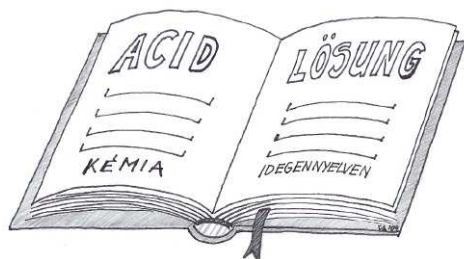


KÉMIA IDEGEN NYELVEN



Kémia angolul **Szerkesztő: Sztáray Judit**

Kedves Diákok!

Az idei év utolsó számában megtalálhatjátok az angol szakszövegek mintafordítását, valamint a fordítási fordulókat részeredményeit és összeredményeit.

Mivel idén nyáron férjemmel együtt külföldre költözzünk, a rovat vezetését MacLean Ildikó tanárnő veszi át, aki a BME angol gimnáziumának az igazgatóhelyettese és kémia tanára. Fogadjátok szeretettel!

Sztáray Judit
szj@elte.hu

A 2007/4. számban közölt szakszöveg mintafordítása:

Mi az a titrálás?

A titrálás a kvantitatív kémiai analízis egyik bevett laboratóriumi módszere, amely egy ismert reagens koncentrációjának meghatározására használható. Mivel a térfogat mérése kulcsfontosságú szerepet játszik a titrálásban, ezért térfogati elemzésnek, titrimetriának is szokás nevezni. Egy ismert koncentrációjú és térfogatú reagenst, más néven mérőoldatot (egy standard oldatot), reagáltatnak, egy előzőleg ismeretlen koncentrációjú oldattal. Egy kalibrált buretta segítségével adagolva a mérőoldatot, a végpontot eléréséig használt mérőoldat pontos mennyisége meghatározható. A végpont az a pont, amelynél a titrálás befejezettnek tekinthető, s amelyet egy indikátor jelez. Ez a térfogat ideális esetben megegyezik az ekvivalencia ponttal, a hozzáadott mérőoldat azon

térfogatával, amelynél a mérőoldat mólszáma azonos a minta mólszámával, vagy annak valamilyen többszörösével (például a többértékű savak esetén). A klasszikus erős sav – erős bázis titrálások esetében a titrálás végpontjának elérésekor a reagens pH értéke épp 7-el egyenlő, illetve az oldat színe az indikátornak köszönhetően véglegesen megváltozik. A titrálásnak különböző típusai léteznek.

Sokfajta módszert alkalmazható a végpont jelzésére; a titrálásnál során gyakran használnak vizuális indikátorokat (amikor a reakciókeverék színe megváltozik). Az egyszerű sav-bázis titrálások esetében pH indikátorok használhatóak, mint például a fenolftalein, amely, ha elér vagy túllép egy bizonyos pH értéket (kb. 8,2), rózsaszínné válik. Egy másik példa a metil-narancs, mely savas közegben piros színű, lúgos közegben sárga színű.

Nem minden titrálás igényel indikátort. Néhány esetben, ha a reagens vagy a termékek élénk színűek, maguk is indikátorként szolgálhatnak. Például, egy olyan oxidációs-redukációs titrálás esetén, amelyben kálium-permanganátot (rózsaszín/lila) használnak mérőoldatként, nincs szükség indikátorra. Amikor a mérőoldat redukálódik, színtelenné válik. Az ekvivalencia pont után a mérőoldat feleslegben van jelen. Az ekvivalencia pont a titrálendő oldatban megmaradó első halvány rózsaszín színből azonosítható.

A pH görbe logaritmikus természetének köszönhetően az átmenetek általában igen élesek, és ezért közvetlenül a végpont előtt egyetlen csepp mérőoldat is jelentősen megváltoztathatja a pH értéket – ami az indikátor színének azonnali megváltozásához vezet. Mindazonáltal van egy árnyalatnyi különbség az indikátor színének változása és a titrálás tényleges ekvivalencia-pontja között. Ezt indikátor hibának nevezik, mértéke nem meghatározható.

A titrálások típusai:

A titrálásokat a reakció típusai szerint osztályozhatjuk. A különböző titrálási reakciók típusai:

1, A sav-bázis titrálások a minta és egy savas vagy lúgos mérőoldat közömbösítési reakcióján alapulnak. Ezekhez leggyakrabban pH indikátort, pH mérőt, vagy elektromos vezetőképesség mérőt használnak a végpont meghatározására.

