1 Mt [276] Meitnérium	110	1,1 Ds [281] Darmstadtium	111	1,1 Rg [280] Röntgénium	112	1,1 Cn [285] Kopernícium	113	1,1 Nh [286] Nihónium	114	1,2 Fl [289] Fleróvium	115	1,2 Mc [289] Moszkóvium	116	1,2 Lv [293] Livermórium	117	1,2 Ts [294] Tenesszium	118	1,2 Og [294] Oganeszon	119	1,1 Rg [280] Röntgénium	120	1,1 Hs [277] Hasszium	121	1,1 Mt [276] Meitnérium	122	1,1 Ds [281] Darmstadtium	123	1,1 Rg [280] Röntgénium	124	1,1 Cn [285] Kopernícium	125	1,1 Nh [286] Nihónium	126	1,2 Fl [289] Fleróvium	127	1,2 Mc [289] Moszkóvium	128	1,2 Lv [293] Livermórium	129	1,2 Ts [294] Tenesszium	130	1,2 Og [294] Oganeszon
---	--------------------------------------	---	------------------------------------	---	--	---	---------------------------------	---	----------------------------------	---	--------------------------------------	---	------------------------------------	---	-----------------------------------	----	-----------------------------------	----	--------------------------------------	----	--	----	--	----	--	----	-------------------------------------	----	---------------------------------	----	-----------------------------------	----	------------------------------------	----	------------------------------------	----	--------------------------------------	----	--	----	------------------------------------	----	--------------------------------------	----	-----------------------------------	----	-------------------------------------	----	----------------------------------	----	-------------------------------------	----	-------------------------------------	----	----------------------------------	----	-----------------------------------	----	--------------------------------------	----	--	----	------------------------------------	----	-------------------------------------	----	-----------------------------------	----	--------------------------------------	----	---------------------------------------	----	--	----	-------------------------------------	----	--	----	--------------------------------------	----	---------------------------------------	----	--	----	--	----	--------------------------------------	----	--	----	-------------------------------------	----	---------------------------------------	----	--------------------------------------	----	----------------------------------	----	---------------------------------------	----	--------------------------------------	----	----------------------------------	----	-------------------------------------	----	--------------------------------------	----	--------------------------------------	----	--------------------------------------	----	--------------------------------------	----	--	----	---	----	--	----	---	----	--	----	--	----	---------------------------------------	----	---	----	---------------------------------------	----	--------------------------------------	----	-------------------------------------	----	---	----	--	----	--------------------------------------	----	--------------------------------------	----	--------------------------------------	----	-------------------------------------	----	--------------------------------------	----	---------------------------------------	----	---------------------------------------	----	-------------------------------------	----	--------------------------------------	----	---------------------------------------	----	------------------------------------	----	--------------------------------------	----	---------------------------------------	----	---	----	------------------------------------	----	---------------------------------------	----	-------------------------------------	----	--	----	--------------------------------------	----	--	----	-----------------------------------	----	--	----	---	----	---	----	--	----	---	----	--	----	---	-----	---	-----	---	-----	--	-----	--	-----	---	-----	--------------------------------------	-----	---	-----	--------------------------------------	-----	---------------------------------------	-----	---	-----	---	-----	---	-----	--	-----	---------------------------------------	-----	--	-----	---	-----	--	-----	---	-----	--	-----	---	-----	---------------------------------------	-----	---	-----	---	-----	---	-----	--	-----	---------------------------------------	-----	--	-----	---	-----	--	-----	---	-----	--



- Nemfémek
- Félfémek
- Fémek
- Átmenetfémek
- Nemesgázok
- Lantanidák és aktinidák