2, A redox titrálások alapja a minta és a mérőoldat közötti redoxi reakció. Ezekhez leggyakrabban feszültségmérőt vagy redoxi indikátort használnak a végpont meghatározására. Gyakran a reagens vagy a

mérőoldat színe elég intenzív ahhoz, hogy ne legyen szükség további indikátorra.

3, A komplexometriás titrálás a minta és a mérőoldat közötti komplexképződésen alapszik. Oldott fémionok titrálására gyakran használnak egy kelátképző reagenst, az EDTA-t. Ezeknél a titrálásoknál általában speciális indikátorra van szükség, mely gyengébb komplexet képez a mintával. Egy gyakori példa az eriokrómfeketeT, amelyet a kalcium és magnézium ionok titrálásánál használnak.

4, A titrálás egy formája vírus vagy baktérium koncentráció meghatározására is használható. Az eredeti mintát addig hígítják (egy fix arányban, mint pl. 1:1, 1:2, 1:4, 1:8 stb), ameddig az utolsó hígítás már nem ad pozitív eredményt a vírus jelenlétének tesztelésénél.

Forrás:

<http://en.wikipedia.org/wiki/Titration>

név	Iskola	Év-folyam	Pont-szám
Bacsó András	Földes Ferenc Gimn., Miskolc	11.oszt.	31
Balla Tamara	Ady Endre Gimn., Debrecen	9.c	45
Bernáth Edit	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	0
Bora Lilla	Ady Endre Gimn., Debrecen	9.c	0
Eszenyei Zsuzsanna	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Fábián Alíz	Radnóti Miklós Kísérleti Gimn., Szeged	9.b	66
Fábián Dániel	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Gyányi Viola	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	0
Horvát Alexandra	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	16
Huszár István	Zrínyi Ilona Gimn., Nyíregyháza	10.e	63
Janka Tamás	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	61
Kapitány Máté	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	0
Kathi Livia	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	41
Kertesy Andrea	Kempelen Farkas Gimnázium, Budapest	11.a	20

Kovács Dorottya	Ady Endre Gimn., Debrecen	9.c	8
Lakatos Livia	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	37
Lövei Péter	Árpád Gimnázium, Budapest	10.b	21
Magyarlaki Bence	Leőwey Klára Gimn, Pécs	9.b	55
Mátravölgyi Klára	Ady Endre Gimn., Debrecen	9.c	16
Nagy Boglárka	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	0
Nemes Ákos	Pannonhalmi Bencés Gimn.	12.a	74
Oláh Hajnalka	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Pallagi Réka	Ady Endre Gimn., Debrecen	9.c	36
Pósán Dorina	Ady Endre Gimn., Debrecen	10.c	50
Sebő Anna	Illyés Gyula Gimn.	9.c	35
Steindl Kristóf	Nagyváthy János Szakközépisk. Gimn.	11.a	33
Sulyok Lili	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	0
Szatmári György	Bethlen Gábor Református Gimn., Hódmezővásárhely	9.a	8
Tóth Réka	Berzsenyi Dániel Gimn., Budapest	11.b	12
Tóth Szilárd	Ady Endre Gimn., Debrecen	9.c	20
Vadász Endre	Ady Endre Gimn., Debrecen	11.c	0

A 2007/5. számban közölt szakszöveg mintafordítása:

A periódusos rendszer tendenciái

Periódus – az elemek egy sora a periódusos rendszerben.

Csoport – az elemek egy oszlopa a periódusos rendszerben.

Atomsugár – Az atomsugár nem más, mint egyszerűen az atom sugara, mely az atom térfogatát jelzi.

Periódus – Az atomsugár balról jobbra haladva csökken a periódusban.

Miért? Az atomon belüli, az atommag és elektronfelhő közötti ellentétes töltések egyre erősebb vonzó erői (balról jobbra haladva) eredményezik, hogy az atom egy kicsit jobban összehúzódik.

Csoport – Az atomsugár egy csoporton belül lefelé haladva növekszik.

Miért? Minden esetben jelentős ugrás következik be az atommag (protonok és neutronok) méretében, mikor egy periódussal lejjebb lépsz egy csoportban. Ezen felül, ahogy periódusonként lefelé lépkedsz a csoporton belül, az atomhoz új energiaszintű elektronfelhők adódnak, ezáltal az atomok mind tömegben, mind térfogatban jelentősen növekednek. (Tartalmi hibák a feladott angol szövegben! Az atomtörzs mérete ugrik meg, az atommagé ebből a szempontból érdektelen. A tömegnövekedés viszont csak a maghoz és nem az elektronfelhőhöz kapcsolódik.)

Elektronegativitás – Az elektronegativitás az atomnak az a “vágya”, hogy egy másik atom elektronjait megszerezze.

Periódus – Az elektronegativitás balról jobbra haladva növekszik egy perióduson belül.

Miért? A periódusos rendszer bal oldalán lévő elemeknek 1-2 vegyérték-elektronja van, és ezt a néhány vegyértékelektront inkább odaadná (hogy elérje az alacsonyabb energiaszintű oktettet), mintsem megszerezze egy másik atom elektronját. Ennek eredményeképp alacsony az elektronegativitásuk. A periódusos rendszer jobb oldalán lévő atomoknak csak néhány elektronra van szükségük az oktett befejezésére, így nekik nagyon erős hajlamuk van arra, hogy egy másik atom elektronját megszerezzék.

Csoport – Az elektronegativitás csökken, amint lefelé haladunk a csoportban.

Miért? A periódusos rendszer tetején lévő elemeknek eleve kevés elektronjuk van, így minden elektron nagy súllyal számít. Nagyobb a hajlamuk arra, hogy több elektront szerezzenek. A táblázat alján lévő elemeknek olyan sok elektronjuk van, hogy egy elektron elvesztése vagy megszerzése nem számít sokat. Ez annak az árnyékoló hatásnak köszönhető, amellyel az alacsonyabb energiájú elektronok lefedik az atommag pozitív töltését a külső elektronok elől, így azok nem kötődnek olyan erősen az atomhoz.

Ionizációs Energia – Az ionizációs energia az az energia, mely a legkülső elektron eltávolításához szükséges. Ez szoros kapcsolatban áll az elektronegativitással.

Periódus – Az ionizációs energia növekszik, ahogy balról jobbra haladunk a periódusban.

Miért? A táblázat jobb oldalán lévő elemek más atomok elektronjait akarják elvenni (és nem leadni), mivel közel vannak az oktett szerkezet eléréséhez. Ezt azt jelenti, hogy a legkülső elektron eltávolítása nagyobb energiát igényel. A tábla bal oldalán lévő elemek szívesen leadnák az elektronjaikat, így tehát könnyű azokat eltávolítani, kevesebb energiára van szükség hozzá (alacsony ionizációs energia).

Csoport – Az ionizációs energia csökken, ahogy lefelé haladunk a csoportban.

Miért? Az árnyékoló hatás megkönnyíti a legkülső elektron eltávolítását azon atomokról, melyeknek sok elektronja van (azok, melyek a tábla alján helyezkednek el).

Reaktivitás – A reaktivitás arra utal, hogy egy atom mekkora valószínűséggel vagy milyen hevesen reagálhat más anyagokkal. Ezt általában az határozza meg, hogy milyen könnyen távolíthatók el az elektronjaik (ionizációs energia), és mennyire akarják más atomok elektronjait megszerezni (elektronegativitás), mivel a kémiai reakciók alapja az elektronok átadása /kölcsonhatása.

Fémek

Periódus – A reaktivitás a perióduson belül balról jobbra haladva csökken.

Csoport – A reaktivitás a csoportban lefelé haladva növekszik.

Miért? Minél inkább balra és lejjebb megyünk a periódusos rendszerben, annál könnyebb az elektronokat odaadni illetve elvenni, s ez nagyobb reaktivitást eredményez.

Nemfémek

Periódus – A reaktivitás a perióduson belül balról jobbra növekszik.

Csoport – A reaktivitás csökken, ahogy lefelé megyünk a csoporton belül.

Miért? Minél jobbra és feljebb megyünk a periódusos rendszerben, annál magasabb az elektronegativitás, mely az elektronok élénkebb cserélődését eredményezi.

Ionsugár és atomsugár

Fémek – Egy fém atomsugara általában nagyobb, mint a megfelelő elem ionjának sugara.

Miért? Általában a fémek elektront veszítenek, hogy elérjék az oktett szerkezetet. Ennélfogva nagyobb lesz a pozitív töltés az atommagban, mint az elektronfelhőben lévő negatív töltés, így az ionban az elektronfelhő egy picit közelebb húzódik az atommaghoz.

Nemfémek – Egy nemfémes elem atomsugara általában kisebb, mint a megfelelő elem ionjának ionsugara.

Miért? Általában a nem fémek elektront vesznek fel (!Tartalmi hiba a feladott angol szövegben!), hogy elérjék az oktett szerkezetet. Ez nagyobb negatív töltést eredményez az elektronfelhőben, mint az atommagban lévő pozitív töltés, így az ionban az elektronfelhő "szétterülését" eredményezi.

Olvadáspont

Fémek – a fémek olvadáspontja a csoportban lefelé haladva általában csökken.

Nem fémek – a nem fémek olvadás pontja a csoportban lefelé haladva általában növekszik.

Forrás:

<http://www.geocities.com/CapeCanaveral/Lab/4097/chem/chap4/periodictrends.html>

név	Iskola	Év-folyam	Pont-szám
Bacsó András	Földes Ferenc Gimn., Miskolc	11.oszt.	32
Bakó Anett			46
Bernáth Edit	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Bodnár Balázs	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Csöndör Éva	Nagyváthy János KözépIskola és Kollégium	10.a	34
Fábián Alíz	Radnóti Miklós Kísérleti Gimn., Szeged	9.b	69
Fábián Dániel	Ady Endre Gimnázium,	11.c	0

	Debrecen		
Horváth Alexandra	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	13
Huszár István	Zrínyi Ilona Gimn., Nyíregyháza	10.e	80
Illés Blanka	Pápai Református Kollégium Gimnáziuma	12.c	13
Kapitány Máté	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Kathi Livia	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	62
Kertesy Andrea	Kempelen Farkas Gimnázium, Budapest	11.a	29
Lakatos Livia	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	47
Lövei Péter	Árpád Gimnázium, Budapest	10.b	44
Magyarlaki Bence	Leówey Klára Gimn, Pécs	9.b	47
Nagy Boglárka	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Nemes Ákos	Pannonhalmi Bencés Gimn.	12.a	69
Opóczki Anna			0
Pósán Dorina	Ady Endre Gimn., Debrecen	10.c	4
Sándor Zoltán			54
Steindl Kristóf	Nagyváthy János Szakközépisk. Gimn.	11.a	47
Szatmári György	Bethlen Gábor Református Gimn., Hódmezővásárhely	9.a	9
Szöllőssi István	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	40
Tóth Réka	Berzsenyi Dániel Gimn., Budapest	11.b	12

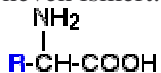
2008/2. szám mintafordítása**Mik az aminosavak?****Szerkezetek és nevek**

Az aminosavak pontosan azok, aminek nevezik őket! Olyan vegyületek, amelyek egy amino csoportot, $-NH_2$, és egy karboxilsav csoportot, $-COOH$, tartalmaznak.

A biológiailag fontos aminosavak aminocsoportja a $-COOH$ csoport melletti szénatomhoz kapcsolódik. Ezeket 2-aminosavaknak nevezik. Más néven (kissé megtévesztően) ezek az alfa-aminosavak.

Ezen aminosavak közül a két legegyszerűbb a 2-aminoetánsav és a 2-aminopropánsav.

Biológiai fontosságuk miatt az ezekhez hasonló molekulák általában a hagyományos biokémiai nevükön ismertek. A 2-aminoetánsav például általában glicin, a 2-aminopropánsav pedig alanin néven ismert.



A 2-aminosavak általános képlete a következő:

Ahol az "R" akár egy bonyolult csoport is lehet, ami tartalmazhat más funkciós csoportokat is, mint például $-OH$, $-SH$, más amin és karboxilsav csoport stb. Semmiképp sem jelent feltétlenül egy egyszerű szénhidrogéncsoportot.

Ha még egy pillantást vetünk az aminosavak általános képletére, láthatjuk, hogy egyaránt rendelkeznek bázikus amino- és egy savas karboxilsav-csoporttal.

A $-COOH$ csoportról a $-NH_2$ csoportra történő belső hidrogénátrendeződés következtében egy negatív és pozitív töltéssel egyaránt rendelkező ion jön létre, amit ikerionnak nevezzük.

Az aminosavak még szilárd fázisban is ebben a formában léteznek. Így egy sokkal erősebb ionos vonzóerő van jelen az ion és szomszédjai között a gyengébb hidrogénkötések és más intermolekuláris erők helyett, amelyeket várhatna az ember.

Ezen ionos vonzás felszakításához több energiára van szükség, ezért az aminosavak olvadáspontja a hasonló méretű molekulákhoz képest magasabb.

Körülbelül 80 aminosav létezik a természetben, de csak 20-29 szükséges az emberi fejlődéshez. 8-10 aminosav alapvető fontosságú (esszenciális) az élethez. Az aminosavakat azért sorolják esszenciális és nem-esszenciális csoportokba, hogy megkülönböztessék azokat, amelyeket az

emberi szervezet elő képes állítani, azoktól, amelyeket a tápláléknak kell tartalmaznia.

Az **esszenciális** aminosavak azok, amelyeket feltétlenül az étrendnek kell tartalmaznia. Ezek többek között: az izoleucin, a leucin, a lizin, a metionin, a fenil-alanin, a treonin, a triptofán és a valin. Amennyiben a tíz, általunk előállíthatatlan esszenciális aminosav közül akárcsak egyből nem fogyasztunk eleget, akkor az a test fehérjeinek – izom és így tovább – lebomlását eredményezi, azért hogy azt az egy aminosavat megszerezze. A zsírral és keményítővel ellentétben az emberi szervezet nem tárol a jövőbeni használatra tartalék aminosavakat, ezen aminosavakat a mindennapi tápláléknak kell tartalmaznia.

A **nem-esszenciális** aminosavak azok, amelyeket a szervezet egy szénvázból és egy hozzáférhető nitrogénforrásból elő tud állítani. Ezek többek között: az alanin, az aszparagin, az aszparaginsav, a karnitin, a citrullin, a cisztein, a cisztin, a GABA, a glutaminsav, a glutamin, a glutation, a glicin, a hidroxiprolin, az ornitin, a prolin, a szerin, a taurin és a tirozin. A tirozin a fenil-alaninból képződik, így ha az étrend fenil-alanin hiányos, a tirozinra is szükség lesz.

A **fél-esszenciális** aminosavak azok, amelyek megfelelő körülmények között a szervezetben előállíthatóak. Az arginin és hisztidin, amennyiben szükséges, más aminosavakból átalakítható. A metionin átalakítható cisztinné, azonban a cisztin nem alakítható át metioninná. A fenilalanin tirozinná alakítható, de fordítva nem. Ezért ha a cisztein és a tirozin jelen van az étrendben, a metionin- és fenil-alanin-szükséglet lecsökken. Emiatt a ciszteint és tirozint néha a fél-esszenciális aminosavak közé sorolják. A máj a fehérjeszintézishez szükséges aminosavak 80%-át képes előállítani, míg a fennmaradó 20%-ot a táplálékkal kell felvennünk..

Forrás:

<http://www.innvista.com/health/nutrition/amino/intro.htm>

http://www.biology.arizona.edu/biochemistry/problem_sets/aa/aa.html

<http://www.chemguide.co.uk/organicprops/aminoacids/background.html#top>

név	Iskola	Év-folyam	Pont-szám
Bacsó András	Földes Ferenc Gimn., Miskolc	11.oszt.	45
Barnóth Brigitta	Berze Nagy János Gimn.	11.b	46

Bodnár Balázs	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Csöndör Éva	Nagyváthy János Középiskola és Kollégium	10.a	47
Horváth Alexandra	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	49
Huszár István	Zrínyi Ilona Gimn., Nyíregyháza	10.e	88
Janka Tamás			58
Kapitány Máté	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	46
Nagy Boglárka	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	21
Nemes Ákos	Pannonhalmi Bencés Gimn.	12.a	52
Opódzki Anna	Ady Endre Gimnázium, Debrecen	11.c	0
Steindl Kristóf	Nagyváthy János Szakközépisk. Gimn.	11.a	51
Szatmári György	Bethlen Gábor Református Gimn., Hódmezővásárhely	9.a	15
Veres Erik			8

A 2007/2008-as tanév első három helyezettje:

Huszár István	Zrínyi Ilona Gimn., Nyíregyháza	10.e	231
Nemes Ákos	Pannonhalmi Bencés Gimn.	12.a	195
Steindl Kristóf	Nagyváthy János Szakközépisk. Gimn.	11.a	131

Gratulálunk a szép eredményekhez! Az első három helyezett egy éves KÖKÉL előfizetést nyert.